





RAFAEL ALEMÁN

Constantes



ALMUZARA

© RAFAEL ANDRÉS ALEMAÑ BERENGUER, 2013

© EDITORIAL ALMUZARA, S.L., 2013

Primera edición: agosto de 2013

Reservados todos los derechos. «No está permitida la reproducción total o parcial de este libro, ni su tratamiento informático, ni la transmisión de ninguna forma o por cualquier medio, ya sea mecánico, electrónico, por fotocopia, por registro u otros métodos, sin el permiso previo y por escrito de los titulares del *copyright*.»

Editorial Almuzara. Colección Divulgación científica
Director editorial: ANTONIO CUESTA
www.editorialalmuzara.com
pedidos@editorialalmuzara.com info@editorialalmuzara.com

Imprime: LINCE ARTES GRÁFICAS
ISBN: 978-84-15828-34-1
Depósito Legal: CO-1399-2013
Hecho e impreso en España-*Made and printed in Spain*

*Para Mariángeles Pacheco Escolano (1966-2012), in memórium.
Nuestro recuerdo y afecto son también constantes y universales.*



<i>Introducción</i>	9
1. EL NÚMERO DE AVOGADRO	13
El nacimiento de la Química	17
El concepto de mol.....	23
Determinando el Número de Avogadro.....	29
2. LA CONSTANTE DE BOLTZMANN	33
Einstein y los átomos.....	37
La obra de Boltzmann	39
La ecuación de los gases ideales	42
Boltzmann y la entropía	44
Técnicas experimentales	47
Termodinámica estadística	48
Función de distribución y ecuación de flujo	51
3. EL ENIGMA DE LA ENTROPÍA	55
Problemas en la física estadística.....	57
Entropía y gravedad	65
Una posible alternativa.....	70
4. EL NÚMERO DE FEIGENBAUM	77
El principio de linealidad.....	79
Mecanicismo y predictibilidad.....	82
Caos y determinismo	85
Rutas hacia el caos	89
La constante del caos.....	93
5. LAS CARGAS ELÉCTRICAS	97
Aceite y electrones.....	101
El átomo de Rutherford.....	105
Antimateria.....	109
6. LA CONSTANTE DIELÉCTRICA	117
La ley de Coulomb (y de Cavendish).....	121
La noción de campo en física	123
Electromagnetismo	126
En el vacío y en los materiales.....	130
La peculiar historia de las unidades en el electromagnetismo.....	132

7. LA VELOCIDAD DE LA LUZ	137
La Luz y el Espacio-tiempo.....	145
Midiendo la velocidad de la luz.....	151
Luz y Relatividad.....	153
8. LA CONSTANTE DE PLANCK	159
El problema del cuerpo negro	160
La hipótesis cuántica	163
Medida de h	167
Las desigualdades de Heisenberg.....	168
¿Qué es la constante h ?.....	173
9. LA CONSTANTE DE LA GRAVITACIÓN UNIVERSAL	177
La medición de G	188
Einstein entra en escena.....	191
¿Qué es G ?	194
10. LA ENIGMÁTICA CONSTANTE COSMOLÓGICA.....	199
La cosmología de Friedman.....	201
El universo en expansión	205
El regreso de la constante cosmológica.....	209
La densidad del vacío.....	215
11. FUERZAS Y PARTÍCULAS	219
Fuerzas de la Naturaleza y Partículas Elementales	221
Métodos de detección	223
Intentando una clasificación.....	225
Los esquivos <i>quarks</i>	230
Fuerza fuerte y carga de «color»	234
La fuerza electrodébil	237
El modelo Weinberg-Salam.....	239
Supercuerdas	241
12. ¿UN MENSAJE OCULTO?	245
La importancia de no cambiar.....	248
Polémica con la estructura fina.....	252
El principio antrópico.....	257
La teoría M	261
<i>Bibliografía</i>	268
<i>Locigrafía</i>	270

Introducción

Son muchas y muy variadas las razones que suelen esgrimir los autores para justificar el esfuerzo de escribir un libro, la mayoría de las cuales interesan muy poco al potencial lector. Por eso mismo no deseo extenderme más de lo estrictamente indispensable exponiendo la mía. El principal motivo que me ha conducido a tratar en una obra de divulgación sobre las constantes universales, es la percepción, sin duda subjetiva, de que ha sido un tema insuficientemente considerado; o al menos no lo ha sido desde la perspectiva que yo juzgaba más interesante.

Todo aquel que haya abordado las ciencias físicas concierto grado de detalle, habrá tenido ocasión de toparse con unas cantidades cuya fama de inmutabilidad les ha granjeado el nombre de constantes fundamentales de la naturaleza. Suelen ser cantidades que los estudiantes memorizan con relucencia para los exámenes, y que, en el mejor de los casos, olvidan con igual rapidez tras haberlos superado. Estamos tan habituados a considerarlas cantidades dadas de por sí como un dato en bruto, que no nos detenemos a recordar su historia, el tesón necesitado para dilucidarlas, o el significado que se les atribuye en el concierto de la naturaleza. La cuestión es, ¿sirven estas constantes algo más que para intervenir como valores fijos en multitud de cálculos científicos?; ¿contienen en sí mismas alguna información interesante sobre la arquitectura del universo cuyas leyes intenta poner al descubierto el hombre de ciencia?

Tal vez la respuesta sea afirmativa, y su importancia haya quedado velada por el fastidio producido en todo caso ante la obligación de retener en la memoria sus valores numéricos. En este sentido, se recuerda a menudo un relato muy ilustrativo sobre la

opinión a este respecto de un personaje tan cualificado como Albert Einstein. Durante su primera visita a los Estados Unidos, el insigne físico alemán hubo de vérselas con el fuerte sentido pragmático de buena parte de los investigadores norteamericanos, quienes desconfiaban de la enseñanza universitaria al uso, demasiado teórica para su gusto. Los trabajos de Einstein daban la impresión de ser poco menos que un lujo exclusivo de sabios excesivamente inclinados a la especulación. Esta idea se reforzaba por comparación con los resonantes éxitos prácticos de inventores como Thomas Alva Edison, cuyo ingenio asombraba al mundo con logros del calibre de la bombilla eléctrica, el fonógrafo o el telégrafo sin hilos. En este contexto —y buscando demostrar su escasa conexión con los asuntos de la vida real— se preguntó a Einstein sobre la velocidad del sonido en el aire. Su respuesta fue: *«No lo sé, y no me preocupa ignorar números que están presentes en la mayoría de los textos. Yo creo que el gran valor de la educación superior no reside en sobrecargar la memoria con datos que se pueden encontrar en cualquier manual, sino en preparar nuestra mente para pensar por sí misma y así descubrir cosas que no están en los libros».*

Esta anécdota constituye un magnífico exponente de la intención primordial de esta obra. Además de la importancia que sin duda tenga la determinación del valor numérico exacto de estas constantes, no debemos olvidar su significado en el marco de nuestro conocimiento del mundo físico. Estas magnitudes actuarán, quizás, como puntos fijos de referencia en torno a los cuales disponer las piezas del rompecabezas en que se convierte la investigación de las leyes fundamentales de la naturaleza. Si sabemos que tal o cual constante posee un determinado valor, también sabremos que nuestras teorías han de proporcionar ese mismo valor en sus deducciones sobre ella. Un modelo de partículas elementales, pongamos por caso, que prediga una carga para el electrón distinta de la comprobada empíricamente, deberá ser desechado sin vacilaciones.

Este papel de filtro de nuestros modelos teóricos acerca de la naturaleza, ha sido llevado excesivamente lejos en algunas ocasiones. Bien conocidos son entre los aficionados a la ciencia el caso de eminentes científicos, como Eddington y Jordan, que creyeron posible inferir los rasgos básicos del universo mediante

la simple combinación de las constantes fundamentales entonces conocidas. Semejante malabarismo matemático se ha demostrado repetidamente estéril, lo que nos permite albergar fundadas sospechas de la inutilidad de enterrar en ese camino nuestros mejores esfuerzos para dilucidar la cuestión.

Con igual ahínco que los partidarios de la numerología, surgen con gran frecuencia quienes creen entrever en las constantes universales la huella de un orden sobrenatural al que atribuir las perfecciones de un supuesto diseño cósmico. Nada más lejos de la intención del autor que refutar la posibilidad de un plan trascendente en el universo, pero con la misma franqueza debe admitirse que tampoco podemos probar su existencia más allá de cualquier duda razonable. Todos los argumentos enarbolados para demostrar la intervención divina el curso de la naturaleza, partiendo de los descubrimientos que sobre sus leyes logra la ciencia, no contienen más fuerza de convicción que la que cada cual quiera otorgarles. Las interminables discusiones acerca de este particular a lo largo de los años, han puesto de relieve que quienes deseen, o no deseen, atisbar la mano de un Creador, encontrarán siempre suficiente motivo para hacerlo, con independencia de la evidencia empírica aportada al respecto. Por tanto, dada la futilidad del debate, tampoco será ésta una senda por la que aquí nos adentremos.

La historia del hallazgo de las constantes fundamentales y de las polémicas sobre su correcta interpretación, quedaría gravemente incompleta si se separase de las vicisitudes personales de los protagonistas de los descubrimientos. Y ello es así no sólo por hacer justicia histórica a sus talentos, sino porque cada investigador concreto encarna las circunstancias que lo modelaron como tal, y constituye así un reflejo compactado de su propia época. El nacimiento de la química y del electromagnetismo como ciencias adultas, los propios albores del método científico con Newton, o la turbulenta transición de la física del siglo XIX a la del XX, son episodios cuyas múltiples facetas resultarían difícilmente comprensibles si se relatasen omitiendo las personalidades de sus actores principales, o aislados del entorno histórico que los vio gestarse.

En obras que pretenden ser de divulgación, como ésta, el

autor queda siempre enfrentado al reto de dirigirse con propiedad a un público extraordinariamente diverso. La heterogeneidad de los posibles lectores es tan grande que el acierto en el rigor y la profundidad de los contenidos, requiere un considerable esfuerzo. Parece inevitable que para algunos siempre se dirá demasiado, mientras para otros nunca será suficiente. El recurso a recuadros en los que se encierran —como a fieras peligrosas, se diría— los desarrollos matemáticos más formales, ha venido guiado por el propósito de ahorrar a ciertos lectores una dedicación que acaso no sería justo exigirles. Quienes así lo prefieran, pueden pasar por altos tales recuadros sin que por ello el hilo argumental se vea perjudicado siquiera mínimamente.

Frente a la delicadeza del compromiso, he intentado lograr un equilibrio señalando especialmente los aspectos menos tratados en los textos divulgativos comunes. La interpretación de su significado físico cobrará, pues, una relevancia por lo menos igual a la historia de del descubrimiento de las constantes, o de los procedimientos empleados para medirlas. Si alguna originalidad puede reclamar esta obra, espero al menos que sea ésta.

1. EL NÚMERO DE AVOGADRO

Corrían tiempos de gran agitación en toda Europa, y especialmente en Francia, donde la llama de la revolución había prendido hasta el punto de derrocar la vieja monarquía e instaurar la primera República europea. El entusiasmo desbordante de un pueblo hasta entonces sometido a las arbitrariedades y corrup-telas de la monarquía absoluta, anunciaban días de esplendor para la recién nacida república francesa. Pero dirigentes como Robespierre y sus camaradas no tardaron en defraudar las esperanzas depositadas en ellos, al imponer un régimen de terror donde la muerte en la guillotina era el precio a pagar por la menor divergencia respecto a la línea marcada desde el gobierno. Tales pensamientos debieron cruzar la mente de Lavoisier mientras era conducido al cadalso para su cita final con el verdugo. Este fue el triste final de uno de los padres fundadores de la moderna ciencia química como hoy en día la entendemos. Una ciencia cuyo origen nos lleva a retroceder hasta los mismos albores de la Historia, pues de rudimentarios procesos físico-químicos podrían calificarse los primeros trabajos sobre metales realizados en las antiguas civilizaciones.

Siendo la naturaleza humana cual es, la manipulación de los metales se inició con toda probabilidad bajo un propósito militar, en relación con la mejora de las armas de guerra disponibles. En tiempos del antiguo Egipto, espadas de cobre ya habían desplazado las estacas de madera y las mazas de piedra como instrumentos principales de combate. Hacia el 3500 a.C. el descubrimiento de la fundición —procedimiento en el que los metales puros se obtienen de sus minerales por calentamiento sostenido hasta la fusión de estos— permitió lograr grandes cantidades

de cobre tan puro y versátil como para permitir que los pueblos del Nilo, y después los de Mesopotamia, crearan las primeras civilizaciones basadas en el empleo de ese metal. La supremacía egipcia en la Oriente Medio finalizó cuando los sumerios, habitantes del valle entre el Tigris y el Eufrates, descubrieron el bronce —aleación de cobre y estaño— cuya dureza y resistencia superaba con mucho la de sus dos componentes por separado. Valiéndose de esta superioridad técnica, los hiksos, pueblo semítico de Mesopotamia, invadió y sometió Egipto alrededor del 1700 a.C. El dominio hikso se mantuvo hasta que los egipcios aprendieron ellos mismos a fabricar armas de bronce, habilidad que aprovecharon para expulsar a los invasores y conquistar sus territorios. El poderío egipcio se sintió de nuevo en todo el Mediterráneo Oriental, y sólo se vio amenazado por la bravura y la pericia metalúrgica de los hititas. Este pueblo de Anatolia del Este había conseguido trabajar el hierro hasta conseguir una aleación de propiedades asombrosas. Hacia el 1400 a.C. comprobaron que si se calentaban juntos hierro y carbón, se moldeaba la masa resultante a golpes de martillo y se enfriaba con rapidez, se obtenía un material —acero, lo llamamos hoy— de resistencia y dureza superiores a todos los conocidos hasta entonces.

La posibilidad cierta de operar con minerales metálicos, purificar sus componentes por fundición y producir aleaciones de los mismos, alentó en los pensadores de la antigüedad la suposición de que algo semejante permitiría explicar toda la variedad de sustancias naturales. Tal vez no hubiese más que unos pocos elementos básicos, la combinación de los cuales daría origen a la prodigiosa diversidad que observamos a diario en la naturaleza. La opinión más respetada al respecto fue la de Aristóteles (384-322 a.C.), filósofo griego y educador de Alejandro Magno, quien sugirió la existencia de cuatro elementos primordiales, la tierra, el aire, el fuego y el agua, cuya combinación en diferentes proporciones originaba las distintas propiedades de los objetos materiales. Los cuerpos pesados, por ejemplo, poseían en su composición un mayor cantidad de elemento tierra, mientras que en los ligeros predominaba el elemento aire; los objetos calientes contenían más elemento fuego, los húmedos más elemento agua, y así sucesivamente. A estos cuatro, Aristóteles

añadió un elemento más, la «quinta esencia» o *éter*, convencido como estaba que los astros del firmamento —el mundo supralunar— se componían de materiales completamente distintos a los del mundo terrestre, o mundo sublunar.



Fragmento de la obra *El laboratorio de los alquimistas*, de Giovanni Stradano. Giovanni Stradano, Stradanus o Stratesis (1503-1605) fue un artista manierista nacido en Flandes. Desarrolló la mayor parte de su actividad artística en Florencia, donde vivió la segunda mitad del siglo XVI. [Florencia, Palazzo Vecchio, Gabinete de Francisco I].

La doctrina aristotélica de los cuatro elementos se expandió por Asia Menor al ritmo de las conquistas de Alejandro Magno, encajándose como un armazón teórico en la serie de habilidades prácticas desarrolladas por los herreros de la época. Durante la Edad Media europea, a todo este conjunto se agregaron las creencias mágicas occidentales y las tradiciones ocultistas de extremo oriente traídas por los árabes. Tan heterogénea mezcla engendró un sistema de técnicas prácticas y confusas explicaciones teóricas de carácter esotérico, conocido como alquimia. El propósito declarado del alquimista era alcanzar completo dominio sobre los elementos naturales y manipularlos a voluntad con el fin de conseguir cosas tales como el disolvente universal, la panacea (o bálsamo curalotodo), el elixir de la eterna juventud o la piedra filosofal, a la que se presumía la facultad de convertir cualquier metal en oro. Los adeptos de espíritu más elevado sostenían que todos esos logros no eran sino prolegómenos para el verdadero objetivo del alquimista: el perfeccionamiento interior y la purificación de su alma.

Los fundamentos teóricos de la alquimia no pasaban de ser, claro está, pura filfa; sin embargo, el trabajo experimental de los alquimistas europeos y árabes legó de hecho importantes hallazgos a la posteridad. Su labor práctica les obligó a diseñar y desarrollar un completo utillaje de laboratorio (alambiques, retortas, viales, crisoles, balanzas, matraces, vasijas y ánforas de vidrio de diversas formas y tamaños) del que más tarde se servirían con gran provecho sus sucesores científicos. Incluso descubrieron algunos ácidos minerales, como el sulfúrico («aceite de vitriolo») y el nítrico («agua fuerte»), cuya importancia no supieron calibrar hasta mucho después. Otro alquimista del siglo XVII, Johan Baptiste Van Helmont, encontró que además del sólido y el líquido existe un tercer estado de la materia^[1], el gaseoso, más tenue que los dos anteriores, lo que abrió la puerta a las futuras reacciones químicas entre gases.

1 Hoy podríamos añadir un cuarto estado, el plasma, que aparece en un gas cuyos núcleos han perdidos sus electrones ionizándose. Sus propiedades difieren en gran manera de las del gas: es un excelente conductor eléctrico, puede alcanzar millones de grados de temperatura y su energía es controlable mediante un campo magnético. Además, solemos distinguir también entre estados de «sol», «gel» y algunos otros más.

Al correr del tiempo, poco a poco, fue completándose la sustitución gradual de las supercherías alquimistas por los asertos científicos de la química, aunque no sin dificultades. Muchos de los personajes de este periodo de transición pueden hoy parecerse nos balbuceantes y contradictorios en su ejecutoria, unas veces aceptando y otras rechazando los postulados de la alquimia clásica. Pero no debemos olvidar que su tosquedad es la típica del pionero que se interna en un territorio enteramente inexplorado, avanzando a ciegas en un paisaje desconocido por completo. No debe sorprendernos, pues, que durante este avance a tientas se produjesen tropiezos y desorientaciones, aun cuando globalmente se estuviese en el buen camino. Así se explica, por ejemplo, el interés de Isaac Newton (1643-1727) en los experimentos alquímicos, a resultas de los cuales padeció una intoxicación por plomo, de la que afortunadamente acabó saliendo indemne. Más cerca del espíritu científico como lo entendemos en la actualidad se sitúa el investigador inglés Robert Boyle (1627-1691), quien a finales de siglo XVIII publicó el libro *The Skeptical Chemist (El Químico Escéptico)* donde censura las viejas prácticas alquimistas y aboga por dotar de un carácter plenamente científico lo que con el paso del tiempo llegaría a ser la química genuina.

EL NACIMIENTO DE LA QUÍMICA

La verdadera paternidad de la química científica, si se nos permite hablar así, debe atribuirse al francés Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794), quien vio la luz como un miembro más de la buena sociedad parisina de mediados del siglo XVIII. Nacido en el seno de una familia de juristas, Lavoisier estudió leyes pese a lo cual nunca llegó a ejercer la profesión de sus antepasados. Desde su juventud se sintió mucho más inclinado a la investigación científica en cualquiera de sus vertientes. Comenzó perfeccionando numerosos hallazgos científicos previos, y para costear sus trabajos ingresó como inspector fiscal. Además de un gran rigor en sus trabajos, Lavoisier también manifestó una aguda preocupación por el bienestar de sus conciudadanos, lo que le

embarcó en reformas sanitarias y penitenciarias, e incluso le impulsó a entrar en la arena política. Sin embargo, todo apunta a que acabo siendo víctima de las maquinaciones e intrigas de Jean Paul Marat, a quien Lavoisier había censurado por las profundas deficiencias de sus pretendidos resultados experimenta-



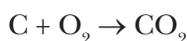
Antoine Laurent Lavoisier y Marie-Anne Pierrette Paulze. Ambos aparecen retratados en esta espléndida obra de Jacques-Louis David, de 1788, que se encuentra en el Museo Metropolitano de Nueva York.

les. Así pues, cuando en 1794 se acusó falsamente a Lavoisier de malversación de caudales públicos y fue finalmente condenado a la guillotina, su colega Joseph Louis Lagrange comentó: «Han tardado tan solo un instante en cortarle la cabeza, pero lo más probable es que ni cien años sean suficientes para producir otra semejante».

Lavoisier insistió hasta la saciedad en que sólo realizando mediciones exactas, razonamientos rigurosos y verificaciones experimentales, podría liberarse la química del ocultismo alquimista. Suya fue la idea de introducir un vocabulario químico específico, y auxiliado por otros insignes científicos (Guyton de Morveau, Bertholet, Fourcroy), popularizó las terminaciones —*ato*, —*ito*, —*uro*, —*oso*, —*ico* para ácidos y sales. Este lenguaje triunfó entre los científicos de toda Europa con asombrosa rapidez, unificando su terminología y facilitando los intercambios de ideas y experiencias, auténtica savia de las ciencias naturales. Grande fue también el éxito de su adopción del sistema decimal para toda clase de medidas, elección ésta que, junto con sus otros hallazgos e innovaciones, quedó recogida en 1789 en su obra clásica *Traité Elementaire de Chimie*.

Lavoisier identificó el oxígeno, estudió su reactividad química y descalificó definitivamente la hipótesis del *flogisto*, según la cual la combustibilidad de los cuerpos se debía a la presencia de un fluido imponderable llamado así. En opinión del químico francés la imponderabilidad era un mito, es decir, todas las sustancias reales poseen un peso definido. Y así lo manifestó al establecer la primera ley de la estequiometría (medida de las cantidades de reactivos y productos que intervienen en una reacción química), llamada ley de la conservación de la materia, o ley de las masas ponderadas: «En cualquier reacción química, la suma de las masas de todos los reactivos iniciales debe ser igual a la suma de las masas de todos los productos finales».

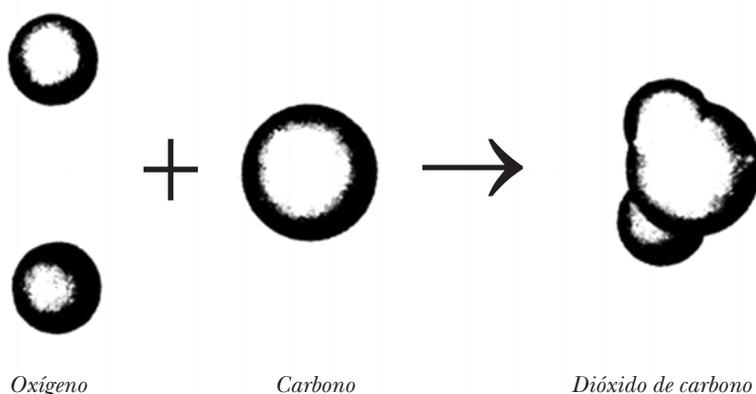
Tomemos como ejemplo la reacción entre el carbono y el oxígeno para dióxido de carbono. Escrito con el simbolismo hoy habitual tendríamos:



Lo que el químico francés afirmaba era que, en este caso concreto, $[masa\ de\ carbono] + [masa\ de\ oxígeno] = [masa\ del\ dióxido\ de\ carbono]$, y en general ocurría lo mismo para cualquier reacción.

La segunda regla estequiométrica básica se conoce como ley de las proporciones definidas o constantes, y se debe al empeño investigador del también francés Joseph Louis Proust. Hijo de un boticario de Angiers, Proust dio sus primeros pasos en la química como farmacéutico hospitalario en París. Durante el reinado en España de Carlos IV ocupó la cátedra de química en Vergara y más tarde en el Colegio de Artillería de Segovia. Se trasladó después a Madrid para dirigir el laboratorio de la Real Escuela de Química, y permaneció en la península hasta 1806 cuando debió abandonarla a causa de las guerras napoleónicas. Contrario al régimen de Bonaparte, malvivió en Francia entre grandes estrecheces hasta que Luis XVIII restituido en el poder tras la caída de Napoleón, le rehabilitó profesionalmente.

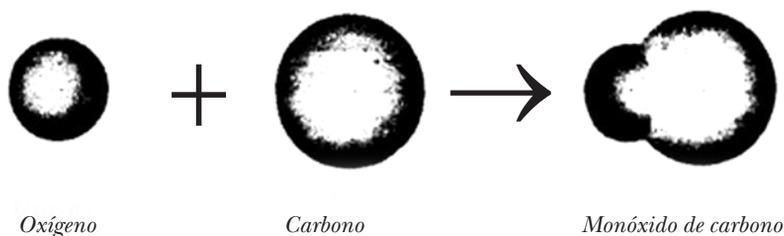
Proust descubrió que para formar un determinado compuesto los elementos químicos que lo constituyen se combinan siempre en una proporción fija. Y así lo enunció: «Las proporciones en peso en que los elementos entran en cualquier compuesto dado, son invariables». Siguiendo con el ejemplo anterior, el dióxido de carbono (CO_2) se forma invariablemente combinando



El dióxido de carbono siempre se forma en la proporción 2:1 entre el oxígeno y el carbono.

una cantidad doble de oxígeno que de carbono. Es decir, la proporción entre el oxígeno y el carbono es siempre 2:1 cuando aparece dióxido de carbono; en caso contrario obtendremos otro compuesto, pero no CO_2 .

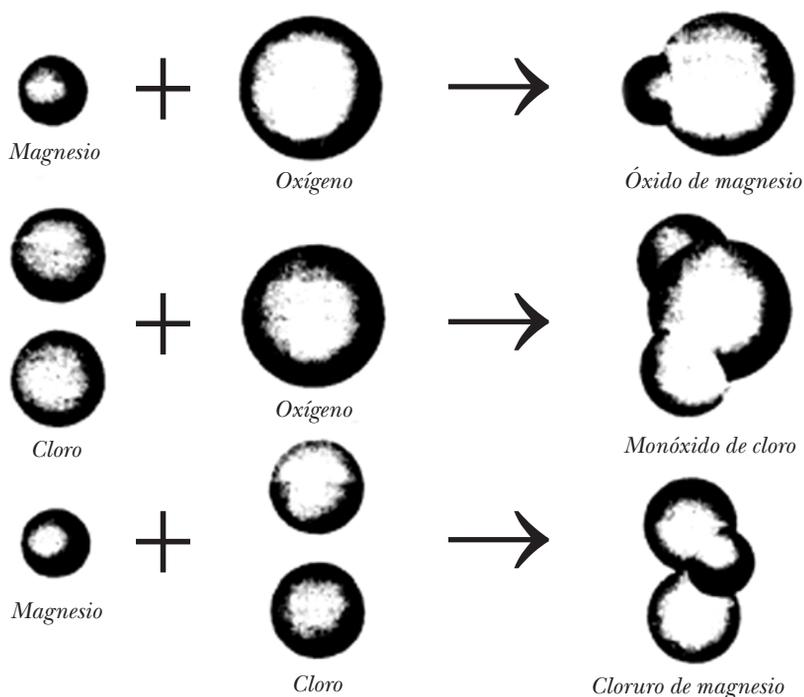
En tercer lugar tenemos la ley de las proporciones múltiples, de John Dalton: «Las cantidades de un elemento químico que se combinan con una cantidad fija de otro para formar dos compuestos diferentes, se hallan ellas mismas entre sí en relación de números enteros sencillos». Veámoslo con un ejemplo de fácil comprensión, pues sabemos que el oxígeno y el carbono pueden formar tanto dióxido de carbono (CO_2) como monóxido de carbono (CO). Si nos fijamos, diferentes cantidades de oxígeno se combinan con una cantidad fija de carbono para dar dos compuestos distintos. Si la ley de las proporciones múltiples es cierta, los pesos de oxígeno que entran en juego en ambos casos deberán estar en relación de números enteros no muy grandes. Y de hecho así es: la proporción es 2:1, considerando el CO_2 respecto al CO .



Al formar dióxido de carbono y monóxido de carbono el oxígeno está en relación de números sencillos, 2:1.

La de enunciado más largo es sin duda la ley de las proporciones recíprocas, debida a Jeremías Benjamín Richter, que dice así: «Dos elementos químicos que se combinan con una cantidad fija de un tercero están en proporción de números enteros sencillos, y si esos dos elementos se combinan entre sí su proporción mutua será la misma que en el caso anterior». Pongamos, para fijar ideas, que el cloro y el magnesio se combinan con una canti-

dad fija de oxígeno para dar respectivamente monóxido de cloro (Cl_2O) y óxido de magnesio (MgO). Simplemente mirando las fórmulas vemos que la relación entre el cloro y el magnesio es 2:1 = 2; el cloro es el doble en relación con el magnesio. Si ahora el cloro y el magnesio reaccionan entre sí para dar cloruro de magnesio (MgCl_2), resulta que en este último compuesto la proporción del cloro respecto al magnesio es también 2:1 = 2, como en el primer caso.



Las tres leyes de la estequiometría inspiraron al investigador británico John Dalton sus ideas sobre la estructura de la materia. Recogiendo las opiniones de antiguos filósofos griegos, Dalton sugirió que la repetida aparición de proporciones en forma de números enteros entre los elementos de una reacción química, podía explicarse suponiendo que la materia se hallaba compuesta por partículas microscópicas e indivisibles llamadas áto-

mos (del griego *atomo*: «sin partes»), caracterizadas únicamente por su peso y su volumen. Así, los cocientes de números enteros representaban la proporción relativa entre el número de átomos de cada elemento en una determinada reacción química.

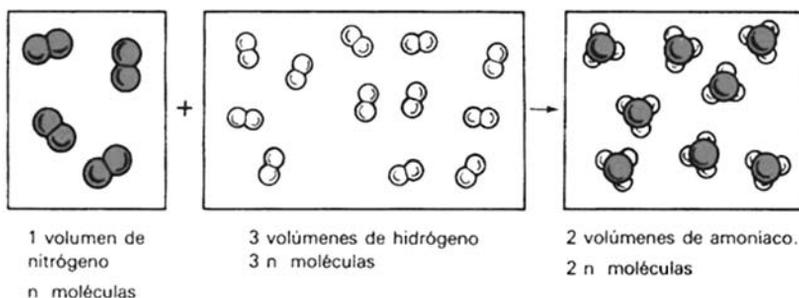
La hipótesis atómica fue una ocurrencia verdaderamente brillante, y franqueó el primer peldaño en el ascenso hacia las modernas teorías químicas sobre la estructura y propiedades de las sustancias. También fue de este científico inglés la idea —perfeccionada después por Berzelius— de usar un simbolismo específico para los procesos químicos, donde cada elemento se representaba con una o dos de las primeras letras de su nombre latino. Sin embargo, pese a todos sus méritos, Dalton cometió dos errores fatales que a la postre darían al traste con su propuesta. No sólo negó precipitadamente que los átomos poseyesen a su vez una estructura interna —tal y como se demostró más tarde— sino que rechazó la posibilidad de que en los procesos químicos tomaran parte grupos de átomos asociados, en lugar de reaccionar siempre como átomos individuales. Esta limitación gratuita impuesta por Dalton a su modelo, lo incapacitó para justificar la generación de ciertas sustancias químicas cuya composición se conocía tiempo atrás, y al reducir su poder explicativo acabó desacreditándolo.

EL CONCEPTO DE MOL

El químico italiano Avogadro, incómodo con la rigidez de las restricciones impuestas por Dalton a la hipótesis atómica, realizó de ésta una lectura más libre que le permitiese descubrir los mecanismos íntimos de las reacciones químicas. Lorenzo Romano Amadeo Carlo Avogadro, conde de Quarequa y de Cerreto (1776 - 1856), hijo de Cuenta Filippo Avogadro y Anna María Vercellone, nació en Turín, Italia. Su padre era un abogado distinguido y funcionario público, que llegó a senador de Piamonte en 1768. Avogadro cursó estudios en Turín, donde se orientó por tradición familiar hacia la carrera de Derecho, en la que se graduó en 1792, con tan solo 16 años. Cuatro años después ganó su doctorado en derecho eclesiástico y empezó a ejer-

cer como jurista. Además de disfrutar de una carrera legal exitosa, Avogadro mostró también interés en las ciencias naturales, y en 1800 empezó estudios privados de matemática y física. Su primera investigación científica en 1803, emprendida junto con su hermano Felice, se centró en temas relativos a la electricidad. Avogadro, ya casado con Felicita Mazzé y con un total de seis niños, llevaba una vida discreta y laboriosa, como un perfecto exponente del científico modesto trabajando en solitario. Esto probablemente contribuyó a la relativa oscuridad de sus trabajos, particularmente fuera de Italia, hasta su fallecimiento.

Como Dalton no tenía método alguno para medir los pesos atómicos inequívocamente, adoptó la presunción incorrecta de que en el compuesto más común formado entre dos elementos químicos, había un átomo de cada uno. En esos años, Gay-Lussac estaba estudiando las reacciones químicas entre gases, y encontró que las proporciones entre los volúmenes de los gases reaccionantes se expresaban mediante cocientes de números enteros sencillos. Sin embargo, Dalton comprendió que una relación entera simple entre los volúmenes de reacción de los gases, implicaba una relación igualmente simple entre las partículas componentes. Por ello insistió en identificar tales partículas con los átomos, y no pudo explicar cómo una partícula de oxígeno junto con dos de hidrógeno podía producir dos partículas de agua. Ésta era una amenaza directa a su visión personal de la hipótesis atómica, y por consiguiente Dalton intentó desacreditar el trabajo de Gay-Lussac.



Ley de los volúmenes reaccionantes de Gay-Lussac.

En 1811, Avogadro publicó un artículo en la revista francesa *Gaceta de Física* que perfiló claramente la distinción entre la molécula y el átomo. En él señaló que Dalton había confundido los conceptos de átomos y moléculas. Los átomos son las partes más pequeñas de un elemento químico que conservan las propiedades de éste, mientras que las moléculas son asociaciones estables de dos o más átomos que pueden participar en las reacciones químicas para producir nuevos compuestos por reordenación de sus átomos constituyentes. Los «átomos» de nitrógeno y oxígeno son en realidad «moléculas» que contienen dos átomos cada una. Así, dos moléculas de hidrógeno pueden combinarse con una molécula de oxígeno para producir dos moléculas de agua. Avogadro sugirió que: «Volúmenes iguales de diferentes gases a la misma temperatura y la presión contienen el mismo número de moléculas», lo que se conoce hoy como el *Principio de Avogadro*^[2].

El trabajo de este eminente investigador italiano fue ignorado casi completamente hasta su pública y enérgica defensa por parte de Stanislao Cannizzaro en la Conferencia de Karlsruhe en 1860. Una razón para este ostracismo inicial del trabajo de Avogadro, era quizás la convicción profundamente arraigada de que la combinación química ocurría en virtud de una peculiar afinidad entre los elementos diferentes, opinión avanzada ya por San Alberto Magno en el siglo XIII. Después de los descubrimientos de Galvani y Volta, esta afinidad se atribuyó comúnmente a la atracción entre cargas eléctricas opuestas. La idea que dos átomos idénticos de hidrógeno podrían combinarse en el hidrógeno molecular compuesto, resultaba intolerable para el pensamiento químico en los primeros años del siglo XIX.

Pero lo que realmente dio fama imperecedera a Avogadro entre los químicos fue una unidad llamada *mol*. El número de átomos o moléculas en un mol se llama hoy el número de Avogadro, y es una constante universal en el sentido de que un mol consta siempre del mismo número de partículas, con independencia del elemento químico o compuesto de que se trate.

² Este enunciado sólo es válido para gases ideales, es decir, diluidos a bajas presiones. En caso contrario comienzan a manifestarse desviaciones de la idealidad (las moléculas no son puntuales, pueden interaccionar entre ellas, sus choques no son perfectamente elásticos, etc.)



Es harto curioso que Avogadro no tuviese el menor papel en el desarrollo del concepto de mol, o del número que lleva su nombre, pues la noción de mol como cantidad básica de materia en las reacciones químicas se introdujo mucho tiempo después de su muerte. De hecho, ese número nunca fue calculado realmente por el propio Avogadro.

Como sabemos hoy, el número de Avogadro es muy grande, el valor actualmente aceptado es $6,0221367 \times 10^{23}$. La magnitud de un número tal es sumamente difícil comprender. Hay muchas ilustraciones impresionantes para ayudar a visualizar el tamaño enorme de este número. Por ejemplo, el número de Avogadro de latas de refresco cubriría la superficie de la Tierra con una profundidad por encima de 300 kilómetros; o también, si pudiéramos contar los átomos a razón de 10 millones por segundo, tardaríamos aproximadamente 2 mil millones años en contar los átomos contenidos en un mol.

Un mol es el número de átomos o moléculas cuyo peso conjunto, expresado en gramos, es numéricamente igual al peso atómico o molecular. Por ejemplo, dado que el peso atómico del oxígeno es 16, un mol de átomos de oxígeno será el número de átomos de este elemento cuyo peso total sea 16 gramos. Ha de subrayarse que un mol es un número, el número de átomos o moléculas exigido para obtener un cierto peso, si bien no un

peso constante El peso es relativo a los pesos atómicos (o moleculares) de los diferentes elementos considerados en cada caso. Ciertamente, si algunas personas la encuentran una idea confusa, ello se debe a la manera tan peculiar en que establece una relación cantidad-peso para las sustancias químicas. En ocasiones se habla de «átomo-gramo» para referirse a un mol de átomos de un elemento, o de «molécula-gramo» en relación con un mol de moléculas. En ambos casos este lenguaje tiende a oscurecer el hecho capital de que un mol es básicamente un número de partículas, constante para cualquier sustancia, y no una mera unidad de masa.

La crucial importancia de este concepto estriba en que nos brinda un modo de determinar la proporción del número de átomos de un elemento (o moléculas en un compuesto) respecto a su peso. Los químicos del siglo XIX se enfrentaron a un difícil problema que a nosotros hoy nos pasa desapercibido por nuestra familiaridad con la solución que ellos mismos le dieron. Ya sabemos que las moléculas son las unidades fundamentales en una reacción química, de modo que, por ejemplo, necesitamos dos moléculas de hidrógeno y una de oxígeno para formar una molécula de agua, según la reacción:



No serviría de nada reunir una molécula de oxígeno, o dos, con una de hidrógeno; es necesario contar con la proporción correcta de moléculas de cada clase para verificar la reacción deseada. Sin embargo, contar las moléculas de cada compuesto una a una, queda muy lejos de nuestras posibilidades prácticas. ¿Cómo saber, pues, si estamos operando con las cantidades correctas a nivel microscópico, cuando sólo podemos pesar y medir pesos macroscópicos? Necesitamos una magnitud que ligue ambas escalas, y ese papel lo desempeñan los moles.

El cálculo molar se hace indispensable cuando vamos a mezclar diversos reactivos para formar ciertos compuestos, de modo que nos aseguremos de tener la cantidad correcta de cada sustancia, lo que es otro modo de decir cuántos átomos o moléculas estamos mezclando. Ahora bien, las cantidades a combinar se

determinarán por el peso, ya que no podemos contar el número de átomos o moléculas directamente. Si se quisiera emparejar, digamos, manzanas con canicas necesitaríamos tener el mismo número de cada clase. Pero si fuéramos incapaces de verlas o contarlas, aunque sí pudiéramos medir tan solo los pesos de las cajas donde se han empaquetado las manzanas y los pesos de las cajas en que se encierran las canicas, sería posible conseguir el mismo número de canicas y manzanas si tuviésemos alguna manera de comparar los pesos de un cierto número de canicas con los pesos del mismo número manzanas. Por eso el mol puede entenderse como una manera de deducir las cantidades numéricas de átomos o moléculas a partir de los pesos relativos de las sustancias que las contienen.

Desde luego, esta proporción podría establecerse de una manera diferente, por ejemplo señalando simplemente cuántos átomos se necesitan para formar una masa específica, digamos un gramo. Pero entonces precisaríamos un número diferente de moléculas para reunir la misma masa con cada compuesto. Los pesos serían los mismos pero el número de partículas constituyentes sería diferente en cada caso. Los pioneros de la química, hoy lo sabemos, no obraron así. Lo que hicieron fue determinar cuántos átomos o moléculas han de tomarse para obtener una masa igual a su masa atómica o molecular, de manera que tenemos el mismo número de moléculas pero con masas diferentes.

La razón por la cual el mismo número de átomos de cada elemento dará su masa atómica en gramos (o cualquier otra unidad de medida de masa) es que todo cuanto estamos pesando esencialmente en los átomos son sus protones y neutrones, y éstos son presumiblemente iguales en todos los elementos. Es decir, el peso o masa de un protón es igual al peso o masa de cualquier otro protón o de cualquier neutrón, no importa en qué elemento se halle. Por ejemplo, si el carbono tiene en total 12 protones y neutrones en cada átomo y si el oxígeno tiene 16 en total, entonces si tenemos el mismo número de átomos de carbono y de oxígeno, el peso total o masa que estará en la proporción de 12 a 16, ya tengamos 1 átomo de cada uno, 10 átomos de cada uno, o un millón de átomos de cada uno. Un millón de átomos de carbono supondrán 12 millones de protones y neu-

trones, y un millón de átomos de oxígeno contendrán 16 millones de protones y neutrones. Así que la proporción de sus pesos (o masas) todavía será 12:16, se midan en gramos, miligramos, kilogramos, unidades de masa atómica o toneladas.

Conociendo el valor del número de Avogadro, es posible operar al revés y calcular la masa de un átomo de hidrógeno en gramos. Sabiendo que la masa M de un mol de átomos de H es igual al producto del número de Avogadro N_A por la masa de un átomo de hidrógeno m_H , tenemos que:

$$M_H = N_A m_H$$

Suponiendo que adoptamos un valor aproximado de 1 una para el átomo de hidrógeno, la masa del mol de H será 1 gramo, y entonces, tras cálculos no excesivamente rigurosos:

$$m_H \cong m_p \cong M_H / N_A \cong 1 / 6,023 \times 10^{23} \cong 1,67 \times 10^{-24} \text{ gramos}$$

donde hemos igualado las masas del protón y del átomo de hidrógeno, dada la pequeñez de la masa del electrón.

Ahora, sabiendo que un mol de cualquier elemento contiene el mismo número de átomos que un mol de cualquier otro elemento, y que un mol pesa en gramos un número igual que su peso atómico, podemos deducir cuántos gramos de cualquier elemento necesitamos para reunir el número correcto de átomos a fin de obtener determinadas moléculas en una reacción química. Por eso la determinación del número de Avogadro es importante: nos permite calcular el número de átomos de un elemento contenidos en una cierta cantidad del mismo, porque nos suministra las proporciones del número de átomos o moléculas con respecto a su peso o masa.

DETERMINANDO EL NÚMERO DE AVOGADRO

Todos los argumentos sobre la importancia del número de Avogadro como eslabón entre la masa de una molécula y la masa de una cantidad macroscópica de la sustancia a la que pertenece,

carecen de utilidad si desconocemos la masa atómica de los elementos químicos y, por ello, nos resulta imposible establecer la relación entre la masa molecular y la macroscópica. Una solución plausible vendría de tomar un determinado átomo como masa patrón y referir a él las demás masas atómicas o moleculares. Así lo hicieron Dalton y Berzelius en el siglo XIX, adoptando por definición una masa igual a 1 (en unidades de masa atómica o *umas*) para el átomo de hidrógeno. Esta elección conducía a asignar una masa de 15,9000 al oxígeno, lo que suponía un engorro ya que el oxígeno se utilizaba para determinar las proporciones en que se combinaban los distintos elementos a causa de su facilidad para reaccionar con muchos de ellos. Por este motivo se decidió asignar una masa igual a 16,0000 para el átomo de oxígeno, creyendo con ello cerrar toda controversia.

La polémica se reavivó, no obstante, cuando la física nuclear demostró que los elementos existen en forma de diversos isótopos, átomos con el mismo número de protones (lo que caracteriza un elemento químico) pero distinto número de neutrones. La masa de un elemento natural, pues, debía ser el promedio ponderado de las masas de sus distintos isótopos. Finalmente, en 1961 se adoptó por convenio internacional un patrón de masas atómicas basado en la asignación al isótopo más abundante del carbono (C^{12}) una masa de exactamente doce unidades.

Tengamos una escala de masas referidas al hidrógeno, al oxígeno o al carbono, ¿cómo calculamos las restantes? En 1818, los físicos Dulong y Petit encontraron una relación entre la capacidad calorífica de un cuerpo (el calor que absorbe al aumentar un grado su temperatura) y el peso atómico de sus componentes. Este método presentaba ciertas deficiencias y no resultaba aplicable a muchas sustancias, pero era el primer paso en la dirección correcta. El químico italiano Stanislao Cannizzaro, alrededor de 1860, se sirvió del principio de Avogadro para obtener una escala de pesos moleculares de sustancias volátiles: puesto que volúmenes iguales de diferentes gases en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas, los pesos de estos volúmenes han de estar en la misma proporción que los pesos de las moléculas que los componen. Considerando que la molécula de hidrógeno pesaba

exactamente 2 umas, Cannizaro fue capaz de calcular numerosos pesos moleculares de compuestos gaseosos. Hoy día disponemos, junto a refinamientos muy poderosos de los métodos debidos a Dulong y Petit y a Cannizaro, de una técnica fundada en bases muy distintas, como es la espectrografía de masas.

Una vez que se conocen las masas atómicas y moleculares, la cuestión es calcular el número de átomos o moléculas que forman un mol, esto es, la cantidad de partículas cuya masa en gramos es numéricamente igual a la masa atómica o a la molecular. Son muchos los métodos mediante los cuales este cálculo resulta posible. En una sustancia radiactiva, por ejemplo, podemos comparar los moles de producto de desintegración que aparecen cada segundo con el ritmo de desintegraciones en cada segundo. El cociente de estas dos magnitudes es el número de Avogadro. También podemos deducir el valor de esta constante midiendo por separado la carga del electrón (ya en el siglo xx, el experimento de la gota de aceite de Millikan —expuesto en el capítulo dedicado a la carga del electrón— proporcionó valores mucho más ajustados, y por ello se usó como referencia durante varias décadas) y la constante de Faraday (la carga eléctrica portada por un mol de electrones, unos 96.500 culombios aproximadamente), cuyo cociente es de nuevo el número buscado.

Durante la última parte del siglo diecinueve, era posible obtener estimaciones razonables del número de Avogadro estudiando el movimiento browniano de partículas en suspensión en un líquido (Wiener, 1863), investigando la difusión de la luz en la atmósfera (Rayleigh, 1871), midiendo la sedimentación de partículas coloidales, o relacionando la presión de un gas con el número de moles que contiene (Van der Waals, 1873). Un método más moderno para obtener el número de Avogadro, conociendo la densidad de una sustancia cristalizada, su masa atómica relativa, y el tamaño de la celda del cristal, se funda en la difracción de rayos X en la red cristalina. A tal fin, el cristal debe estar tan libre de defectos como sea posible, si deseamos atribuir un mínimo de fiabilidad a nuestros resultados.

El uso de esta técnica exige contar con valores exactos de los pesos atómicos, a menudo obtenidos midiendo la masa de iones atómicos. Una trampa iónica con campos magnéticos y

eléctricos sumamente uniformes y estables, por ejemplo, suele permitir tales mediciones con una precisión de 1 parte en 10^{10} . La masa atómica relativa del silicio es particularmente importante, puesto que muy a menudo se suelen usar cristales de sílice en estos métodos radiográficos. Las mediciones actuales del número de Avogadro se realizan de este modo, constituyendo así un nuevo tributo tanto a la habilidad técnica de los experimentadores como a la pericia de los cristalógrafos que han de interpretar sus datos.

Se da la curiosa circunstancia de que el número asociado al mol depende de dos convenciones puramente técnicas, cuales son la escala de masas usada en el dominio microscópico (las umas, o los Daltons) y el patrón macroscópico de masas para nuestras medidas habituales en el rango de tamaños que interesa a los humanos. No obstante, estas dos convenciones se ajustan de la forma adecuada para revelar una característica nada trivial de la naturaleza. Y es que, en suma, el número de Avogadro se toma como una constante de la naturaleza en la medida en que también lo son las masas de los constituyentes elementales de los átomos y las moléculas. Como tales masas son siempre las mismas para cada clase de partículas, los mismos átomos o moléculas pesan siempre igual y la universalidad se mantiene. La pregunta subsiguiente sobre la razón por la cual las masas de protones y electrones demuestran ser, a su vez, constante, reviste tanta importancia y sutileza que se abordará en capítulos posteriores.

2. LA CONSTANTE DE BOLTZMANN

Una buena parte de la física del siglo XIX estuvo presidida por el debate sobre la continuidad o discontinuidad en la estructura de la materia. Hoy en día estamos familiarizados con los conceptos de átomos y moléculas, idea fundada —aunque lejanamente— en las del filósofo griego Demócrito (400 a.C.). Sostenía este pensador que la materia no puede ser dividida paso a paso en partículas progresivamente menores sin un límite inferior de tamaño. Por ello creó el concepto de partículas con un tamaño mínimo, o indivisibles, los denominados «átomos».

Esta noción choca frontalmente con el concepto de la materia como un continuo, una idea que se usa con éxito en numerosos ámbitos de la física: por ejemplo en la mecánica de fluidos, en la flotación de objetos en líquidos y gases, en la teoría de elasticidad, y en ciertos fenómenos ópticos, como la refracción de luz. Si la práctica experimental confirma semejantes planteamientos, ¿refuta esto la teoría atómica de la materia?

Cuando nos preguntamos por qué los investigadores se sienten persuadidos de la existencia real de los átomos, debemos acudir a los resultados de la física atómica y nuclear. Pascual Jordan, uno de los fundadores de la teoría cuántica, expuso cinco razones por las cuales cabe confiar en la realidad de los átomos:

- Los espectros de los elementos químicos (comenzando con el descubrimiento de Johann Jakob Balmer en 1884), entendidos como el conjunto de frecuencias electromagnéticas emitidas o absorbidas por los cuerpos.
- El registro de sucesos radiactivos individuales por el contador de Geiger.

- El rastro de las trayectorias individuales de las partículas elementales y los iones (átomos eléctricamente cargados) en las cámaras de niebla.
- La difracción de rayos X a través de estructuras cristalinas.
- La medición de la unidad mínima de carga eléctrica, la carga del electrón.

Sobre esta base, Mendeleiev y Meyer crearon el sistema periódico de elementos químicos en 1861, el cual permitía la ordenación de los elementos de acuerdo con las masas estimadas de sus átomos constituyentes. La tabla de Mendeliev y Meyer resultó notablemente precisa, aunque actualmente sabemos que no es la masa de los átomos sino el número de protones en su núcleo —o número atómico— el que distingue unos elementos de otros.

La teoría cinético-molecular, una de las cumbres de la física del siglo XIX, se desarrolló también gracias al triunfo del concepto de átomo. Tales ideas, fundamentadas en las investigaciones precursoras del matemático y físico suizo Jakob Bernoulli en el siglo XVII, cayó en el olvido y retorno a la luz pública e la mano de Rudolf Clausius y Ludwig Boltzmann en la segunda mitad del siglo XIX. Este modelo se apoya en tres premisas básicas, la primera de las cuales considera que los átomos se comportan como partículas puntuales que interaccionan entre sí mediante choques elásticos ideales. La segunda supone que en el sistema estudiado hay un número suficiente de átomos o moléculas para aplicar métodos estadísticos. Por último, se acepta que la velocidad de las moléculas está gobernada por una función de distribución continua que determina la proporción de moléculas que se mueven con una cierta velocidad y orientación.

El mayor logro de esta teoría consiste en ofrecer una conexión entre las magnitudes atómicas y cantidades termodinámicas como la presión, temperatura, densidad, etc. El físico austríaco Joseph Loschmidt (1821-1895) halló un método para calcular el diámetro de moléculas el aire basándose en la teoría cinético-molecular. Loschmidt derivó este resultado del conocimiento del camino libre medio de las moléculas de gas, y de la suposición que una licuefacción de aire es posible, una osada idea que no pudo ser realizada hasta 30 años después por Carl

Von Linde. A partir de tales asunciones, Loschmidt obtuvo un diámetro para las moléculas del aire de alrededor de 10^{-9} m, un resultado que concuerda con los datos de la física moderna. Además, Loschmidt dedujo una ecuación que determinaba la densidad molecular de un volumen gaseoso, lo que permitió calcular el número de Avogadro por primera vez en la historia de ciencia.

En nuestros días es difícil calibrar la audacia de los primeros defensores de la teoría atómica, pues científicos coetáneos suyos, tan prominentes como Wilhelm Ostwald, Ernst Mach y Max Planck, o bien rechazaron el concepto de átomo, o bien aceptaron esta idea como una mera invención conveniente para los cálculos. La existencia de los átomos no quedó fuera de toda duda hasta cuarenta años después, cuando Albert Einstein publicó su conocido artículo sobre el problema de movimiento molecular (1905). Las aportaciones más conocidas de Einstein a la física se circunscriben comúnmente a la teoría de la Relatividad, la cual, siendo una trabajo imponente, no abarca toda la profundidad de la obra del sabio alemán. Nacido en Ulm, Württemberg (Alemania) el 14 de marzo de 1879, su familia se trasladó a Milán quince años después aunque él permaneció en Múnich prosiguiendo sus estudios. Aborreciendo el militarismo prusiano de su época, Einstein renunció a la nacionalidad germana en 1896 para convertirse en ciudadano suizo en 1901.

Un año antes había logrado graduarse como profesor de física y matemáticas, si bien, a falta de un mejor empleo, hubo de entrar a trabajar como experto de tercera clase en la oficina de patentes de Berna. Ocupando ese puesto, en 1905, Einstein publicó tres históricos artículos científicos: uno en el que desarrollaba la Teoría Especial de la Relatividad, otro sobre el efecto fotoeléctrico, y un tercero en el que demostraba teóricamente la existencia de los átomos a partir del estudio del movimiento browniano (movimiento caótico de pequeñas partículas suspendidas en un líquido por la agitación térmica). A su vuelta a Alemania en 1914 se le ofreció una plaza de investigador en la Academia de Prusiana Ciencias, en la que permaneció durante la I Guerra Mundial pese a su manifiesta oposición al conflicto. Durante su estancia profesional en Berlín, Einstein acabó su Teoría General

de la Relatividad, confirmada experimentalmente por primera vez en 1919, gracias a una expedición científica dirigida por el británico Arthur Eddington. La genialidad de Einstein fue reconocida desde entonces con una abrumadora cantidad de condecoraciones, entre ellas el premio Nóbel en 1921, aun cuando éste se le concedió por sus trabajos sobre el efecto fotoeléctrico (la Relatividad parecía algo excesivamente atrevido para el jurado del galardón).

Con el ascenso de Hitler al poder en Alemania, Einstein se instaló definitivamente como profesor en la Universidad de Princeton (EE.UU.) y abandonó su pacifismo militante recomendando combatir el nazismo con toda firmeza. Con ese fin firmó la carta al presidente Roosevelt, promovida por diversos científicos para convencerle de impulsar las investigaciones sobre la bomba atómica antes de que la consiguieran las potencias del Eje. No obstante, Einstein dejó bien patente su horror tras el uso de armamento nuclear en Hiroshima y Nagasaki, lo que le llevó a encabezar numerosos movimientos pacifistas y antibélicos hasta su muerte, acaecida el 18 de abril de 1955.



Albert Einstein, junto a Niels Bohr (primero por la izquierda), James Franck (segundo) y Rabi. [*Smithsonian Institution*].

EINSTEIN Y LOS ÁTOMOS

Mientras se mantuvo fuera de los círculos profesionales de la física, Albert Einstein no dejó por ello de interesarse en algunos de los problemas científicos más candentes de su tiempo. Uno de ellos era, como hemos visto, la posible estructura granular de la materia. Desconocedor de algunos avances realizados años antes por Boltzmann y Gibbs sobre este particular, el genio alemán ideó su propia argumentación teórica para probar la existencia de los átomos y las moléculas.

Einstein dedujo que las moléculas de un líquido deberían ejercer sobre partículas visibles suspendidas en su seno (granos de polen, motas de polvo), una presión dependiente del tamaño de dichas moléculas. Si la suspensión es inhomogénea, esta presión provocará un movimiento de difusión de magnitud calculable, que resulta ser igual al obtenido mediante las ecuaciones de difusión típicas de la mecánica de fluidos. Esta demostración y su perfecta concordancia con los datos experimentales, supuso la primera entre las muchas y brillantes aportaciones de Einstein a las investigaciones sobre la estructura de la materia. Cuestión aparte es la opinión personal que el genio alemán manifestó respecto al comportamiento que la física cuántica adjudicaba a las partículas elementales. Pero eso ya es otra historia.

Los rudimentos matemáticos de la teoría cinético-molecular fueron obra de un insigne científico británico, James Clerk Maxwell, más conocido por sus descubrimientos en el campo del electromagnetismo. Maxwell nació el 13 de junio de 1831 en la ciudad escocesa de Edimburgo. En 1854 se graduó en matemáticas tras su estancia en el prestigioso Trinity College de Cambridge, donde continuó un tiempo como profesor. Uno de los mayores logros de Maxwell —como se ha comentado— fue la demostración de que un conjunto relativamente sencillo de ecuaciones podía dar cuenta de manera unificada de todos los fenómenos electromagnéticos. Las conocidas desde entonces como ecuaciones de Maxwell, expresan las relaciones entre las variaciones con el espacio y el tiempo de los campos eléctrico y magnético, y constituyen una piedra angular tanto de la física teórica como de la tecnología de la moderna civilización industrial.



Retrato de James Clerk Maxwell (1831-1879).
[*Smithsonian Institution*].

Asombrosamente, Maxwell se vio rechazado en 1859 como profesor en la universidad Edimburgo porque el comité de selección juzgó que sus explicaciones resultaban demasiado profundas y poderosas para la mayoría de los estudiantes. Así pues, prosiguió sus investigaciones en la universidad de Aberdeen donde formuló las bases de la teoría cinética de los gases, mediante la cual pretendía probar que la temperatura y el calor dependen sólo de movimientos moleculares microscópicos. Este nuevo planteamiento supuso la adopción de un punto de vista estadístico sobre el flujo del calor, entendido ahora como el hecho de que las moléculas a elevada temperatura —y por ello con gran energía— poseen mayor probabilidad de moverse hacia las menos energéticas —con menor temperatura— que al contrario.

A finales de 1879 la salud de Maxwell comenzó a flaquear hasta tal punto que falleció el 5 de noviembre de ese mismo año en Cambridge. Su médico, el doctor Paget, dijo al respecto: «Ningún otro hombre que yo conociese marchó al encuentro con la muerte más calmado y consciente que él».

LA OBRA DE BOLTZMANN

Pese a las eminentes aportaciones de Maxwell, el verdadero artífice de la teoría cinético-molecular de la materia, no es otro que el físico austriaco Ludwig Boltzmann. Este insigne investigador, venido al mundo el 20 de febrero de 1844 en Viena, se doctoraba veintidós años después como físico en la universidad de la capital austriaca y pasaba a impartir sus enseñanzas en Graz, Heilderberg y Berlín. Su temperamento, rápidamente cambiante de la tristeza a la alegría y viceversa, pronto se manifestó entre sus más allegados como uno de las inquietantes rasgos del carácter del gran físico austriaco. El ánimo de Boltzmann atravesaba periodos de marcada depresión junto a otros de notable irritabilidad y extroversión, cosa que acabaría abocándole a un desenlace fatal.

La primera señal del peligro se dio en 1900, cuando a raíz de una controversia con Wilhelm Ostwald (uno de los «energe-
tistas» seguidores de Ernst Mach, para quienes los átomos y las

moléculas no eran más que artificios matemáticos útiles en los cálculos físicos y químicos), intentó suicidarse sin éxito. Pese a ello su fama como profesor crecía hasta el extremo de que sus lecciones universitarias en Viena congregaban un público superior al aforo de las salas, lo que le granjeó incluso una invitación al palacio del entonces emperador Francisco José. Todas estas distinciones no contribuyeron a disminuir sus accesos depresivos, originados en buena parte por los injustificados ataques de los energetistas a su obra sobre la mecánica estadística de átomos y moléculas. Agravada su desdicha por la mala salud que padecía, Boltzmann se suicidó poco antes de que los experimentos corroborasen sus teorías a despecho de sus oponentes. El 5 de octubre de 1906, durante unas vacaciones en la bahía de Duino, cerca de Trieste, se ahorcó mientras su esposa e hija nadaban en el mar.

La fama de Boltzmann se cimenta en la invención de la mecánica estadística, teoría que vincula de modo efectivo la conducta de átomos y moléculas con el comportamiento y las propiedades a gran escala de las sustancias que constituyen. El físico austriaco —uno de los primeros en reconocer la importancia de las ecuaciones de Maxwell— dedujo en 1871 la distribución de Maxwell-Boltzmann, en la cual se asume que la energía media de una molécula es la misma en cualquier dirección. En 1884 amplió el trabajo de Joseph Stefan, profesor del propio Boltzmann, demostrando que la ley empírica de la dependencia de la radiación del cuerpo negro con la cuarta potencia de la temperatura absoluta podía derivarse de los principios de la termodinámica.

Boltzmann se sirvió de la probabilidad en su mecánica estadística para describir cómo las propiedades microscópicas de los átomos determinan las propiedades macroscópicas de la materia. En particular, sus trabajos se concentraban en la segunda ley de la termodinámica, que logró deducir —hasta cierto punto— de los principios de la mecánica hacia 1890. Las ecuaciones newtonianas de la mecánica son reversibles en el tiempo, y el francés Poincaré probó que un sistema mecánico cualquiera en un cierto estado inicial retornará infinitas veces a estados arbitrariamente cercanos al original. Esto hizo concluir a Zermelo que la segunda ley de la termodinámica era imposible en un sistema mecánico. Sin embargo, Boltzmann replicó que la entropía