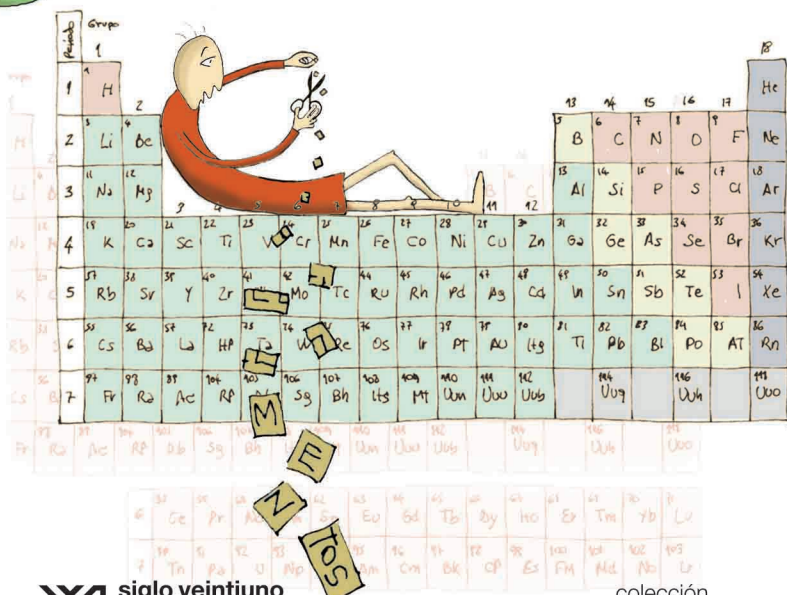
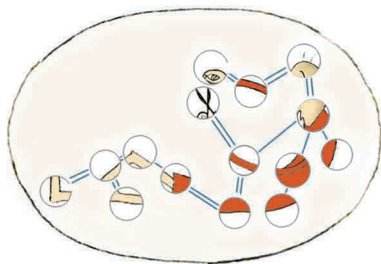


gabriel gellon

había una vez el átomo

o cómo los científicos
imaginan lo invisible

¡4ª edición!



siglo veintiuno
editores

colección
ciencia que ladra...

Un hombre de la pesada

Allá por los años 1700, Francia tenía graves problemas con su producción de pólvora. Éste no era un detalle menor porque por esa época se usaba mucho de este material explosivo para pelear con los ingleses y, eventualmente, para llevar adelante la revolución. La producción de salitre (el componente principal de la pólvora) dejaba mucho que desear en cantidad y calidad. Para atacar el problema, el gobierno francés creó la Administración de la Pólvora y nombró como su director a Antoine Laurent Lavoisier. La elección no podría haber sido mejor. Lavoisier era un destacado, vivaz e inventivo científico, quien ya en otra ocasión había elaborado una propuesta para mejorar la oferta de salitre en Francia. Por otro lado, era un consumado hombre de negocios y administrador, que dedicaba la mitad de su tiempo a trabajar en una poderosísima empresa de recolección de impuestos (la Ferme Générale).

En 1775 Antoine y su bella esposa Marie se mudaron al mismísimo Arsenal de la Pólvora. Allí Lavoisier no

sólo tenía una cómoda vivienda sino además un bien equipado laboratorio donde hacer los más sofisticados experimentos de la época. Todo a cuenta del gobierno. El Arsenal de la Pólvora estaba conectado por un túnel subterráneo con la Bastilla, la prisión que los revolucionarios tomaron en 1789, marcando el hito que los historiadores reconocen como el inicio de la Revolución Francesa. Mientras fuera del Arsenal tomaban forma los eventos revolucionarios, dentro de él Lavoisier ponía en movimiento lo que el mundo iba a conocer como la Revolución Química.

Esta revolución básicamente consistió en reemplazar las formas de pensar típicas de la Edad Media y el Renacimiento por un sistema de pensamiento más ordenado, eficiente y penetrante. Lavoisier desarrolló formidables estrategias para atacar problemas químicos; introdujo las nociones poderosas y fructíferas de elemento químico, compuesto y reacción química; compiló la primera lista de elementos y diseñó una nueva manera, simple y de acuerdo con sus teorías, de nombrar las sustancias.

Todo esto, sorprendentemente, lo hizo sin la ayuda de la idea de átomo. A pesar de que, como vimos, las ideas atomistas eran bien conocidas por los contemporáneos y predecesores de Lavoisier, los tiempos no eran propicios para las especulaciones audaces. Los científicos respetables no se dejaban llevar por ideas locas sobre entidades imaginarias. No, debían construir su ciencia pacientemente, por acumulación de datos y por la realización de experimentos ingeniosos. La es-

trategia de Lavoisier consistió en experimentos y especulaciones cautas basados en el uso sagaz de un instrumento sencillo: la balanza de pesar.

La carrera científica de Lavoisier había empezado su marcha hacia la fama con el uso de la balanza y con problemas muy concretos. Varios años atrás el gobierno había estado preocupado por la pureza del agua, la cual se establecía evaporando muestras de agua y observando los residuos sólidos. El problema era que la destilación de agua pura también dejaba un residuo sólido que nadie podía identificar. Varios científicos abordaron el tema sin éxito. Incluso se especulaba que el residuo era agua “transmutada” en tierra. Lavoisier resolvió el problema pesando cuidadosamente un frasco vacío. Después colocó en él agua pura, selló el frasco y puso el agua a hervir por un mes. Luego abrió el frasco, pesó el residuo formado y también pesó el frasco vacío y seco. Notó que el frasco había perdido peso: la cantidad perdida era casi exactamente igual al peso del residuo. Su conclusión fue que el residuo no era otra cosa que finísimas partículas de vidrio.

Este caso muestra con simpleza la estrategia básica de Lavoisier. En todo proceso, sostenía, la materia (medida por el peso de los materiales) sufre transformaciones, pero estas transformaciones obedecen a las reglas de la contaduría: si uno suma todos los pesos antes y después de la transformación, éstos deben ser iguales. Durante la transformación, la materia cambia de forma, pero no puede ser creada ni destruida. Una hoja de balances cuidadosa (como las que Lavoisier usaba en sus

negocios) podía revelar qué se transformaba en qué. En este caso, vidrio en residuo.

Con estas armas, Lavoisier se encontraba en una excelente posición para resolver uno de los misterios de la época, a través del cual vislumbraría el sendero hacia la transformación completa de la ciencia química.

El misterio del peso de los calcinados metálicos

Era una observación milenaria que ciertos minerales, al ser calentados con carbón pulverizado, producían distintos tipos de metales. Ciertos químicos, entonces, pensaron que existía una especie de principio “metalizador” que, al combinarse con esos minerales, producía metales. Lo llamaron “flogisto”.

Además, se sabía que los metales pueden ser transformados a su vez si se los calienta; algunos incluso arden en llamas al ser calentados.⁵ Cuando un metal arde, o es expuesto al fuego, generalmente cambia a una nueva sustancia que no tiene nada de metálica, sino que es terrosa, quebradiza o polvorienta y con colores llamativos, que dependen del metal en cuestión (blanco para el magnesio, marrón o negro para el cobre). El proceso se llama “calcinación de metales” y las sustancias deri-

⁵ Esto puede probarse en casa fácilmente encendiendo con un fósforo (y con cuidado) un pedacito de virulana de acero.

vadas de ellos se llaman “cales” o “calcinados metálicos”... o al menos así se llamaban antes de la revolución química. Se trata, evidentemente, de una reacción química en la que una sustancia (el metal) se transforma en otra (el calcinado). Pero resulta que esas cales eran básicamente idénticas a los minerales de donde se extraía el metal. La interpretación más razonable era que en la combustión (es decir, la calcinación) los metales perdían flogisto y se volvían cales nuevamente.

Pero he aquí el dilema: resulta que si uno pesa una muestra de metal y luego la transforma en cal mediante calentamiento, la muestra se vuelve más pesada. ¿Cómo es posible que un objeto pierda algo y gane peso? ¿Acaso el flogisto tiene peso negativo? La gran revolución de Lavoisier comienza con este misterio.

Para resolverlo, Lavoisier primero se olvidó del flogisto por un momento y se preguntó: ¿de dónde viene el peso extra del calcinado? Advirtió que con lo único que aparentemente el metal tiene contacto es con el aire. ¿Sería posible que, en la calcinación, el aire o alguna parte del aire se alojara dentro del metal haciéndolo más pesado? Para probar esto Lavoisier calcinó un metal en un frasco herméticamente cerrado y comprobó que se producía en su interior un vacío parcial. En efecto, parte del aire pasaba a ser parte del calcinado.

En ese momento Lavoisier percibió, con gran astucia, que estaba a las puertas de descubrimientos muy importantes. Pensó, en primer lugar, que el calcinado es una *combinación* de metal más algo que está en el aire, o qui-

zás el aire mismo. Si eso era así, entonces en principio sería posible *descomponer* el calcinado y obtener de nuevo el metal y el gas en cuestión, ya sea aire o una parte del aire.

El aire respirable: un nuevo gas

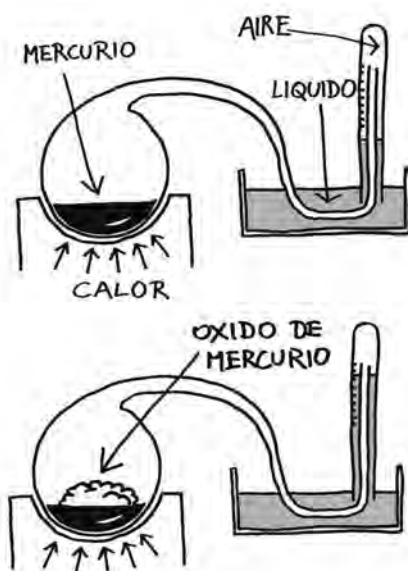
Tal descomposición no resultó fácil de realizar. Pero Lavoisier tuvo la fortuna de cenar con un científico inglés, Joseph Priestley, quien le comunicó su éxito en la descomposición del calcinado de mercurio. Esta sustancia roja, al ser calentada a altas temperaturas, producía mercurio líquido y metálico por un lado, y por el otro, un gas bastante peculiar: en él una vela ardía con mayor intensidad y un ratoncito parecía vivir más tiempo que en aire normal.

Lavoisier repitió los experimentos de Priestley. Notó que, si introducía una brasa en un tubo lleno de ese gas, la brasa se encendía en llamas intensamente luminosas. Esto le dio la pauta de que el gas jugaba un papel en la combustión en general. Lavoisier llamó al nuevo gas “aire respirable” y más tarde le dio su nombre actual: oxígeno.

Durante 1776 (el mismo año en que Estados Unidos declaró su independencia, Adam Smith publicó *La riqueza de las naciones* y España estableció el virreinato del Río de la Plata), Lavoisier estudió en profundidad este nuevo gas y su incidencia en la combustión.

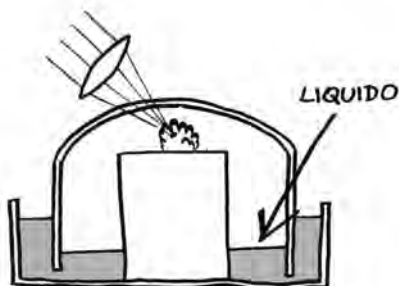
Puso en un frasco una cantidad de mercurio; el frasco estaba conectado con otro recipiente que contenía

aire común, pero estaba aislado de la atmósfera, como se ve en la figura. Lavoisier procedió a calentar este mercurio por doce días. De hecho, instaló una cama en el laboratorio para poder observar lo que ocurría día a día. El mercurio fue transformándose en un calcinado rojo, y la cantidad de aire en el frasco adyacente fue disminuyendo, probando que el mercurio estaba absorbiendo parte del aire. El proceso se detuvo cuando el volumen del aire había disminuido a $\frac{4}{5}$ del original (o sea, el 20% había desaparecido). Es decir que 20% del aire es un gas que se combina con metales. El gas que quedó en el frasco no sostenía una llama ni era bueno para respirar (hoy se lo conoce como nitrógeno).



Entonces Lavoisier tomó el calcinado que se había formado y lo calentó a muy altas temperaturas. El calcinado se transformó de nuevo en mercurio, pero en el proceso despidió un gas que Lavoisier recogió. En él la llama ardía y se podía respirar. Su volumen era igual al volumen perdido en el proceso opuesto.

Lavoisier había logrado separar el aire atmosférico en dos partes: una parte respirable que sostenía la llama y se combinaba con mercurio, y otra parte que no hacía ninguna de esas cosas.



Un comodín químico

A partir de aquí Lavoisier, junto con algunos de sus compinches, pasó entonces a demostrar que ese nuevo gas, el oxígeno, podía combinarse con innumerables sustancias. Con cada metal producía su respectivo calcinado. Con azufre y fósforo producía sustancias que daban lugar a ácidos. Con el carbón producía una sustancia peculiar: un gas incoloro y venenoso llamado aire fijado (y hoy conocido como dióxido de carbono). Esto explicaba de maravillas por qué al quemar un trozo de carbón parecía que éste desaparecía (lo mismo ocurre con la madera y el papel): no es que desaparezca sino que se combina con el oxígeno para producir otro gas. El oxígeno también podía combinarse con un gas inflamable para producir nada menos que agua. A este gas inflamable se lo bautizó con el nombre de hidrógeno, que no quiere decir otra cosa que “productor de agua”.

En otras palabras, Lavoisier acababa de descubrir un gas que puede combinarse con muchas otras sustancias para dar lugar a sustancias nuevas. Estas últimas son más “complejas” porque están compuestas de oxígeno y algo más. Pueden ser a su vez descompuestas para producir de nuevo el oxígeno y la otra sustancia, restaurando la situación inicial.

Ingredientes irreducibles y la nueva química

Con todos estos resultados, Lavoisier comenzó a formular una nueva visión de la química. Para empezar, le dio otra cara al proceso de combustión. Ya no se trataba de calcinados combinados con flogisto para obtener metales, sino casi al revés: metales combinados con oxígeno para obtener calcinados. Es más, toda combustión parecía poder explicarse como la combinación de algo con oxígeno. El flogisto, como los átomos de Demócrito, no podía verse ni detectarse de ninguna manera. Por supuesto, diría Lavoisier, precisamente porque no existe. El oxígeno, en cambio, es una sustancia real, con peso y propiedades, y uno puede tener una botella llena de él.

Así como muchas sustancias son combinaciones de oxígeno con algo más, deben existir otras sustancias que son combinaciones de otras cosas. Y así es: el nitrógeno y el hidrógeno se combinan para dar amoníaco. Nuestros cuerpos contienen carbón e hidrógeno combinado con otras cosas. En la concepción de Lavoisier estaba emergiendo una nueva forma de ver las cosas. Hay sustancias que están compuestas de otras sustancias. Esto es fácil de ver, porque pueden descomponerse (como la cal de mercurio) o formarse por combinación (como el aire fijado). Hay otras sustancias, en cambio, que no pueden armarse a partir de otras ni obtenerse por descomposición. Esas sustancias son muy especiales, porque son los ingredientes básicos con los que se hacen todas las de-

más. Lavoisier las denominó, por supuesto, “*elementos químicos*”. Propuso además una manera conceptualmente muy sencilla de identificar los elementos: si una sustancia se descompone, no es un elemento; si una sustancia puede obtenerse por combinación de otras dos, tampoco. Las demás son elementos.

Ya muchos habían hablado de la idea de elementos. Para los griegos, eran algo así como esencias fundamentales que brindaban propiedades particulares a las sustancias. Los elementos clásicos eran el fuego, el aire, el agua y la tierra. Lavoisier y sus colegas ya habían demostrado que ni el agua ni el aire ni la tierra eran elementos químicos. Las ideas de Lavoisier eran más prácticas y más concretas. Y daban una visión del mundo de la química que permitía entender muchos cambios de manera sencilla. En particular, ofrecía una visión clara de la combustión de las cosas.

Su visión de los elementos era tan concreta que se animó a confeccionar y publicar la primera lista de elementos conocidos hasta ese entonces. La lista, un hito en la historia de la ciencia, incluía el oxígeno, el nitrógeno, el mercurio, el carbón y el hidrógeno, los cuales siguen conservando hoy día ese especial estatus.⁶

Para Lavoisier, no sólo la materia no se crea ni se destruye (ley de la conservación de la materia), sino que la

⁶ Otros “elementos” de la lista de Lavoisier no resistieron la prueba impuesta por él mismo, pues fueron más tarde descompuestos exitosamente, como por ejemplo la sal de mesa.

cantidad y el tipo de elementos permanecen constantes a través de todas las reacciones químicas (ley de la conservación de los elementos). En la concepción del mundo de Lavoisier, todas las reacciones químicas no son otra cosa que combinaciones, re combinaciones y disociaciones de diferentes elementos. Atrás quedarían las nociones aristotélicas de reacciones químicas como “transformaciones” de la esencia de las sustancias. A partir de Lavoisier la investigación química encuentra, además, un claro nuevo rumbo: encontrar y caracterizar los elementos químicos (las sustancias irreducibles) y descubrir la composición exacta de los compuestos en términos de estos elementos.⁷

La batalla de las palabras

Lavoisier sabía que sus ideas serían difíciles de digerir y aceptar por la comunidad científica. La mayor parte de los químicos de la época estaban casados con

⁷ Lavoisier hizo mucho más por la ciencia que lo aquí esbozado. Una vez establecido el papel del oxígeno en la combustión, pasó a estudiar su rol en la respiración, a la cual describió como un tipo especial de combustión. Se podría decir que Lavoisier descubrió por qué respiramos e inauguró así el campo de la fisiología química. En ese tema estaba embarcado cuando fue arrestado por la Asamblea y condenado a muerte. Fue guillotinado la tarde del 8 de mayo de 1794. El matemático Joseph Louis Lagrange declaró: “Les tomó un instante cortar esa cabeza y cien años no serán suficientes para producir otra igual”.

las ideas del flogisto y su propuesta consistía en una concepción intensamente nueva de qué sucede en toda reacción química. Advirtió entonces que debía establecer una verdadera batalla de relaciones públicas para lograr que sus ideas resultaran apetecibles a los pensadores de la época y tomaran asidero en la comunidad científica.

Su ataque consistió, primero, en producir un texto básico de química general, el *Traité Élémentaire de Chimie*. Segundo, fundó una nueva revista en la cual los químicos pudieran publicar sus descubrimientos sin ningún tipo de censura, una revista controlada por él y no por sus opositores. Finalmente, decidió modificar por completo la totalidad de la nomenclatura química.

Para esto se alió con otros tres químicos franceses: Claude-Louis Berthollet, Antoine François de Fourcroy y Louis-Bernard Guyton de Morveau, quien ya estaba trabajando en nuevos sistemas para nombrar y clasificar sustancias químicas. Y entre 1786 y 1787, durante ocho meses febriles, los cuatro químicos se reunieron en París a diario en un verdadero complot científico. El resultado fue el arma intelectual que habría de cambiar el rumbo de la ciencia: el *Méthode de nomenclature chimique*.

Hasta entonces las sustancias químicas tenían nombres misteriosos. Se hablaba, por ejemplo, de aqua regia, de aceite de vitriol, de aire fijado, polvo de algaroth. Muchas veces una misma sustancia recibía varios nombres distintos; por ejemplo, tártaro vitriolado, arcano du-

plicado o sal policresta de Glaser eran todos nombres del actual sulfato de potasio. En su tratado, el cuarteto infernal de la química propuso un sistema más lógico, sistemático y elegante. En el nuevo esquema, los elementos tenían nombres simples y, los compuestos, nombres complejos, por lo general binarios, basados en los elementos presentes en cada compuesto. El esquema estaba inspirado en el sistema binario de nomenclatura zoológica. El cuarteto respetó casi todos los nombres de los elementos aceptados en esa época: oro, plata, hierro, carbón, y los nombres de los elementos que acababan de ser descubiertos, como el hidrógeno y el oxígeno. Un compuesto de dos elementos recibía un nombre derivado de los elementos, como cloruro de sodio, óxido de plata, sulfuro de hidrógeno. El agua pasó a ser óxido de hidrógeno. Otras sustancias recibían nombres más complejos, como sulfato de cobre (que contiene azufre, oxígeno y cobre) o ácido nítrico. El sistema ideado por el cuarteto infernal es el que sobrevive, con modificaciones, hasta el día de hoy.

Muchos químicos se sintieron violentados y hubo expresiones de desaprobación. El químico inglés Joseph Black observó con frustración que adoptar el nuevo sistema de nomenclatura química equivalía a aceptar el cuerpo de ideas teóricas propuesto por Lavoisier. Podemos imaginar lo que el astuto Lavoisier le hubiera contestado. Elemental, mi querido Joseph.

Esta nueva concepción de la química como un juego de armar y desarmar combinaciones de elementos se

cruzaría en pocos años más en el camino intelectual de Dalton y su bagaje de ideas atomistas. El encuentro sería monumental.

Dalton físico: cuestión de pesos

Como ya habrán adivinado, John Dalton es el héroe principal de esta historia. En los próximos capítulos vamos a explorar con cierto detalle sus contribuciones. En éste trataremos dos cuestiones. Primero, cuáles son exactamente las ideas aportadas por Dalton. ¿En qué se distinguen sus ideas de las esbozadas por los griegos o por los atomistas del Renacimiento? Segundo, trataremos cuestiones históricas. ¿Cómo se le ocurrieron a Dalton esas nociones nuevas que habrían de revolucionar la ciencia? Veremos que en el inicio Dalton buscaba resolver cuestiones físicas relacionadas con la atmósfera.

En el capítulo siguiente seguiremos de la mano de Dalton. Como anticipamos, veremos qué convierte a las propuestas de Dalton en una teoría científica, diferente de los esquemas filosóficos propuestos hasta ese entonces. En este camino, Dalton nos llevará del mundo de la física al de la química, donde la teoría atómica encontrará un terreno fértil en el que producir sus más perdurables frutos.

Pocos, pero con peso

La teoría de Dalton encierra varias ideas, pero dos fueron particularmente novedosas.

En primer lugar, Dalton observó que una descripción atómica de la realidad calzaba primorosamente con las ideas de Lavoisier de elemento y compuesto. ¿Por qué un elemento no puede descomponerse más? Simple: porque está hecho de un solo tipo de átomo. Un compuesto, naturalmente, está hecho de varios tipos de átomos. Para Dalton, entonces, existen átomos sencillos o simples y “átomos compuestos” (lo que hoy llamaríamos moléculas), que son conjuntos de átomos íntimamente ligados unos con otros. La descomposición química busca, en consecuencia, la ruptura de asociaciones entre distintos tipos de átomos. Así como para Lavoisier los elementos no podían ser creados ni destruidos, para Dalton son los átomos los que no pueden aparecer de la nada ni desvanecerse, sino sólo ser recombinados.

Estas ideas representan un divorcio de las nociones atomistas antiguas. En las concepciones antiguas, si bien la cantidad de tipos de átomos es en principio finita, en la práctica este número resulta incontable. Los antiguos, de hecho, nunca trataron de enumerar los distintos tipos de átomos. Para Dalton, hay tantos tipos de átomos como elementos en las listas de los químicos, que en esa época no superaban los cuarenta. De hecho, las listas de elementos pasaron a ser en manos de Dalton tablas de tipos de átomos.

Esta idea, sin embargo, no es ni muy original ni demasiado estrafalaria.¹⁰ De todas maneras, cabe notar que es una idea de gran belleza y economía, que acomoda con facilidad mucho de lo que los químicos observaban en sus laboratorios.

El segundo aporte de Dalton es totalmente suyo y de profundas consecuencias, aun en su simplicidad. Dalton planteó que *cada tipo de átomo tiene un peso característico*.

Pensemos un momento en esto, porque es un punto de transición en la historia de la ciencia. Dalton propone que todos los átomos de hidrógeno tienen un peso que los caracteriza y que todos los átomos de oxígeno tienen otro peso distinto. Dos átomos del mismo tipo (digamos oxígeno) no pueden tener pesos diferentes, son todos iguales. En principio, uno podría ordenar todos los tipos de átomos por su peso, desde el más liviano al más pesado. Es importante notar que a partir de las nociones atomistas antiguas (en las que existen innumerables tipos de átomos con incontables propiedades diferentes), Dalton impone limitaciones fuertes: existe un número más bien pequeño de tipos de átomos y cada uno tiene un peso característico. La idea se vuelve más acotada y específica, pierde vaguedad. Esto, como veremos, permitirá ponerla a prueba. Es la misma diferencia entre la vaguedad de un horóscopo que dice que “hoy te pasarán

¹⁰ De hecho, un tal William Higgins la había concebido un poco antes y argumentó siempre que Dalton se la había robado.

cosas” y otro que vaticina: “hoy a las 10.30 de la mañana te caerá un piano de 542 kilos en la cabeza desde un piso séptimo en la esquina de Florida y Lavalle”.

Los esquemas conceptuales de la ciencia difieren de los de la filosofía, entre otras cosas, en limitaciones que los científicos formulan conscientemente: limitan sus preguntas, el alcance de sus respuestas y también los atributos de sus ideas. La actitud de Dalton se encuadra típicamente en los esfuerzos de esa tradición.

Pesos relativos

Dalton no soñaba con poder determinar el verdadero peso de un átomo, pero sí tuvo la brillante idea de cómo establecer el peso *relativo* de los átomos. Esto quiere decir, por ejemplo, que aun cuando no sepamos cuánto pesa un átomo de hidrógeno o de oxígeno en gramos, lo que sí podemos llegar a decir es cuántas veces más pesado es un átomo de oxígeno que uno de hidrógeno.

La idea es más bien sencilla. Se basa en una suposición, y es importante destacarlo porque la suposición puede no ser válida. Esta suposición es que, al formar un compuesto de dos elementos, un átomo de cada tipo entra en la combinación. Por ejemplo, hidrógeno y oxígeno hacen agua. En la suposición de Dalton, asumimos que un átomo de hidrógeno se combina con un átomo de oxígeno. El metano está compuesto de hidrógeno y carbono; la suposición de Dalton es que la molécula de me-

tano tiene un átomo de hidrógeno y uno de carbono. Dalton sólo abandonará esta suposición cuando tenga firme evidencia en su contra.

Supongamos ahora que podemos descomponer una sola molécula de agua en oxígeno e hidrógeno: obtendremos un átomo de oxígeno y un átomo de hidrógeno. Si descomponemos 1.000 moléculas de agua, obtendremos 1.000 átomos de oxígeno y 1.000 átomos de hidrógeno. En otras palabras, no importa qué cantidad de agua descompongamos, siempre obtendremos la misma cantidad de un átomo que del otro. Y aquí está la belleza del razonamiento de Dalton. Se sabía en aquel entonces que el agua contiene proporciones fijas de hidrógeno y oxígeno. Hay 8 gramos de oxígeno por cada gramo de hidrógeno. El razonamiento de Dalton es que, entonces, un átomo de oxígeno tiene que ser 8 veces más pesado que un átomo de hidrógeno.¹¹ Así de simple.

Y esta simple idea de Dalton de cómo arribar a los pesos relativos de los átomos tiene al menos dos predicciones interesantísimas y una seria falla, casi mortal (las cuales analizaremos en el siguiente capítulo).

Esta falla hizo que el esquema quedara rengo y poco convincente hasta que se encontró una solución, como

¹¹ Según los cálculos de la época, había 6 gramos de oxígeno por cada gramo de hidrógeno, por lo que Dalton en realidad propuso que el oxígeno es 6 veces más pesado que el hidrógeno. Las mediciones actuales nos dicen que hay 8 gramos de oxígeno por cada gramo de hidrógeno.

veremos más adelante. Sólo que para entonces Dalton ya estaba muerto.

Proporciones fijas

La técnica de Dalton se basa en entender los compuestos como sustancias con una composición definida y característica de elementos, la cual es independiente de la manera en que dicho compuesto se forma (en la naturaleza) o se obtiene (en el laboratorio). Por ejemplo, el amoníaco está compuesto por hidrógeno y nitrógeno, y por cada gramo de hidrógeno hay unos 4,7 gramos de nitrógeno. Esto es así tanto con el amoníaco de París como con el de Hanoi, y si hubiera amoníaco en la Luna sin duda tendría esta misma composición.

Este supuesto era tenido como cierto por casi todos los químicos a partir del trabajo de Lavoisier. Una vez que éste dejó sentada la nueva química –basada en la idea de elementos y compuestos químicos–, gran parte del esfuerzo investigativo de las personas curiosas se volcó a encontrar de qué estaban hechas las cosas y, buscando aún mayor precisión cuantitativa, de cuánto de cada cosa. Esto produjo una enorme cantidad de información disponible en los años de Dalton. Sin embargo, la idea fue puesta en tela de juicio por uno de los colaboradores del mismo Lavoisier, Claude Louis Berthollet,¹²

¹² Berthollet fue un químico de inteligencia penetrante, del que

uno de los autores del *Méthode de nomenclature chimique* en 1787. Berthollet sostenía que las proporciones de cada elemento variaban entre un máximo y un mínimo posibles, y presentó resultados experimentales que avalaban lo que decía. Sus resultados e ideas fueron cuestionados por Joseph Louis Proust, quien pudo re-
trucar muchos de los ejemplos ofrecidos por Berthollet. La disputa entre los dos fue encarnecida. Con el tiempo, los químicos se inclinaron a favor de Proust. Hoy en día, la idea de que las sustancias tienen una composición fija y característica se conoce como la Ley de Proust, a pesar de que aun mucho antes de sus trabajos la idea era considerada como de sentido común.

Es casi seguro que John Dalton sólo se enteró de esta disputa (que se realizó a través de publicaciones especializadas) después de haber consolidado su teoría atómica. De todas formas, en pocos años las ideas de Dalton quedaron asociadas con las investigaciones de Proust.

¿Cómo se prende una lamparita?

Cuando uno estudia un episodio de la historia de la ciencia, muchas veces se pregunta: ¿cómo cuernos se le

normalmente se habla poco. Fue un favorito de Napoleón, quien lo llevó a Egipto como parte de su séquito científico. Berthollet trabajó arduamente durante su carrera para crear un sistema teórico que amalgamara las ideas de Lavoisier con las viejas nociones de afinidad entre las partes de las sustancias.

pudo ocurrir semejante idea a este sujeto? ¿De dónde la sacó?

De hecho, ésta es una pregunta fascinante que los mismos científicos se plantean. Y no estoy hablando en este caso de químicos, sino de psicólogos, sociólogos, epistemólogos e historiadores de la ciencia. Se sabe, por ejemplo (y como veremos más adelante en mayor detalle), que el químico August Kekulé resolvió más de un problema a través de sueños o estados de somnolencia: el mismo Kekulé describió estos sucesos. Lamentablemente, en la mayoría de los casos los científicos a los que se les ocurren las ideas no dejan constancia de cómo les vino la idea a la mente; las referencias son entonces indirectas y quizá distorsionadas involuntariamente, o a propósito. Para poder arribar a una noción de cómo sucedió el acto creativo, un historiador de la ciencia debe reconstruir el hecho y formular modelos que expliquen el suceso. De alguna manera, ocurre lo mismo que con la química u otras ciencias: hay algo que no podemos ver (átomos, un proceso de invención) y formulamos ideas imaginarias que calzan con la evidencia.

En el caso de Dalton la tarea es difícil. Casi todos los cuadernos que escribió el pensador inglés y en los cuales fue anotando sus ideas, experimentos, resultados, conjeturas e hipótesis fueron depositados, tras su muerte, en una colección en la Sociedad Filosófica de Manchester, de la cual Dalton fue presidente y con la que estuvo científica y emocionalmente muy ligado. La sede de la Sociedad fue prácticamente destruida en un bombar-

deo nazi la Nochebuena de 1940 y los papeles de Dalton ardieron con el edificio. De modo que se sabe poco de la génesis de la idea de los átomos. Por mucho tiempo hubo una historia oficial basada en el relato de un contemporáneo (Thomas Thomson), pero los historiadores han desmentido esa versión y han acumulado evidencia en torno a otra.¹³

Fanático del aire

John Dalton nació en un hogar muy humilde, en un pueblito de campo en el norte de Inglaterra, no muy lejos de Manchester. Desde chico tuvo afición por la educación, y a la temprana edad de doce años se hizo cargo de la dirección de una escuela (lo cual habla no sólo de su talento sino del estado calamitoso de las escuelas rurales de la Inglaterra de la época). Durante toda su vida se mantuvo como docente, directivo de escuela o profesor particular. A través de los colegios en donde trabajó tuvo acceso a los textos científicos más importantes de la época, como los del Boyle, Newton y Lavoisier.

Si bien parece que fue un docente dedicado y talentoso, su primer gran amor fue la meteorología. Dalton

¹³ La revisión del relato del nacimiento de la teoría atómica se debe a una publicación de 1896, por H. E. Roscoe y A. Harden (*New View of the Origin of Dalton's Atomic Theory*), republicada en 1970 por Johnson reprint Co., Nueva York.

aprendió el oficio de la investigación científica, el arte de realizar observaciones y mediciones cuidadosas y el de especular sobre su significado, del meteorólogo y pensador John Gough. Este curioso investigador, experto en matemática, era ciego desde la infancia. Gough no sólo entrenó a Dalton en sus capacidades intelectuales sino que le inspiró su pasión por la indagación y su amor por las cuestiones relacionadas con la atmósfera. Las primeras incursiones de Dalton en el mundo de la ciencia tomaron la forma de mediciones de precipitaciones, vientos y temperaturas. Su primera publicación importante incluía estos datos y muchas de sus especulaciones teóricas acerca de la atmósfera.¹⁴

Una de las discusiones que ocupaban a los estudiosos de la atmósfera en esa época era si los componentes del aire (oxígeno, nitrógeno y una cantidad variable de vapor de agua) estaban unidos entre sí como un compuesto químico o si se trataba de una mezcla, como azúcar en agua. Dalton se inclinaba por la última posibilidad, la menos popular.

Pensando en el problema de gases disueltos en gases, Dalton comenzó a reflexionar sobre la solubilidad de gases en agua. Muchos gases se incorporan al agua y pa-

¹⁴ Sin saber que otros habían publicado las mismas ideas con anterioridad, Dalton propuso una teoría de los vientos alisios (anticipada por George Hadley) y una teoría de la Aurora Borealis (anticipada por Anders Celsius y Edmund Halley, conocidos por la escala de temperatura y por el cometa, respectivamente).

recen desaparecer en su seno. El dióxido de carbono, por ejemplo, es altamente soluble en agua, y es el gas que encontramos en las bebidas gaseosas. El oxígeno también se disuelve en agua y es por eso que el agua de mares y ríos también contiene oxígeno disuelto, que es el que respiran los peces y otros animales acuáticos (no debe confundirse con el oxígeno que forma parte del agua por combinación con el hidrógeno). Resulta que diferentes gases tienen distintas solubilidades en agua (el oxígeno, por ejemplo, es mucho menos soluble en agua que el dióxido de carbono).

Dalton advirtió esta solubilidad diferencial de los distintos gases en agua y se preguntó a qué se debía. Se le ocurrió que la diferencia podía deberse al diferente peso de los átomos de diferentes gases. Quizá partículas con distinto peso tuvieran distintas solubilidades en agua. En octubre de 1803 presentó un trabajo en la Sociedad de Manchester en el que podía leerse:

Aquellos [gases] cuyas partículas son las más ligeras y simples son menos absorbibles, y los otros más, a medida que aumentan de peso y complejidad...¹⁵ Una indagación en los pesos relativos de las partículas últimas de los cuerpos es un tema, hasta donde conozco, totalmente nuevo; he estado llevando adelante esta línea de indagación con remarcable éxito.

¹⁵ Dalton mismo más tarde confirmó que esta aseveración no es válida, lo cual no modifica el valor histórico del párrafo.

A continuación, Dalton cerró este trabajo con una pequeña tabla de elementos a los cuales les atribuyó su peso relativo de acuerdo con la técnica descripta más arriba en este capítulo: mediante el análisis de la composición en masa de compuestos de esos elementos. Decidió que el hidrógeno, el elemento más liviano, sería su punto de comparación, y le atribuyó, por lo tanto, el peso relativo arbitrario de “1”. Al nitrógeno, que según sus cálculos era cuatro veces más pesado que el hidrógeno, le asignó el peso relativo de “4”. Así surgió la primera tabla de “pesos atómicos”.

En 1803, Dalton todavía no comprendía la trascendencia química de su idea; sus tribulaciones estaban restringidas al campo de la física de la atmósfera. Pero no tardaría en advertir las posibilidades. En ese camino, se alejó cada vez más de la meteorología y las teorías sobre el aire para especular y experimentar en el campo de las reacciones químicas entre los elementos. Los primeros pasos en este camino, y la fría recepción inicial de la comunidad química, serán estudiados en el capítulo siguiente.

Introducción 17

Preludio

El pequeño secreto de míster Brown 21

Los atomistas sin dios 27

Los átomos de la Antigüedad. Cambio y permanencia. Átomos romanos. Algunas similitudes entre esquemas científicos y esquemas filosóficos. Primeros enemigos.

Primer interludio

Pantalones, vacío y filosofía 39

**Del romance frustrado entre la ciencia
y el atomismo 43**

El resurgimiento de los átomos. Átomos y ciencia: primeros choques.

Segundo interludio

Un galileo inglés 53

Elemental 57

Un hombre de la pesada. El misterio del peso de los calcinados metálicos. El aire respirable: un nuevo gas. Un comodín químico. Ingredientes irreducibles y la nueva química. La batalla de las palabras.

Tercer interludio

Salonnières y las mujeres en la química 73

Dalton físico: cuestión de pesos 79

Pocos, pero con peso. Pesos relativos. Proporciones fijas. ¿Cómo se prende una lamparita? Fanático del aire.

Cuarto interludio

Bueno y simple, como la avena 91

Dalton químico: la teoría sale al ruedo 95

La predicción de Dalton. Una analogía frutal. Hecha la predicción hecha la ley. Acomodar nuevas observaciones. Marcando rumbos. El error fatal.

Quinto interludio

Los ojos de Dalton 113

De gases y moléculas 119

La joven estrella en busca de una buena ley. Cómo analizar el aire. Números enteros (y pequeños). El rechazo de Dalton. Avogadro. ¿Será cierto?

Sexto interludio

(No es) una cuestión de números 139

La solución del problema

de los pesos atómicos 145

Avogadro es olvidado... pero la química sigue avanzando. El problema de las fórmulas. Confusión total. El primer congreso de química. El método Cannizzaro.

Séptimo interludio

Pasiones secretas de los científicos 161

Bolas, palitos y la estructura molecular 167

Isómeros: los misteriosos gemelos químicos. En la luna de valencia. Las moléculitas de Kekulé. El número de isómeros. El caso del benceno. Otros avances.

Octavo interludio

Científicos juguetones 181**La Tabla 185**

Ordenar para explicar. La génesis de la Tabla. Elementos que no encajaban. Yodo y telurio: los “errores” pertinaces. Predicciones. Los gases nobles. Evoluciones de la Tabla. Nuevos rumbos.

Noveno interludio

Un brindis por la taxonomía 209**Sí, pero... ¿existen? 213**

Ese tipo de movimiento que llamamos calor. Billar molecular. La caída del muro.

Postludio

¿Has visto uno? 229**Bibliografía comentada 235**