

Átomos y moléculas: por sus vibraciones los conoceréis

Ya en la Grecia clásica, cinco siglos antes de Cristo, Demócrito y Leucipo establecieron el concepto de átomo, construyendo una verdadera teoría atómica. De hecho, la palabra griega *átomo* se podría traducir como “indivisible”, aunque luego resultó no serlo tanto. A pesar del desarrollo de todos estos conceptos, la Edad Media supuso un paso atrás en el estudio de la estructura de la materia, ya que comenzó a popularizarse la alquimia, pseudociencia que no se superó hasta el siglo XVIII. Fue entonces cuando se evidenció que, aunque la materia estaba compuesta por partículas indivisibles muy pequeñas (los átomos), había que distinguir entre un cuerpo simple, formado por un solo tipo de átomos, al que llamaron elemento, y un cuerpo compuesto. Para explicar la estructura de un cuerpo compuesto se necesitaba introducir el concepto de *molécula*, algo tan simple como un pequeño montón de átomos. Dicho concepto se construyó a partir de la palabra latina *moles*, que significa “grande”. En castellano, usamos el término mole para referirnos a cualquier cosa que sea de gran

peso o volumen y su diminutivo *molécula* para incluir en la misma palabra el concepto de voluminoso y su contrario, algo pequeño. De todas formas, se trata de dos palabras creadas para explicar algo que no se veía, solo se intuía.

Fue el italiano Avogadro (1776-1856) el que se encargó de establecer que todos los cuerpos, incluso los que están formados por un solo elemento, no son una acumulación de átomos, sino de grupos de átomos, esto es, de moléculas. Los gases, al tener sus moléculas en un estado menos denso, permiten que se estudie su estructura con mayor facilidad. El británico John Dalton (1766-1844) dio un gran paso adelante con su teoría atómico-molecular y fue llegando a conclusiones que siguen siendo aceptadas hoy en día.

Una molécula no es una mezcla, sino algo mucho más estable que no puede descomponerse en átomos por métodos físicos, sino por medio de reacciones químicas. Muchas de las propiedades de los cuerpos compuestos, como la elasticidad o la fragilidad, pudieron explicarse gracias a la teoría molecular, aunque el avance más decisivo fue el descubrimiento del microscopio.

En conclusión, un átomo es la partícula más pequeña de un elemento que tiene todas las propiedades de dicho elemento. No es posible dividir un átomo manteniendo las propiedades del propio elemento. Los átomos no se ven a simple vista y son los ladrillos que construyen una sustancia. Por ejemplo, los átomos del elemento oro no pueden dividirse sin que pierdan las propiedades del oro.

Más adelante se descubrió que, en realidad, un átomo está formado por una nube de electrones que giran frenéticamente alrededor de un núcleo de protones y neutrones. Los electrones están cargados negativamente, mientras que,

en el núcleo, los neutrones no tienen carga alguna y los protones están cargados positivamente. Para que un átomo sea neutro y pueda existir en la naturaleza, tendrá que estar formado por el mismo número de protones y de electrones. Dicho número es lo que caracteriza cada elemento y hace que un átomo sea de oro, sodio, hidrógeno o platino. El número de protones característico de un átomo se llama *número atómico*, y lo podríamos considerar como el DNI de cada elemento químico.

Una molécula solo es un grupo de átomos pegados a más átomos. De hecho, puede tener dos o dos mil. Los átomos se unen unos a otros por medio de “cuerdas” de electrones, que es lo que conocemos como *enlaces químicos*. Imaginemos que un átomo de carbono se acerca a otro de nitrógeno. Los electrones del carbono dan vueltas alrededor de su núcleo, al igual que los del nitrógeno, formando lo que, visto desde lejos, parecen dos esferas. De repente, desaparece el espacio que los separa y vemos que uno de los electrones del carbono más alejados del núcleo da una vuelta alrededor del nitrógeno y lo cierra con un lazo que lo acerca al carbono. Al mismo tiempo, uno de los electrones del nitrógeno más alejados del núcleo envuelve al carbono. El resultado es que estos dos electrones comienzan a girar alrededor de los dos átomos, los unen como lo haría una cuerda y lo convierten en un enlace C-N, conocido como *enlace covalente*.

Una de las características de estos enlaces es que son elásticos, ya que si pudiéramos separar los átomos y soltarlos de nuevo, dependiendo de la fuerza de la cuerda y del peso de los átomos que cuelgan de ella, emitirían una nota, como la cuerda de un piano que cuando se hace vibrar emite un si o un do, dependiendo de dónde se puntee.

Por lo tanto, cada combinación de átomos, cada enlace, vibrará de una forma característica. Y si cada enlace emite una nota, cada molécula emitirá varias notas combinadas de forma única, convirtiendo a cada molécula en un acorde, siguiendo con el símil musical. El conjunto de vibraciones de una molécula es único y la identifica unívocamente.

Las teorías atómicas: un poco de historia

El desarrollo de la teoría atómica le debe mucho al trabajo previo de dos personajes: Antoine Lavoisier (1743-1794), porque, aunque no llegó a concebir la composición de la “materia” en términos de “átomos”, estableció las bases para comenzar a pensar en “elementos”; y el ya mencionado John Dalton, al que se le atribuye la teoría atómica.

La mayor parte del trabajo de Lavoisier fue el de un simple químico dedicado a estudiar la combustión. Estaba convencido de que cuando una sustancia arde, es porque se combina con algún componente del aire. Pensaba que este componente era lo que unos años antes un coetáneo suyo, Joseph Priestley (1733-1804), había llamado “aire desflogistizado”. Lavoisier bautizó esta sustancia y la llamó “oxígeno”. Demostró que, cuando el mercurio se calienta en presencia de oxígeno y a una temperatura moderada, se obtiene una sustancia roja que llamó “mercurio calcinado”. Cuando se aumenta la temperatura, esta sustancia se descompone y forma de nuevo mercurio y oxígeno. Estos experimentos también demostraron que la suma de las masas del mercurio y el oxígeno que se combinaban era exactamente igual a la masa del mercurio calcinado que se

formaba. En conclusión, que no había ninguna pérdida de masa en la formación o en la descomposición del mercurio calcinado. A partir de estos resultados, Lavoisier trabajó con la hipótesis de que esto sería verdad para cualquier “cambio químico”, lo que comprobó con posteriores experimentos. Hoy en día, este principio se conoce como la *ley de conservación de las masas*.

A medida que continuaba con otros experimentos con el oxígeno, Lavoisier se dio cuenta de que, a pesar de que este se combinaba con muchas otras sustancias, nunca se comportaba él mismo como una combinación de sustancias. Fue capaz de descomponer el mercurio calcinado en mercurio y oxígeno, pero no encontró el modo de descomponer el propio oxígeno en dos o más sustancias. Por ello, sugirió que el oxígeno debía de ser un *elemento*, es decir, una sustancia simple que no se podía descomponer por métodos químicos.

En realidad, Lavoisier no fue el padre de la idea de que los elementos eran las sustancias fundamentales de las que se derivaban todas las demás, puesto que este concepto ya lo había propuesto Empédocles en el siglo V a.C., el cual sugirió que toda la materia estaba formada por combinaciones de tierra, aire, fuego y agua. Fue Aristóteles quien posteriormente desarrolló y transmitió estas ideas, que fueron aceptadas durante más de 2.000 años. Sin embargo, Lavoisier construyó la primera tabla de los elementos con un gran número de sustancias que la química moderna clasifica hoy en día como verdaderos elementos. Esa tabla fue publicada aun sabiendo que algunas de las sustancias que aparecían en ella podrían llegar a ser descompuestas en posteriores experimentos, demostrando así que no eran elementos. Se piensa que uno de los objetivos de

Lavoisier era incitar a sus coetáneos para que se animaran a realizar este tipo de experimentos. Como era de esperar, pronto se demostró que las “sustancias térreas” que aparecen al final de la tabla eran combinaciones de ciertos metales con el oxígeno. También es interesante constatar que ni siquiera Lavoisier pudo escapar de la influencia aristotélica, ya que el segundo elemento de su lista corresponde al “fuego” de Aristóteles, al que llamó “calorique” y que nosotros hoy llamaríamos “calor”. En la actualidad, tanto el calor como la luz, los dos primeros elementos de la tabla de Lavoisier, ya no se consideran elementos, sino dos formas de energía.

No obstante, aunque la tabla de los elementos fuera incompleta, y en algunos casos incluso incorrecta, su trabajo significó un verdadero paso adelante. Al clasificar algunas sustancias como elementos, estimuló nuevas investigaciones químicas, poniendo orden y estructura en un campo que no los había tenido hasta entonces. Sus colegas aceptaron sus ideas rápidamente y pasó a ser conocido como el padre de la química.

Por su parte, John Dalton, que pertenecía a una generación más joven, fue un auténtico autodidacta. Nunca contrajo matrimonio e, incluso siendo ya famoso, se ganaba la vida impartiendo unas pocas clases particulares. Autor de muchas aportaciones a la ciencia, parece que no fue consciente de que su teoría atómica era su contribución más importante. Por ejemplo, en su *New System of Chemical Philosophy*, publicado en 1808, solo le dedicó a la teoría de los átomos las últimas siete páginas de un total de 168.

Los postulados de la teoría atómica de Dalton se resumen en los siguientes cuatro puntos:

1. Toda la materia está compuesta por un gran número de partículas muy pequeñas llamadas átomos.
2. Para un elemento dado, todos los átomos son idénticos en todos los aspectos. En particular, todos los átomos de un mismo elemento tienen la misma masa que es una constante, mientras que los átomos de elementos diferentes tienen diferentes masas.
3. Los átomos son las unidades de los cambios químicos. Las reacciones químicas implican la combinación, separación o reagrupamiento de átomos, pero dichos átomos ni se crean, ni se destruyen, ni se dividen en partes o se convierten en átomos de otro tipo.
4. Los átomos se combinan para formar moléculas en proporciones fijas de números enteros y de bajo valor.

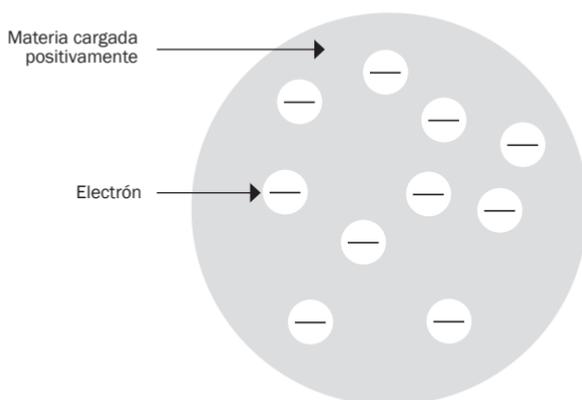
Aunque el primer postulado no supone ningún avance respecto de lo que había afirmado el filósofo griego Demócrito 2.000 años antes, en el segundo podemos ver el sello de un genio, ya que aquí Dalton une la idea de *átomo* con la idea de *elemento*. En efecto, el criterio de Lavoisier para definir un elemento era fundamentalmente macroscópico y experimental, puesto que consideraba que si una sustancia no podía ser descompuesta por métodos químicos, sería probablemente un elemento. Por el contrario, Dalton define un elemento en términos teóricos y microscópicos: *un elemento es un elemento porque todos sus átomos son iguales*. Elementos diferentes tendrán diferentes átomos y habrá tantos tipos diferentes de elementos como tipos diferentes de átomos.

Pero a pesar de que los científicos del siglo XIX aceptaron la idea de que los elementos están formados por átomos, los conocimientos acerca de ellos eran muy escasos.

Sin embargo, el descubrimiento del electrón como constituyente de los átomos supuso un primer avance para comprender la estructura atómica. Esta partícula fue descubierta por el físico inglés Joseph John Thomson (1856-1940), quien recibió el Premio Nobel de Física en 1906. Los electrones tienen carga negativa, mientras que los átomos son eléctricamente neutros. Cada átomo debe tener, por tanto, la suficiente cantidad de carga positiva para poder equilibrar la negativa de los electrones. Además, los electrones son miles de veces más ligeros que los átomos, lo cual sugiere que los constituyentes cargados positivamente sean los que den lugar a casi toda la masa de los átomos. Todo esto llevó a Thomson a proponer que los átomos son *esferas uniformes de materia cargada positivamente en la que se encuentran embebidos los electrones*. Este modelo atómico es conocido como el *pudding de pasas* y pasaron trece años hasta que se intentó realizar una prueba experimental definitiva que lo apoyase.

FIGURA 1

Modelo atómico de Thomson

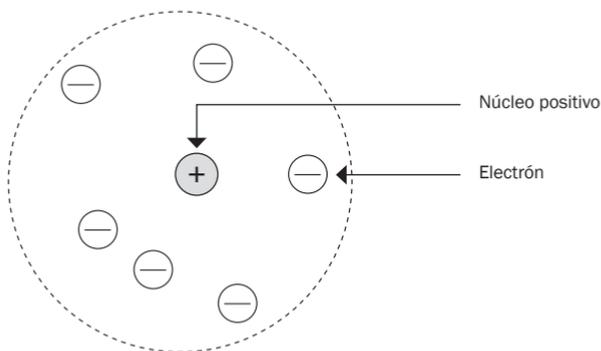


La realidad es que los ensayos experimentales a lo que llevaron fue a abandonar dicho modelo, sustituyéndolo por un concepto de estructura atómica nada fácil de comprender con los conocimientos que se tenían hasta entonces de la física clásica.

El método más directo para saber lo que hay dentro de un pudín es meter un dedo dentro de él. Esto es lo que hicieron Geiger y Marsden en 1911, bajo la sugerencia de Ernest Rutherford (1871-1937), utilizando partículas emitidas por un cuerpo radiactivo, conocidas como partículas alfa y cargadas positivamente. En efecto, vieron que, al bombardear con dichas partículas una lámina de oro, muchas atravesaban la lámina de oro sin desviación, otras se desviaban con ángulos notables e incluso otras rebotaban y no cruzaban la lámina. Para explicar estos resultados, Rutherford se vio obligado a describir el átomo como compuesto de pequeños *núcleos* en los que queda concentrada la carga positiva y la mayor parte de la masa, quedando los electrones a una cierta distancia exterior.

FIGURA 2

Modelo atómico de Rutherford



Teniendo en cuenta que en el átomo hay espacios vacíos, es fácil explicarse por qué muchas partículas alfa atraviesan la lámina metálica sin sufrir desviación. Por el contrario, cuando una de ellas llega a un núcleo, se encuentra con un campo eléctrico intenso y lo más probable es que sea desviada o incluso rebotada. Los electrones, por ser tan ligeros, no tienen efecto apreciable sobre las partículas alfa incidentes.

Al contrario que Thomson, que supuso que los electrones estaban embebidos en la masa cargada positivamente sin poder moverse, en el modelo atómico de Rutherford los electrones no pueden estar inmóviles, puesto que no existe nada que sea capaz de mantenerlos en su sitio frente a la atracción de la fuerza electrostática del núcleo, con la posibilidad de que existan órbitas estables parecidas a las que forman los planetas alrededor del Sol.

Para explicar la estabilidad experimental de este modelo de átomo solo hay que recurrir a la aplicación directa de las leyes del movimiento de Newton, como en el caso de los planetas, y a la ley electrostática de Coulomb que rige las fuerzas entre cargas eléctricas. Ambas leyes se consideran los pilares básicos de la física clásica. Sin embargo, este modelo no está de acuerdo con otro de sus pilares básicos, la teoría electromagnética, que dice que toda carga eléctrica acelerada irradia energía en forma de ondas electromagnéticas. Por lo tanto, en el caso del átomo más sencillo, el átomo de hidrógeno, formado por un solo protón y un electrón que sigue una trayectoria circular alrededor del primero, dicho electrón estaría acelerado y perdería energía continuamente, yendo a caer sobre el núcleo y formando una espiral que acabaría así con la estabilidad del átomo.