

HISTORIA



Y EPISTEMOLOGÍA DE LAS CIENCIAS

LA HISTORIA DE LA CIENCIA EN LOS LIBROS DE TEXTO: LA(S) HIPÓTESIS DE AVOGADRO

MUÑOZ BELLO, ROSA¹ y BERTOMEU SÁNCHEZ, JOSÉ RAMÓN²

¹ IES La Sènia de Paiporta. Valencia
r.bello@terra.es

² Instituto de Historia de la Ciencia y Documentación López Piñero
Universitat de València - CSIC
<http://www.uv.es/~bertomeu>
jose.r.bertomeu@uv.es

Resumen. Se discuten algunas de las conclusiones de varios trabajos históricos recientes sobre Amedeo Avogadro y la teoría atómica del siglo XIX. A través de pequeños extractos de publicaciones famosas de Avogadro, se analizan las características principales de sus aportaciones a la teoría atómica del siglo XIX. También se analizan los principales métodos de cálculo de pesos atómicos de esos años y se discute el papel de las ideas de Avogadro en este tema. Estas conclusiones se contrastan con la imagen que actualmente los libros de texto dan acerca de este autor. Finalmente, esta última comparación conduce a una discusión sobre el papel de la historia de la ciencia en los libros de texto.

Palabras clave. Atomismo, hipótesis de Avogadro, libros de texto, pesos atómicos.

Summary. This paper discusses some recent historical research on Amedeo Avogadro and XIXth century chemical atomism. Main features of Avogadro's achievements are analyzed by using excerpts from his famous publications. Moreover, XIXth century methods for calculating atomic weights are studied as well as the role of Avogadro's ideas for that matter. The conclusions sharply contrast with the historical image of Avogadro in current chemistry textbooks. Finally, we briefly consider the role of history in scientific textbooks.

Keywords. Atomism, Avogadro's hypotheses, scientific textbooks, atomic weights.

Amedeo Avogadro (1776-1856) es una de las figuras más conocidas de la historia de la química. La hipótesis que generalmente se asocia con su nombre le ha otorgado un lugar destacado en la memoria de la comunidad científica, y su nombre aparece en la mayoría de los manuales elementales de física y química como uno de los autores más importantes del siglo XIX. No obstante, si se observan con más detalle estos libros de texto, se puede fácilmente comprobar que sus autores no están de acuerdo respecto a la naturaleza y las consecuencias de las contribuciones de Avogadro. Algunos libros le atribuyen la hipótesis que afirma que volúmenes idénticos de dos gases en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de partículas. Otros añaden a esta hipótesis una segunda acerca de la submolecularidad de las partículas de los gases, incluyendo, en ocasiones, la supuesta afirmación de Avogadro sobre el carácter diatómico de las moléculas de las sustancias simples. Tanto unos como otros suelen estar de acuerdo en la importancia de estas hipótesis para la consolidación de la teoría atómica en el siglo XIX. También suelen coincidir los autores de libros de texto en retratar a Avogadro como un personaje incomprendido en su tiempo que tenía la clave para resolver uno de los problemas más importantes de su época: el establecimiento de un sistema de pesos atómicos. Según esta perspectiva, las contribuciones de Avogadro sólo fueron plenamente aceptadas en el famoso congreso de Karlsruhe gracias a la intervención del químico italiano Stanislao Cannizzaro. De este modo, el problema de los pesos atómicos quedó resuelto y la teoría atómica se transformó en uno de los pilares fundamentales de la química.

Esta narración, presente en un gran número de libros de texto, resulta difícil de aceptar tras la lectura directa de las obras de Avogadro y sus contemporáneos. También contrasta con las conclusiones que los historiadores de la ciencia han obtenido sobre las contribuciones de Avogadro y los problemas relacionados con los pesos atómicos. En este artículo, presentaremos algunas de las conclusiones de varios trabajos históricos recientes sobre el químico italiano y la teoría atómica del siglo XIX. Asimismo, realizaremos pequeños extractos de algunas famosas publicaciones de Avogadro para contrastarlas con lo que actualmente dicen de ellas en los libros de texto. Esta comparación nos conducirá, al final del artículo, a una discusión sobre el papel de la historia de la ciencia en los libros de texto.

EL ATOMISMO QUÍMICO DEL SIGLO XIX

La afirmación de la existencia de partículas indivisibles que constituyen las últimas partes de todas las cosas ha sido realizada a lo largo de diversos periodos históricos y en diversas culturas. La larga vigencia del término *átomo* —procedente del griego, «sin partes»— no debe hacer olvidar las profundas diferencias que separan las distintas teorías atómicas que conocemos a lo largo de la historia. Las teorías atómicas de Leucipo (fl. 430 aC) y Demócrito (ca. 460-371 aC) deben entenderse en el marco de la ciencia griega de su tiempo y no como «precursores» de las actuales teorías atómicas. Como es sabido, estos filósofos griegos postulaban la existencia de partículas homogéneas, eter-

nas, invariables e impenetrables (átomos) que se movían en el vacío y cuyas diferentes propiedades geométricas y mecánicas eran el fundamento de la pluralidad de las cosas. Otros pensadores como Epicuro (ca. 341-270 aC) y, posteriormente, Lucrecio (ca. 95-55 aC) defendieron teorías atómicas que diferían en algunos aspectos con las de Leucipo y Demócrito. Por el contrario, Aristóteles rechazó el atomismo en favor de una explicación basada en la teoría de los cuatro elementos (tierra, aire, agua y fuego) que, con notables variaciones, tuvo una gran difusión durante gran parte de la edad media y el Renacimiento. A pesar de ello, en diversos pasajes de su obra, Aristóteles dejó abierta la posibilidad de una interpretación que desarrollaron varios autores en la edad media y que se conoció como la teoría de los *minima naturalia*. De acuerdo con estas ideas, los *minima naturalia* eran las partes más pequeñas de las cosas que conservaban las propiedades de las mismas, aunque eran susceptibles de ser divididas sin límite alguno.

Durante el siglo XVII, la difusión de la filosofía mecanicista a través de la obra de autores como Robert Boyle (1627-1691) o Nicolas Lemery (1645-1715) supuso la amplia aceptación de explicaciones acerca de la materia basadas en la existencia de partículas o corpúsculos microscópicos cuyas propiedades mecánicas permitían explicar algunas de las propiedades macroscópicas de las sustancias. Las dificultades para relacionar estas teorías con los resultados obtenidos en los laboratorios químicos fueron una de las causas de su abandono. No obstante, muchos libros de texto del siglo XVIII interpretaban las transformaciones químicas mediante el empleo de las nociones de *moléculas integrantes* y *moléculas constituyentes*. Por ejemplo, en uno de los más famosos manuales publicados por el químico francés Antoine Fourcroy (1800), se indicaba que los cuerpos estaban formados por la reunión de un gran número de moléculas integrantes mediante la «fuerza de agregación». Cada una de estas moléculas integrantes podía, a su vez, estar formada por la reunión de varias moléculas constituyentes que correspondían a los «principios» o elementos que formaban el compuesto. De este modo, un cuerpo como el sulfuro de plomo era considerado como formado por un solo tipo de moléculas integrantes (de sulfuro de plomo), las cuales contenían dos tipos de moléculas constituyentes (azufre y plomo).

Debido a estas difundidas ideas, la novedad de los trabajos que John Dalton (1766-1844) publicó a principios del siglo XIX no consistía en su concepción atomística de las sustancias químicas. La mayor parte de sus contemporáneos compartían la idea de que las sustancias estaban formadas por partículas que interactuaban según las leyes de la afinidad dando lugar a las transformaciones que se observaban durante las reacciones químicas. En realidad, la contribución más importante de Dalton consistió en dirigir la atención hacia el «peso relativo» de las partículas que constituyen los cuerpos, es decir, hacia lo que más adelante se conocieron como pesos atómicos. Aunque Dalton llegó probablemente a este problema a través de sus estudios meteorológicos y su análisis de las propiedades de los gases, el cálculo de pesos atómicos pronto se reveló como una herramienta muy interesante para integrar las diferentes leyes ponderables conocidas entre fina-

les del siglo XVIII y principios del siglo XIX. Entre estas leyes figuraban la ley de proporciones definidas de Louis Proust (1754-1826), la de proporciones recíprocas de Benjamin Richter (1762-1807) y la de proporciones múltiples formulada por el propio Dalton. De este modo, las ideas de Dalton abrieron el camino hacia una de las tareas más importantes realizadas por los químicos de la primera mitad del siglo XIX, que permitió ordenar una gran cantidad de datos reunidos gracias al análisis¹.

Debido a ello, esta versión del atomismo suele denominarse *atomismo químico*, dado que hace principalmente referencia a las relaciones que se observan entre las cantidades de reactivos y de productos que intervienen durante las reacciones químicas. El atomismo químico del siglo XIX está relacionado con las regularidades que pueden obtenerse de la lectura macroscópica de las ecuaciones y las fórmulas químicas modernas, tales como la relación existente entre la composición de los reactivos y la de los productos de una reacción química, la constancia de la composición porcentual de un compuesto que puede expresarse y calcularse mediante su fórmula química y, en general, todas las consecuencias que pueden deducirse de las leyes de proporciones constantes, de proporciones múltiples y de proporciones recíprocas. En esos años no existía, sin embargo, ningún camino seguro para realizar el paso de esta interpretación macroscópica de las fórmulas químicas a la interpretación microscópica en términos de átomos y moléculas. La magnitud moderna de cantidad de sustancia, con la unidad «mol» asociada, así como las leyes de la mecánica estadística, permiten en la actualidad realizar fácilmente esta transición entre el mundo microscópico y macroscópico pero eran desconocidas a principios del siglo XIX. Tampoco existía en la época una clara diferencia entre lo que en la actualidad se denominan *átomos* y *moléculas*. Como veremos, Avogadro empleó la palabra *molécula* con un significado parecido, aunque no idéntico, a lo que Dalton denominaba *átomo*. Ninguno de los dos términos fueron usados por estos autores y sus contemporáneos con el significado que tienen en la actualidad. Las concepciones modernas pueden, por lo tanto, constituir una gran dificultad para comprender textos científicos de principios del siglo XIX como los de Dalton o Avogadro. Si se emplean acriticamente las ideas científicas actualmente vigentes, se corre el riesgo de introducir fuertes distorsiones en las concepciones de los científicos del pasado. Para tratar de evitar este problema, describiremos con cierto detalle, y empleando los valores empíricos y las ideas teóricas de la época, la que fue una de las principales actividades de los químicos de esos años: el cálculo de pesos atómicos.

EL CÁLCULO DE PESOS ATÓMICOS DE ACUERDO CON JOHN DALTON

El establecimiento de un sistema de masas atómicas relativas –o de *pesos atómicos* como generalmente se denominaba a principios del siglo XIX– exige la acumulación de un gran número de datos procedentes del análisis químico de los compuestos. A principios del siglo XIX, los métodos de análisis elemental desarrollados en las décadas anteriores permitían disponer de un número suficiente de datos

para realizar esta tarea, aunque en muchos casos los valores obtenidos diferían bastante de los actuales debido a numerosos problemas experimentales. Por ejemplo, los valores empleados por Avogadro en 1811 daban una proporción de 7,5 partes de oxígeno frente a 1 de hidrógeno para la composición del agua y, sólo unos años antes, Dalton había empleado los valores entre 5,5 y 7 a 1 para este mismo compuesto. Una vez superados estos problemas experimentales, resulta necesario establecer un valor de referencia respecto al cual se calculan el resto de pesos atómicos. Dalton empleó el hidrógeno como base de su escala pero otros autores como, por ejemplo, Wollaston o Berzelius, prefirieron el oxígeno porque este elemento se encontraba presente en un mayor número de compuestos. En realidad, este asunto tiene poca importancia y basta realizar una sencilla regla de tres para pasar de una escala a otra. Tomando como base el hidrógeno, el valor de los pesos atómicos de los restantes elementos puede ser calculado a través de los resultados del análisis químico. Si, por ejemplo, el análisis del ácido clorhídrico indica que está formado por 1 parte de hidrógeno y 35,5 de cloro, entonces puede aceptarse el valor 35,5 como peso atómico del cloro. En el anterior razonamiento hemos admitido implícitamente que el ácido clorhídrico está formado por un átomo de hidrógeno y un átomo de cloro, de modo que la relación entre las proporciones de estos elementos en el compuesto ofrece la relación entre las masas de los átomos. Esta suposición, que parece tan sencilla para un químico moderno, es la clave del problema que tuvieron que afrontar los científicos del siglo XIX. En realidad, si no se dispone de información microscópica sobre las características del compuesto, no es posible conocer con facilidad el número de átomos de dicho compuesto y, como esta cuestión es crucial para el cálculo de pesos atómicos, los valores de estos últimos no pueden ser conocidos con certidumbre.

Vamos a ilustrar el problema con el caso del agua. Este líquido puede ser descompuesto mediante una corriente eléctrica para producir hidrógeno y oxígeno en una proporción de una a ocho partes en peso, respectivamente. ¿Cómo puede calcularse el peso atómico del oxígeno a partir de estos datos? Si se acepta que el agua está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, entonces el peso atómico de este último será 16 ($8 \cdot 2/1$). Por el contrario, si se supone la relación de átomos es 1:1, el peso atómico del oxígeno será de 8 ($8 \cdot 1/1$). Esta última suposición es la que realizó Dalton (1808) basándose en unas «reglas de máxima simplicidad», que expresó del siguiente modo:

- 1) Cuando sólo una combinación entre dos cuerpos puede ser obtenida, debe suponerse que es una combinación binaria, a menos que alguna razón indique lo contrario.
- 2) Cuando se conocen dos combinaciones, debe suponerse que una es binaria y otra, ternaria.
- 3) Cuando se obtienen tres combinaciones, podemos esperar que una es binaria y las otras dos, ternarias.
- 4) Cuando se conocen cuatro combinaciones, debemos esperar que una sea binaria, otra ternaria, y otra cuaternaria, etc. [...]

Siguiendo estas reglas, Dalton concluía que «el agua es un compuesto binario de hidrógeno y de oxígeno» (dado que no se conocía ningún otro compuesto de estos dos elementos) y «que los pesos relativos de estos dos átomos elementales son aproximadamente como 1:7». Del mismo modo, Dalton consideraba el amoníaco como «un compuesto binario de hidrógeno y nitrógeno», por lo que «los pesos relativos de los dos átomos» eran «aproximadamente como 1:5». En el caso de los óxidos del carbono, Dalton distinguía entre una combinación binaria (el monóxido) y una combinación ternaria (el dióxido) siguiendo la segunda de sus reglas. También aplicaba el resto de las reglas al cálculo de las composiciones de los óxidos del nitrógeno. Como puede fácilmente comprobarse, los valores empleados por Dalton para la composición del agua y el amoníaco no coinciden con los obtenidos en los análisis químicos más modernos.

Tal y como fue ampliamente reconocido por muchos químicos de esos años, estas reglas no tenían ninguna base empírica, aunque eran necesarias para poder realizar el cálculo de pesos atómicos. Por ejemplo, tras describir las reglas de Dalton, el famoso químico francés Jacques Thenard (1777-1857) señalaba, en su popular *Tratado elemental de química* (1824), que «esta manera de determinar el número de átomos» era «absolutamente hipotética». Según Thenard, el hecho de que dos elementos se combinaran en una sola proporción no era razón suficiente para concluir que tal combinación se daba átomo a átomo, como sugería la primera de las reglas de Dalton. Quizás podría existir un compuesto desconocido de esos elementos que invalidara la aplicación de la primera regla. Incluso en el caso de que verdaderamente sólo existiese un compuesto de dos elementos, «¿no podría ocurrir que esta combinación se diera entre un átomo de uno y dos o tres átomos del otro?» –se preguntaba Thenard (1824). Nada aparentemente permitía descartar este último modo de combinación frente a las reglas sugeridas por Dalton. En 1824, Thenard afirmaba que, para superar estos problemas, los químicos habían aportado «modificaciones a los puntos de vista del sabio inglés». Estas modificaciones sólo habían conducido a «substituir unas hipótesis por otras» pero reconocía que estas hipótesis resultaban «bastante probables» en el caso de compuestos formados por elementos gaseosos. En este caso –señalaba Thenard–, los químicos admitían que «todos los gases, en el mismo volumen, contienen el mismo número de átomos», lo que permitía simplificar el cálculo de ciertos pesos atómicos. Indudablemente, Thenard se estaba refiriendo, aunque sin citar su nombre, a las propuestas que Amedeo Avogadro y Ampère realizaron entre 1811 y 1814, pocos años después de la publicación de los trabajos de Dalton. Vamos a centrar nuestra atención en los trabajos del autor italiano con especial atención a las posibilidades que ofrecían para el cálculo de pesos atómicos².

EL ENSAYO DE AMEDEO AVOGADRO (1811)

Al contrario de lo que ocurría con las reglas de Dalton, las propuestas de Avogadro estaban parcialmente basadas en las recientes investigaciones de Gay-Lussac (1809) sobre los volúmenes de combinación de los gases. Tras com-
 rar los resultados de varias reacciones químicas conocidas en las que participaban gases, Gay-Lussac había concluido que «los gases [...] en cualquiera que sean las proporciones en las que se pueden combinar, dan siempre lugar a compuestos cuyos elementos, medidos en volumen, son siempre múltiplos uno de otro». En los casos investigados por Gay-Lussac, estas proporciones habían sido «1 a 1, 1 a 2, o 1 a 3».

rar los resultados de varias reacciones químicas conocidas en las que participaban gases, Gay-Lussac había concluido que «los gases [...] en cualquiera que sean las proporciones en las que se pueden combinar, dan siempre lugar a compuestos cuyos elementos, medidos en volumen, son siempre múltiplos uno de otro». En los casos investigados por Gay-Lussac, estas proporciones habían sido «1 a 1, 1 a 2, o 1 a 3».

Amedeo Avogadro comenzaba su famoso ensayo sobre «un modo de determinar las masas relativas de las moléculas elementales de los cuerpos» con una mención a la anterior memoria de Gay-Lussac³. Según Avogadro, dado que Gay-Lussac había mostrado que «las combinaciones de los gases tienen lugar siempre según relaciones muy simples en volumen», resultaba también necesario admitir la existencia de «relaciones muy simples entre los volúmenes de las sustancias gaseosas y el número de moléculas simples o compuestas que los forman». Y aquí Avogadro realizó su conocida hipótesis:

«La hipótesis que se presenta como la primera en este sentido y que parece además la única admisible, es suponer que el número de moléculas integrantes en unos gases cualesquiera es siempre la misma en un volumen igual o es siempre proporcional a los volúmenes. En efecto, si se supusiera que el número de moléculas contenidas en un volumen dado fuera diferente para los diferentes gases, sería casi imposible pensar que la ley que rige la distancia de las moléculas pudiera dar, en todos los casos, relaciones tan simples como los hechos que acabamos de citar nos obligan a admitir entre el volumen y el número de moléculas»

Avogadro escribió este texto en francés y prefirió emplear la palabra «molécula» en lugar de «átomo» para discutir sus puntos de vista. Ambas expresiones eran utilizadas a principios del siglo XIX con un significado bastante diferente al actual. En la anterior cita aparece la expresión *moléculas integrantes* que, como hemos señalado, era común en las publicaciones francesas de la época. No resulta extraña esta fuerte influencia de la química francesa en la obra del autor italiano. En los años en los que apareció su famoso ensayo, Avogadro residía en Turín, una ciudad que, junto con el resto del Piamonte, fue anexionada al imperio francés durante la primera década del siglo XIX (Morselli, 1984). Avogadro conocía las obras de los más importantes autores franceses, como Gay-Lussac y Berthollet y, probablemente, tuvo noticia de las ideas de Dalton a través de la traducción francesa de un popular libro de texto de Thomas Thomson (Ciardi, 2001).

Partiendo de la anterior hipótesis, que citaremos de modo abreviado en lo que sigue como IV = IP (igual volumen = igual número de partículas), Avogadro proponía un método para «determinar fácilmente las masas relativas de las moléculas de los cuerpos que pueden pasarse al estado gaseoso y el número relativo de estas moléculas en las combinaciones». Si volúmenes iguales de gases contenían igual número de partículas, la relación entre las densidades de los gases debía ser igual a la relación entre las masas de estas partículas⁴. Avogadro también empleaba su hipótesis para establecer el número de «moléculas» que formaban los diferentes compuestos:

«Por otro lado, como se sabe que la relación de los volúmenes del hidrógeno al oxígeno en la formación de agua es de 2 a 1, se deduce que el agua resulta de la unión de cada molécula de oxígeno con dos moléculas de hidrógeno. Igualmente, de acuerdo con las proporciones en volumen establecidas por Gay-Lussac para los elementos del amoníaco, del gas óxido de nitrógeno, del gas nitroso y del ácido nítrico, el amoníaco resultará de la unión de una molécula de nitrógeno con tres de hidrógeno, el gas óxido de nitrógeno de una molécula de oxígeno con dos de nitrógeno, el gas nitroso de una molécula de nitrógeno con una de oxígeno, y el ácido nítrico de una de nitrógeno con dos de oxígeno.»⁵

Avogadro era consciente de que estos resultados estaban en contradicción con los alcanzados por Dalton a partir de sus reglas de máxima simplicidad antes mencionadas. Para Avogadro estas reglas eran «suposiciones arbitrarias» y, por lo tanto, debían ser reemplazadas por sus propias conclusiones en el cálculo de pesos atómicos:

«Así Dalton ha supuesto que el agua estaría formada por la unión del hidrógeno y del oxígeno, molécula a molécula. De ahí resultaría, de acuerdo con la relación en peso de estos dos componentes, que la masa de la molécula del oxígeno sería respecto a la del hidrógeno alrededor de $7 \frac{1}{2}$ a 1 o, de acuerdo con los cálculos de Dalton, alrededor 6 a 1. De acuerdo con nuestra hipótesis esta relación es doble, a saber, de 15 a 1, como hemos visto.»

En efecto, suponiendo ahora que «el agua resulta de la unión de cada molécula de oxígeno con dos moléculas de hidrógeno», Avogadro concluía que el peso atómico del oxígeno era el doble del supuesto por Dalton, tal y como hemos visto anteriormente. Como reconocía Avogadro, esta conclusión no estaba tampoco exenta de problemas. Si se aceptaba que el agua estaba formada por dos «moléculas» de hidrógeno y una de oxígeno, el valor del peso de una molécula de agua debía ser $17 (15 + 1 \cdot 2 = 17)$ según los valores aceptados por Avogadro. Pero, si se seguía el método basado en las densidades de los vapores, el resultado que se obtenía era diferente. En efecto, si se dividían los valores admitidos, la densidad relativa del vapor de agua (0,625) por la del hidrógeno (0,0732), el resultado obtenido daba un peso para la molécula de agua de 8,537, es decir, aproximadamente la mitad del valor obtenido por la suma de los pesos de las «moléculas» de hidrógeno y oxígeno⁶. ¿Cómo resolver esta aparente contradicción?

En realidad, el mismo problema se daba también cuando se trataba de hacer compatibles la anterior hipótesis IV = IP con algunos resultados experimentales relacionados con la combinación de estas sustancias. Por ejemplo, tal y como Avogadro señalaba, un volumen de oxígeno se combina con dos volúmenes de hidrógeno para producir dos volúmenes de agua. Si se admite que cada uno de estos volúmenes corresponde a un mismo número de partículas (o moléculas como afirmaba Avogadro), se debe también aceptar que dos moléculas de agua resultan de la combinación de una molécula de oxígeno con dos moléculas de hidrógeno. O, dicho de otro modo, que una molécula de agua esta formada por media molécula de oxígeno y una

de hidrógeno. Para solucionar este problema, Avogadro introdujo una nueva suposición:

«[...] basta suponer que las moléculas constituyentes de un gas simple cualquiera [...] no están formadas por una sola molécula elemental, sino que resultan de un cierto número de estas moléculas reunidas en una sola por atracción y que, cuando las moléculas de otra sustancia deben unirse a aquéllas para formar moléculas compuestas, la molécula integrante que debería resultar de ellas se divide en dos o más partes o moléculas integrantes formadas de la mitad, la cuarta parte, etc. del número de moléculas constituyentes de la otra sustancia, que debería combinarse con la molécula total o, lo que es lo mismo, con un número igual al de medias moléculas o cuartos de moléculas, etc. de esta segunda sustancia; de modo que el número de moléculas integrantes del compuesto llega a ser el doble, el cuádruple, etc. de lo que debería ser sin esta división, y el valor necesario para satisfacer el volumen del gas que resulta»⁷.

En este confuso texto, Avogadro parece sugerir que, cuando se forman ciertos compuestos, las moléculas resultantes se dividen «en dos o más partes», de modo que cada una de ellas puede contener «medias moléculas, cuartos de moléculas, etc.» de los reactivos que han dado lugar a su formación. Por ejemplo, en el caso del agua, la molécula resultante se dividía por dos y, por lo tanto, estaba formada por una «demimolécula» (*demi-molécule*) de oxígeno y una molécula de hidrógeno. Esta conclusión era acorde con la relación de densidades antes comentada entre el hidrógeno y el vapor de agua⁸. Las ideas de Avogadro resultan evidentes en su modo de discutir, por ejemplo, el valor del peso de la molécula de amoníaco:

«En cuanto al amoníaco, la suposición de Dalton sobre el número relativo de moléculas en su composición, sería totalmente incorrecta [*fautive*] según nuestra hipótesis. Dalton supone nitrógeno e hidrógeno unidos molécula a molécula mientras que, como hemos visto, una molécula de nitrógeno se une a tres moléculas de hidrógeno. Según él, la molécula de amoníaco sería $5 + 1 = 6$; según nosotros, debe ser $(13 + 3) / 2 = 8$ o, más exactamente, 8,119, como puede deducirse también de modo inmediato a partir de la densidad del gas amoníaco. La división de la molécula que Dalton no hizo entrar en su cálculo, corrige también aquí el error que resulta de sus otras suposiciones.»⁹

Dado que tres volúmenes de hidrógeno más uno de nitrógeno producían dos volúmenes de amoníaco, Avogadro se veía obligado a suponer que, en este caso, tres moléculas de hidrógeno se combinaban con una de nitrógeno y la resultante se dividía por dos. De este modo, los valores de las densidades coincidían con los cálculos de los pesos atómicos¹⁰. Es evidente que esta argumentación dista mucho de lo que se considera la segunda hipótesis de Avogadro en muchos libros de texto: el carácter diatómico de las moléculas de los gases elementales. Avogadro no parece interesado por esta cuestión que apenas menciona y, en cualquier caso, señala que estas moléculas podrían estar formadas por «cierto número de estas moléculas reunidas en una sola por atracción», sin dar ninguna indicación respecto a cuál podría ser ese número. Por otra parte, la supuesta «división» de las moléculas de los compuestos «en

dos o más partes» estaba condicionada por la necesidad de hacer compatibles los valores de sus densidades con los de los pesos de las moléculas. En realidad, al aceptar estas divisiones podemos decir que, en cierto modo, Avogadro estaba proponiendo unos valores para los pesos de las moléculas del agua y del amoníaco que correspondían a la mitad de los aceptados en la actualidad. Aunque en los casos mencionados Avogadro suponía que se producía una división por dos de las moléculas, no descartó otras posibilidades cuando los valores de las densidades de los gases así lo exigían¹¹.

LA(S) HIPÓTESIS DE AVOGADRO EN LOS LIBROS DE TEXTO

Fue probablemente Cannizzaro el que introdujo la idea de que Avogadro había sugerido que las moléculas de los elementos gaseosos eran diatómicas (Morselli, 1984). Posteriormente esta afirmación fue recogida por algunos historiadores de la química y pasó a formar parte de las narraciones incluidas en los libros de texto. La idea aparece ya sugerida en el libro de texto del atomista francés Wurtz (1884) quien, tras discutir las leyes de combinación de los gases de Gay-Lussac, señalaba que podía afirmarse «con el químico italiano Avogadro, que los *gases, en volúmenes iguales, contienen el mismo número de moléculas*, y que cada una de estas moléculas ocupa 2 volúmenes si un átomo de hidrógeno ocupa un volumen». A principios del siglo xx, un popular tratado de química (Martin, 1913) afirmaba que Avogadro había mostrado que los supuestos átomos de Dalton generalmente consistían «en dos átomos unidos que se acompañan uno al otro en su viaje por el espacio, como el hombre y la mujer o como la tierra y la luna». Ideas semejantes aparecen en obras destinadas a un público universitario en esas mismas fechas. Por ejemplo, el libro de texto de los norteamericanos William McPherson y William Edwards Henderson (1933), que apareció por primera vez en 1913 y fue reeditado por los autores y otros profesores de química durante varias décadas, incluía la siguiente descripción de las contribuciones de Avogadro:

«Principio de Avogadro: [en 1811] el físico italiano Avogadro afrontó estas objeciones [planteadas por la ley de Gay-Lussac a la teoría atómica] asumiendo que las partículas (moléculas) de *los gases elementales consisten en dos átomos* cada una, de modo que, empleando los símbolos modernos, podríamos describirlos entonces como: O₂, H₂, N₂. Al mismo tiempo presentó la generalización hoy denominada principio de Avogadro. Bajo las mismas condiciones de temperatura y presión *volúmenes iguales de cualquier gas contienen el mismo número de moléculas*».

En la reedición publicada por Marck y otros (1949), el párrafo anterior fue modificado considerablemente y se recordaba incluso que los datos disponibles en la época de Avogadro «no permitían a los antiguos químicos afirmar que los gases eran diatómicos; las moléculas podían haber contenido 4 átomos (o cualquier otro múltiplo de 2 átomos)». Otras obras publicadas posteriormente como, por ejemplo, las resultantes de los proyectos norteamericanos para mejorar la enseñanza de las ciencias de los años cincuenta y sesenta contienen una discusión más detallada

acerca del problema del número de átomos en las moléculas gaseosas. El libro *Chemical Systems* (1964), resultado del *Chemical Bond Approach Project*, describe, en primer lugar, la hipótesis de Avogadro IV = IP y, más adelante, indica que la idea de moléculas diatómicas es una consecuencia de la aplicación de esta hipótesis a reacciones como la formación del agua o del ácido clorhídrico pero añadía que «cualquier número par de átomos [...] en la molécula sería igualmente posible, aunque la disposición más simple es una molécula diatómica». Por su parte, la obra resultante del *Chemical Education Material Study*, dirigido por la *National Science Foundation*, contiene también una larga discusión, incluyendo algunas ecuaciones matemáticas e incluso ejercicios para el estudiante, en la que se indica que la hipótesis de Avogadro (IV = IP) conduce solamente a afirmar que moléculas como la de oxígeno deben contener un número par de átomos y que «más experimentos son necesarios antes de que podamos eliminar la posibilidad de que el oxígeno contenga cuatro, seis o un número más alto (aunque siempre par) de átomos» (Pimentel, 1969). Textos universitarios norteamericanos de esos mismos años contienen una discusión semejante (Gray, 1967).

El famoso manual de Bruce M. Mahan (1969), cuya primera edición apareció en 1965, contiene una larga introducción histórica, donde se señalan las dificultades para hacer compatibles las ideas de Dalton con las leyes de Gay-Lussac y la hipótesis IV = IN. Mahan señala que Avogadro aportó en 1811 nuevos argumentos en favor de esta hipótesis al combinarla con «su nueva propuesta de que los elementos gaseosos podían consistir en moléculas *poliatómicas*». De este modo, Avogadro respondió a las objeciones de Dalton pero, a cambio, tuvo que introducir «otra hipótesis»: «la existencia de elementos *poliatómicos*». Mahan también recuerda que esta hipótesis continuaba sin resolver el problema de los pesos atómicos, dado que las fórmulas de esos elementos poliatómicos eran indeterminadas, al no ser posible conocer con certeza el número de átomos de cada molécula poliatómica.

Resulta interesante observar que las dificultades señaladas en estos libros para la determinación del número de átomos en las moléculas gaseosas apenas son mencionadas en libros más recientes. En estos momentos estamos realizando un análisis de los libros de texto españoles utilizados en secundaria y esperamos publicar los resultados en un próximo artículo, por lo que sólo ofreceremos aquí algunas conclusiones generales. La mayor parte de las obras presentan la hipótesis de Avogadro con la siguiente frase:

«Volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.»

Aproximadamente la mitad de los libros analizados incluyen además una segunda hipótesis de Avogadro que supuestamente señala que los elementos gaseosos están formados por moléculas diatómicas, incluyendo en ocasiones un dibujo explicativo que refuerza esta idea. En otros casos, se indica que las moléculas diatómicas corresponden sólo a un grupo de sustancias, aunque se señala como la situación *normal*:

«Avogadro, en 1811, propuso la hipótesis de que los elementos gaseosos que reaccionan no tenían a los átomos como últimos constituyentes, sino agregados de átomos, normalmente dos, a los que llamó *moléculas*.»

AVOGADRO Y EL CÁLCULO DE PESOS ATÓMICOS

Otra de las afirmaciones que habitualmente suelen aparecer en los libros de texto indica que la(s) hipótesis de Avogadro permitían solucionar el problema del cálculo de los pesos atómicos. Según esta perspectiva, Avogadro fue un «científico incomprendido» en su tiempo, por lo que sus aportaciones sólo fueron reconocidas tras el congreso de Karlsruhe y los trabajos de Cannizzaro. A menudo, Avogadro es caracterizado como un mártir de la ciencia y no resulta extraño encontrar afirmaciones semejantes a las que aparecen en un libro de primero de bachillerato recientemente publicado: «Avogadro, [...] sufrió en su madurez un mal bastante común. Fue despreciado en su tiempo de vida y triunfó sólo después de su muerte.» A finales del siglo XIX esta idea ya era recogida por autores como Cooke (1878), profesor de química en Harvard, que afirmaba que las ideas de Avogadro fueron anunciadas «medio siglo antes de que la ciencia estuviera suficientemente madura para aceptarlas». Este ejemplo servía a Cooke para mostrar que «casi todas las grandes generalizaciones de la ciencia han sido anticipadas en mayor o menor grado». Incluso un libro de texto con una gran cantidad de información histórica, como el publicado por Newton Black y James B. Conant (1942), señalaba que la «famosa hipótesis» de Avogadro no fue «ampliamente aceptada por los químicos hasta que otro profesor italiano, Cannizzaro, explicó su gran utilidad en 1858 (dos años después de que Avogadro muriera)». Esta idea se repite en otras obras posteriores como en *Chemical Systems* (Mark, 1949, 1964) y todavía aparece recogida en muchos libros de texto de secundaria publicados recientemente en España que estamos analizando.

Como causas de esta situación se ha señalado su posición marginal dentro de la comunidad científica o el escaso eco de sus publicaciones así como la incompatibilidad entre la idea de moléculas diatómicas y la teoría electroquímica vigente. También se ha argumentado que la aproximación molecular empleada por Avogadro, procedía de la escuela de Berthollet-Laplace, la cual se encontraba en decadencia en esos años (Brooke, 1981; Fisher, 1982; Morselli, 1984). En realidad, como se ha visto, la hipótesis $IV = IP$ no fue desconocida por sus contemporáneos sino que fue ampliamente citada por los autores de libros de texto de la primera mitad del siglo XIX. Sin embargo —como el propio Avogadro reconoció—, su uso estaba limitado a los gases permanentes, es decir, las sustancias que se encontraban en estado gaseoso a la temperatura ambiente. Tal y como recordaba Berzelius, uno de los principales partidarios del atomismo a mediados de los años treinta, sólo cuatro de los más de cincuenta elementos conocidos eran gases permanentes y, por lo tanto, sólo en esos casos sus pesos atómicos podían ser calculados a través del método de las densidades (Berzelius, 1835). Debido a ello, antes de que Jean Baptiste Dumas (1826) desarrollara un método ade-

cuado para la medida de la densidad de los vapores, los cálculos de pesos atómicos durante el primer tercio del siglo XIX estuvieron basados en otras regularidades observadas en esos años. En esta memoria, no obstante, Dumas señalaba que, para realizar el cálculo de los pesos atómicos mediante la densidad de los gases, era necesaria «una sola hipótesis» con la que «todos los físicos [*physiciens*] estaban de acuerdo»: «consiste en suponer que, en todos los fluidos elásticos bajo las mismas condiciones, las moléculas se encuentra situadas a igual distancia, es decir, que su número es igual».

Para el caso de los metales, los químicos emplearon ampliamente una ley establecida por los franceses Dulong y Petit (1819). A través de diversas investigaciones, mostraron que el producto del calor específico por el peso atómico de un grupo de sustancias elementales sólidas era aproximadamente una constante. De este modo, aunque estos resultados no permitían el cálculo de pesos atómicos exactos, sí que permitían dilucidar entre varios múltiples posibles de un peso atómico, lo que era, en realidad, el principal problema. Veamos, por ejemplo, el caso del cobre. Algunos autores empleaban como peso atómico de este elemento 395,7, mientras que otros, 791,4, según la fórmula elegida para su primer óxido. La ley de Dulong y Petit señalaba que el producto del peso atómico por el calor específico (0,0949) debía dar un valor cercano a 37, lo que suponía que el valor del peso atómico debía ser de 390 aproximadamente. De este modo, el segundo valor (791,4) podía ser descartado a favor del primero¹².

Otra guía para calcular los pesos atómicos fue ofrecida por los estudios sobre el isomorfismo de Mitscherlich (1794-1863)¹³. Este autor (1820) defendía que las sustancias con la misma forma cristalina debían estar formadas por cristales con igual número de átomos (Melhado, 1980; Schütt, 1997). En otras palabras, las sustancias isomorfas debían ser representadas por fórmulas químicas semejantes. De este modo, la fórmula de una sustancia desconocida podía ser inferida por la fórmula de una sustancia análoga. En manos de Berzelius, esta indicación se convirtió en una poderosa herramienta para dilucidar los pesos atómicos de las sustancias. Por ejemplo, dado que sólo se conocía un óxido del aluminio, se desconocía si su fórmula debía seguir la regla de máxima simplicidad de Dalton y, por lo tanto, ser AlO , o si, por el contrario, podría ser AlO_2 , AlO_3 o cualquier otra semejante. Dado que el peso atómico del aluminio se calculaba como la cantidad que se combinaba con 16 partes de oxígeno, cada una de estas fórmulas daba un peso atómico diferente para el aluminio. La solución del problema residía en los trabajos de Mitscherlich que habían mostrado que el óxido de aluminio era isomorfo con el óxido férrico. En este caso, sí que se conocía otro óxido menos oxigenado, el óxido ferroso, que era, además, isomorfo con el óxido cúprico, el óxido de cinc y otros óxidos metálicos. Conociendo la fórmula de cualquiera de estos óxidos, resultaba posible determinar la del óxido de aluminio y, por lo tanto, también su peso atómico¹⁴.

Las leyes de Dulong y Petit, el isomorfismo de Mitscherlich y la hipótesis $IV = IP$ fueron las bases sobre las que Jacob Berzelius estableció su sistema de pesos atómicos. Este grupo de valores de pesos atómicos fue ampliamente em-

pleado por los químicos entre los años veinte y treinta del siglo XIX. También en esos años se difundieron las fórmulas de Berzelius, que permitían representar las sustancias con las iniciales latinas de los nombres de los elementos más un superíndice que indica el número de átomos de cada elemento. De este modo, el óxido de aluminio antes citado era representado como Al^2O^3 y el sulfato de sodio, como NaO, SO^3 . El sistema de Berzelius no era el único empleado en esos años y otros valores y fórmulas fueron empleados por diversos químicos alemanes y franceses. En realidad, las leyes e hipótesis antes mencionadas no permitían un cálculo directo de todos los pesos atómicos y, en ocasiones, daban resultados contradictorios según se adoptara un método u otro. Tal y como señalaba un conocido químico de esos años, Alexander Baudrimont (1833), el sistema de pesos atómicos reposaba sobre un gran número de suposiciones y nuevas investigaciones empíricas podían fácilmente derrumbar las ideas aceptadas hasta la fecha:

«[...] estas determinaciones [de los pesos relativos de los átomos] son muy vagas, y es posible que un solo descubrimiento bastara para cambiarlos todos». De todos modos, estos descubrimientos no influirán sobre las proporciones de las combinaciones, sino simplemente sobre la manera cómo se las deberá considerar; pues, en lugar de un átomo, podrán haber dos, tres, cuatro, etc. y los pesos de esos átomos serán entonces dos veces, tres veces, cuatro veces más pesados.»

Un grado de incertidumbre persistía sobre el múltiplo que debía elegirse para representar el peso atómico de un elemento o compuesto. Los estudios de Jean Baptiste Dumas sobre las densidades de los vapores contribuyeron a introducir nuevos problemas en este frágil y complicado sistema de pesos atómicos. Dumas desarrolló un método experimental que permitía realizar mediciones de las densidades de los vapores de sustancias sólidas a temperatura ambiente, tales como el azufre. Como hemos visto anteriormente, hasta que Dumas introdujo este método a finales de los años veinte, sólo se podían realizar mediciones suficientemente fiables de las densidades de los «gases permanentes» y, por lo tanto, este hecho limitaba la aplicación de la hipótesis $IV = IP$ al cálculo de pesos atómicos. Pero lo que en principio parecía un positivo apoyo para la hipótesis de Avogadro y Ampère pronto se transformó en uno de sus más importantes problemas. Las densidades calculadas por Dumas para el mercurio, el azufre, el fósforo y el arsénico resultaron ser muy diferentes a las previstas por la mencionada hipótesis. En realidad, correspondían a un múltiplo entero de las cantidades que teóricamente debían obtenerse siguiendo los valores de los pesos atómicos aceptados en la fecha. Dumas quedó tan sorprendido que esperó varios años a publicar sus resultados (Dumas, 1832; Mitscherlich, 1833). Por ejemplo, el valor admitido hasta la fecha para la densidad relativa del azufre era de 2,24. Este valor era calculado suponiendo que la reacción entre el hidrógeno y el azufre para formar ácido sulfhídrico tenía lugar del mismo modo que la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno para formar agua, es decir, consideraba que las relaciones volumétricas eran 2:1:2. Conociendo el valor de la densidad del ácido sulfhídrico (1,1912) y la del hidró-

geno (0,0688), la densidad del vapor de azufre (x) podía calcularse según la ecuación:

$$2 * 0,0688 + 1 * x = 2 * 1,1912; \text{ de donde } x = 2,2448.$$

Los valores calculados por Dumas (1832), sin embargo, se encontraban entre 6,51 y 6,57, es decir, aproximadamente tres veces el valor anterior. Si se admitía la hipótesis $IV = IP$, la relación entre las densidades de dos gases debía ser igual a la relación entre sus pesos atómicos. Sin embargo, con los nuevos datos experimentales de Dumas, la densidad relativa del azufre frente a la del hidrógeno quedaba ahora fijada en alrededor de 96, es decir, tres veces más que el peso atómico admitido en esos años (32). En el caso del arsénico, su densidad relativa respecto a la del hidrógeno era aproximadamente de 150 mientras que su peso atómico era 75¹⁵.

Dos posibles vías podían seguirse frente a este problema. La primera consistía en rechazar los valores de los pesos atómicos admitidos para estos elementos y reemplazarlos por los ofrecidos por los nuevos valores de densidades y la hipótesis $IV = IP$. Esto suponía el derribo del sistema de pesos atómicos establecido en las décadas anteriores. La otra solución consistía en mantener los pesos atómicos de estos elementos, que venían respaldados por la ley de Dulong y Petit y el isomorfismo, y descartar el método de las densidades como un método seguro para el cálculo de todos los pesos atómicos. Este hecho suponía el reconocimiento de que «los gases, incluso los gases elementales, no contienen en volúmenes iguales el mismo número de átomos, al menos no el mismo número de átomos químicos» (Dumas, 1839). En otras palabras, los nuevos valores de las densidades suponían el reconocimiento de que las moléculas (o átomos según otros autores) de los gases y los vapores podían dividirse cuando se combinaban con otras sustancias. Sólo así resultaba posible explicar que el azufre tuviera una densidad mayor que el óxido sulfuroso. Aplicando la hipótesis $IV = IP$, y sin tener en cuenta la supuesta división de las moléculas, este hecho significaba que el peso de las partículas de vapor de azufre era, paradójicamente, mayor que el de las partículas de sus óxidos. En segundo lugar, los nuevos datos sugerían que esta división podía tener lugar en dos mitades en unas sustancias mientras que en otras las moléculas se dividían por la cuarta o por la sexta parte. Como señalaba Dumas, no podía conocerse *a priori* cuantos «átomos químicos» tenía un determinado volumen de un gas o vapor y este hecho ponía en cuestión el método de las densidades para calcular pesos atómicos. Todos estos problemas, junto con las inconsistencias antes señaladas en otros aspectos de la teoría atómica, hicieron que la consecución de un consenso sobre los pesos atómicos se retrasara durante varias décadas (Rocke, 1984; Bensaude-Vincent, 1999; Bertomeu, 2002).

Un grupo de químicos decidieron abandonar estos métodos de cálculo de pesos atómicos y adoptar los denominados «pesos equivalentes». La noción de *equivalente* había sido empleada a principios del siglo XIX por autores como Wollaston, con un significado muy similar al de «peso atómico». En realidad, estos dos conceptos sólo comenzaron a adquirir significados claramente diferenciados en los años finales de la década de 1820. Mientras por *peso atómico* se

entendía, en general, los valores calculados con los métodos antes descritos ($IV = IP$, leyes de Dulong y Petit, isomorfismo, etc.), los *equivalentes* eran definidos como las cantidades de una sustancia que se combinaba con una cantidad dada de oxígeno (100 partes, por ejemplo) para formar el primer óxido, es decir, el óxido menos oxigenado o protóxido¹⁶. Esta sencilla definición parecía estar libre de las suposiciones asociadas al cálculo de pesos atómicos y, por ello, algunos químicos de esos años defendieron los equivalentes como cantidades puramente empíricas, producto de una convención claramente definida, frente a las hipótesis arbitrarias de la teoría atómica. En realidad, tal y como reconocieron diversos autores de esos años, esta contraposición era ilusoria. La definición de *equivalente* según la composición del protóxido del elemento en cuestión dejaba abierta la posibilidad de un eventual descubrimiento de un óxido menos oxigenado desconocido que obligara a rectificar los valores aceptados. Esta posibilidad era considerada como muy probable por algunos autores para el caso de ciertas sustancias. Para ilustrar esta situación de nuevo emplearemos un ejemplo citado por Jacques Thenard (1834-36) en su popular *Traité élémentaire de chimie* a mediados de los años treinta. Con los valores aceptados en esos años para los primeros óxidos conocidos del cloro y del yodo, se obtenía un valor de 442,64 para el equivalente del cloro y de 315,9 para el yodo. Cuando se utilizaban estos valores para establecer las fórmulas de los ácidos hidrácidos, los resultados obtenidos eran HCl y HI₅. ¿Cómo era posible que dos sustancias con propiedades tan semejantes como estos dos ácidos tuvieran fórmulas tan diferentes? Para evitar esta incongruencia, era necesario aceptar la existencia de óxidos desconocidos del yodo y calcular su peso equivalente por otro procedimiento diferente a la definición antes dada. De este modo –señalaba Thenard– se admitía «por analogía, 1579,5 como el verdadero equivalente del yodo». Semejantes suposiciones eran necesarias en otros elementos como el boro, el fósforo, el selenio o el antimonio, de modo que, tal y como admitía Thenard los equivalentes presentaban muchas semejanzas con los pesos atómicos.

Una argumentación semejante, que ponía en cuestión el supuesto carácter empírico de los equivalentes, fue realizada por otros autores posteriores como Marignac (1817-1894) en su discusión con «equivalentistas» como Berthelot (1827-1907) (Rocke, 2001). En parte gracias al poder que este último alcanzó durante la III República Francesa, los pesos equivalentes fueron empleados en Francia hasta principios del siglo xx. En 1913, el científico Perrin (1870-1942) publicó un popular libro en defensa de la existencia de los átomos, donde empleaba como argumento la convergencia de los valores de la constante de Avogadro a través de diversos métodos de cálculo. En esos años, el debate presentaba unas características muy diferentes al que hemos analizado en este artículo. El desarrollo de los estudios sobre fenómenos relacionados con la estructura microscópica de la materia, tales como el movimiento browniano o los estudios sobre los rayos catódicos, habían aportado algunas pruebas adicionales para los que defendían la existencia física de los átomos pero Perrin todavía esperaba el momento en el que los átomos pudieran ser, por fin, «directamente percibidos» y tan fáciles de observar como lo eran los microbios. Por otra parte, el desarro-

llo de la termodinámica había ofrecido una interpretación de los fenómenos físicos en la que era innecesario recurrir a la idea de átomos, de modo que, en esas mismas fechas, un grupo de relevantes científicos, encabezados por Ostwald (1853-1932), podían manifestar que la teoría atómica era «insostenible», que se «encontraba en contradicción con verdades fuera de toda duda y universalmente aceptadas» y que, por lo tanto, debía ser abandonada y reemplazada por otra mejor (Bensaude-Vincent, 1991). Ostwald (1917) también defendió este punto de vista en su historia de la química y en su famoso y difundido libro elemental de química, *Schule der Chemie*, que apareció a principios del siglo xx. Perrin y Ostwald centraron su debate en torno a la existencia física de los átomos y a las pruebas disponibles sobre esta cuestión, al contrario que los autores analizados anteriormente, que centraban su atención en lo que hemos denominado *atomismo químico*. En realidad, este «atomismo químico» era ampliamente aceptado por la totalidad de la comunidad científica, incluyendo los partidarios del energetismo. En la actualidad, estas ideas constituyen uno de los aspectos más importantes de la teoría química y, por ello, una de las cuestiones más complicadas de explicar en las aulas de ciencias. ¿Puede un análisis histórico del problema ofrecer nuevas sugerencias para la enseñanza de la teoría atómica en química? Discutiremos esta cuestión en las conclusiones de nuestro trabajo.

CONCLUSIONES

Muy pocos libros de texto tienen en cuenta las dificultades que tuvieron que superar los químicos del siglo xix para alcanzar un sistema de pesos atómicos. El análisis anterior ha mostrado que, en muchos casos, se ha afirmado que la solución del problema de los pesos atómicos se limitaba a la aceptación de la hipótesis de Avogadro. La escasa difusión de los trabajos del autor italiano, su posición periférica en el seno de la comunidad científica o su adscripción a una escuela científica en decadencia han sido algunas de las razones que se han señalado para explicar el supuesto rechazo o la indiferencia con que sus ideas fueron acogidas por sus contemporáneos. En algunos libros se afirma, además, que Avogadro realizó un segundo «descubrimiento» que también fue ignorado por sus colegas: el carácter diatómico de las moléculas de los gases elementales. Con esta *segunda* hipótesis, Avogadro pudo supuestamente resolver el espinoso problema de las fórmulas del agua y del ácido clorhídrico que parecían contradecir su primera suposición ($IV = IP$).

Este modo de narrar la historia de la(s) hipótesis de Avogadro contrasta fuertemente con la imagen que ofrecen en la actualidad los historiadores sobre la química del siglo xix. Tampoco se sostiene después de la lectura de algunos textos de Avogadro o de sus contemporáneos. A la vista de ello, resulta inevitable preguntarse por qué resulta tan generalizada la presencia de esta narración en los libros de texto de química de los dos últimos siglos. La respuesta a esta cuestión no es sencilla pero probablemente una de las claves reside precisamente en las ventajas didácticas que presenta esta imagen histórica para enseñar

algunas nociones elementales de la teoría atómica. Es evidente que facilitan, por ejemplo, la comprensión, las relaciones volumétricas de reacciones como la de formación del agua así como su correspondiente representación mediante fórmulas y ecuaciones químicas. También ofrece un método sencillo para establecer una escala de pesos atómicos, lo que resultaría muy complicado si se abordara en toda su complejidad. Estas ventajas no deben, sin embargo, ocultar los graves inconvenientes que puede también comportar su empleo en el aula. Los ejemplos que suelen elegirse corresponden, por lo general, a sustancias que forman gases diatómicos en condiciones normales de presión y temperatura, tales como el oxígeno, el cloro o el nitrógeno, lo que puede conducir a difundir involuntariamente la idea de que ésta es una característica común a todos los gases. Mucho más perjudicial es la imagen que obtienen los estudiantes acerca de la actividad científica y de su historia: Avogadro es considerado un genio incomprendido entre los químicos de su época, que no supieron valorar las ventajas que hubieran ganado con la aceptación de su hipótesis. Esta idea conduce a consolidar la percepción de la actividad científica como una empresa individual, cuyo avance procede de momentos geniales de inspiración que conducen al hallazgo de nuevas leyes de la naturaleza. El papel de la historia queda así limitado a identificar al «descubridor», es decir, al primer científico que describió correctamente –según los criterios actuales– el fenómeno en cuestión por primera vez. Hélène Metzger (1923), una de las más importantes historiadoras de la química de principios del siglo xx, describía este modo de hacer historia con las siguientes palabras:

«[...] la mayor parte de nuestros predecesores han reducido su trabajo al establecimiento de quiénes fueron los artífices de los descubrimientos que pueden hacer enorgullecer a la ciencia [...] [Estos autores] han pretendido conocer, sobre todo, qué parte correspondía a cada sabio en la explicación o, incluso, en la constatación de alguna reacción química que era anteriormente desconocida. Han supuesto implícitamente que aquí se acababa su papel. En realidad, no han hecho más que cumplir una parte de la tarea que el historiador debe realizar. Al limitar de este modo el plan de sus investigaciones, estos historiadores han sido conducidos, por el efecto mismo de su método, a dejar de lado las teorías antiguas, a empequeñecerlas más y más, a negarles todo valor.»

Tal y como señalaba Metzger, los historiadores que siguieron esta perspectiva se enfrentaron, en muchas ocasiones, debido a interminables polémicas de prioridad, a menudo exacerbadas por ideologías de muy diverso tipo. Si el papel de la historia en los libros de texto se limita a ofrecer las fechas de nacimiento y muerte de los «descubridores», ¿cuál puede ser su valor pedagógico? La respuesta a esta pregunta ya la ofreció hace más de dos siglos Lavoisier (1789) al principio de su *Tratado elemental de química*:

«[Quizás sea reprochable] no haber dado al público en la obra que presento ninguna descripción de la opinión de aquéllos que me han precedido; no haber presentado más que la mía, sin discutir la de los demás. Como resultado, no siempre he tratado a mis colegas –y todavía menos a los químicos extranjeros– con la justicia que era mi inten-

ción rendirles; pero ruego al lector que considere que, si se acumularan las citas en una obra elemental, si nos libráramos a largas discusiones sobre la historia [*historique*] de la ciencia y sobre los trabajos de aquéllos que la profesan, se perdería de vista el verdadero objeto que nos habíamos propuesto, y se realizaría una obra cuya lectura sería, sin lugar a dudas, fastidiosa para los principiantes. No es la historia de la ciencia ni la historia del espíritu humano lo que debe escribirse en un tratado elemental.»

Si la historia se limita a largas listas de nombres de descubridores, entonces, tal y como sugería Lavoisier, su función pedagógica es nula y puede llegar a ser un obstáculo para la enseñanza de las ciencias. Desde los tiempos de Metzger, e incluso mucho antes, los historiadores han dejado atrás este tipo de aproximación en favor de otros enfoques que se interesan más por cuestiones como las prácticas experimentales de los laboratorios, los espacios de enseñanza y de investigación científica o la influencia de la ciencia en la cultura y la sociedad en la que se desarrolla. Pero tales planteamientos están generalmente ausentes en los libros de texto de ciencias. El ejemplo escogido –la(s) hipótesis de Avogadro– muestra la gran separación que existe entre las conclusiones de los historiadores y la imagen histórica que se transmite en los libros de texto. El hecho no es sorprendente, puesto que los objetivos perseguidos en cada caso son diferentes, pero revela la fuerte separación que existe en la actualidad entre la historia y la didáctica de las ciencias. Es evidente que el establecimiento de vínculos fructíferos no puede solucionarse con ninguna receta más o menos mágica sino que, por el contrario, se trata probablemente de uno de los retos más importantes que deberán afrontar las dos disciplinas si pretenden seguir produciendo conocimientos útiles y rigurosos en sus respectivas áreas de trabajo. Por suerte, existe un número creciente de autores trabajando en esta dirección que permiten cierto grado de optimismo¹⁷. Nuestra opinión es que sólo a través de un largo diálogo, promovido a través de instituciones, foros de debate y proyectos de investigación que reúnan a estudiosos de ambas disciplinas, será posible afrontar este complicado –pero apasionante– problema. De lo contrario, se corre el riesgo señalado por Mario Morselli (1984) al final de su biografía de Avogadro:

«Si deben introducirse consideraciones históricas en la enseñanza de la ciencia, entonces los productos de la imaginación no pueden prevalecer sobre la historia. En consecuencia, aquéllos que practican una ciencia y aquéllos que escriben su historia deben recibir con agrado las “re-evaluaciones” periódicas de ciertos importantes acontecimientos científicos, tales como la hipótesis molecular. Actuar de otro modo sólo conduce a mala historia y a mala ciencia.»

AGRADECIMIENTOS

Este artículo recoge algunas conclusiones de un seminario de historia de la química desarrollado en el CEP de Godella durante el año 1998. Queremos agradecer a sus participantes y, muy especialmente, a su organizador, Juan Quílez Pardo, las sugerencias y los comentarios que nos han ofrecido acerca de diversos puntos aquí tratados.

NOTAS

¹ Los manuscritos de Dalton fueron destruidos durante la segunda guerra mundial por lo que sólo se puede conocer el camino que siguió en sus investigaciones a través de las reproducciones que realizó Roscoe (1896). Sobre los orígenes de su teoría atómica, ver Thackray (1966) y Cole (1978). Sobre la relación con las leyes ponderales, ver Fleming (1974) y Fujii (1986). Para una excelente discusión general de la teoría atómica en el siglo XIX, ver Rocke (1984).

² Sobre los trabajos de Ampère, ver Mauskopf (1969) y Hofmann (1995). Para una comparación entre sus ideas y las de Avogadro, ver Scheidecker-Chevallier (1997).

³ Avogadro (1811). Hay varias ediciones modernas como, por ejemplo, en Bensaude-Vincent, (1991). Existen también varias versiones disponibles a través de internet, la mejor de las cuales es, sin lugar a dudas, la edición de Guareschi disponible en <http://galica.bnf.fr>. También existe una versión inglesa realizada por el *Alembic Reprint Club* a principios del siglo XX y reproducida en <http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/avogadro.html>. Existe una traducción castellana, junto con otros textos relacionados, en Halperin (1965). Algunos fragmentos de la memoria han sido traducidos por los autores de este artículo y pueden ser consultados en <http://www.uv.es/~bertomeu/material/clasico/index.html>.

⁴ Avogadro (1811), op. cit., p. 5 señalaba que: «Por ejemplo, dado que los números 1,10359 y 0,07321 expresan las densidades de los dos gases oxígeno e hidrógeno cuando se toma el del aire atmosférico por unidad y, puesto que la relación entre los dos números representa, como consecuencia, la relación que tiene lugar entre las masas de los dos volúmenes iguales de estos gases, este misma relación expresará, según la hipótesis propuesta, la relación de las masas de sus moléculas. Así, la masa de la molécula de oxígeno será alrededor de 15 veces la de la molécula de hidrógeno o, más exactamente, aquélla será a ésta como 15,074 a 1. Del mismo modo, la masa de la molécula de nitrógeno será a la del hidrógeno como 0,096913 a 0,07321, es decir, como 13 o, más exactamente, 13,238 a 1.»

⁵ Avogadro (1811). Los tres últimos compuestos mencionados por Avogadro corresponden respectivamente al óxido de dinitrógeno, al monóxido de nitrógeno y al dióxido de nitrógeno. Los valores obtenidos por Gay-Lussac para las relaciones de los volúmenes nitrógeno/oxígeno habían sido, en realidad: 100/49,5; 100/108,9 y 100/204,7, respectivamente. Gay-Lussac señalaba que la primera y la tercera de estas proporciones se diferenciaban poco de los valores 100/50 y 100/200 y atribuía la divergencia del segundo valor respecto al esperado 100/100 a las diferencias que podían «esperarse en experimentos de este tipo». (Gay-Lussac, 1980).

⁶ Los valores son los ofrecidos por Avogadro (1811, p. 9) y corresponden a las densidades relativas respecto al aire. En realidad la división ofrece un valor de 8,538.

⁷ Avogadro (1811, pp. 6-7) añadía a pie de página: «De este modo, la molécula integrante del agua estará compuesta de una semimolécula (*demi-molécule*) de oxígeno con una molécula o, lo que es lo mismo, dos semimoléculas de hidrógeno.»

⁸ Avogadro (1811, p. 9): «En lo que respecta a la molécula de agua, debería tener su masa expresada por $15 + 2 = 17$ aproximadamente, tomando por unidad la del hidrógeno, si no hubiera división de la molécula en dos; pero, a causa de esta división, se reduce a la mitad $8 \frac{1}{2}$, o más exactamente 8,537, como se comprobará también inmediatamente al dividir la densidad del vapor acuoso, 0,625 según Gay-Lussac, por la densidad del hidrógeno, 0,0732.»

⁹ Avogadro (1811), p. 10. Se calcula el peso atómico del amoníaco como la semisuma del peso atómico del nitrógeno (13) más tres veces el peso atómico del hidrógeno (3×1). El resultado es igual a 8.

¹⁰ *Ibid.* El valor 8 para el peso relativo de la molécula del amoníaco (respecto a la de hidrógeno) está próximo al cociente entre la densidad relativa respecto al aire del amoníaco (0,59438) y la del hidrógeno (0,0732). Estos valores de las densidades relativas respecto a la del aire eran los habitualmente empleados en esos años en libros de texto franceses (Thenard, 1813-1816). Tal y como señalaba Avogadro, su cociente es 8,119. No podemos detenernos aquí en los métodos de determinación de las densidades que estudiaremos en un próximo artículo.

¹¹ Ver su discusión sobre la composición del ácido nítrico en *ibid.* p. 11.

¹² Los valores proceden del artículo de Dulong y Petit antes citado, donde se toma como base de pesos atómicos el valor oxígeno = 100.

¹³ Sobre este autor, ver Melhado (1980) y Schütt (1997).

¹⁴ El ejemplo procede de la obra de Berzelius (1835, p. 74). A partir de otras consideraciones, entre las que figuraba la ley de Dulong y Petit, Berzelius admitía para el primer grupo (isomorfos del óxido férrico) la fórmula R_2O_3 y para el segundo, RO (isomorfos del óxido ferroso).

¹⁵ Para una discusión de esta cuestión ofrecida por un convencido atomista, ver Wurtz (1886, 4 ed., pp. 50-52). Sobre este autor, ver Carneiro (1992) y Rocke (2001).

¹⁶ Definido de este modo, el peso equivalente del cobre, por ejemplo, era 395,695 si se tomaba como base de la escala 100 partes de oxígeno. Este valor correspondía a la mitad del valor aceptado para su peso atómico (791,390). Los datos proceden de un libro de texto de mediados de los años treinta del menorquín Mateu Orfila (1835-36).

¹⁷ Es evidente que no resulta posible resumir estas aportaciones, ni siquiera ofrecer una idea aproximada en esta breve nota. Una excelente introducción es ofrecida por Matthews (1994) en su conocido libro así como por muchos artículos que aparecen en la revista *Science & Education*, además de los volúmenes monográficos o las secciones fijas que sobre historia de la ciencia aparecen habitualmente en muchas otras revistas de didáctica de las ciencias.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- AA.VV. (1964). *Chemical Systems*. Nueva York: McGraw-Hill.
- AMPÈRE, A.M. (1814). Lettre... sur la détermination des proportions dans les quelles les corps se combinent. *Annales de Chimie*, 90, pp. 43-86.
- AVOGADRO, A. (1811). Essai d'une manière de déterminer les masses relatives des molécules élémentaires des corps. *Journal de Physique*, 73, pp. 58-76. Hemos empleado la edición de Icilio Guareschi en *Opere scelte de Amedeo Avogadro pubblicate dalla R. Accademia delle Scienze di Torino* (1911), pp. 1-27. Torino.
- BAUDRIMONT, A.E. (1833). *Introduction à l'étude de la chimie par la théorie atomique, par...* París: L. Colas.
- BENSAUDE-VINCENT, B. (1999). Atomism and Positivism: A Legend about French Chemistry. *Annals of Science*, 56(1), pp. 81-95.
- BENSAUDE-VINCENT, B., KOUNELIS, C. (1991). *Les atomes. Une anthologie historique*. París: Agora.
- BERTOMEU SÁNCHEZ, J.R. y GARCÍA BELMAR, A. (2002). Atoms in Chemistry Textbooks as viewed through, en Orfila, M. (1787-1853). *Éléments de chimie médicale* (en prensa).
- BERZELIUS, J. (1835). *Theorie des proportions chimiques...* (2a. ed.) París, 1835.
- BLACK, N.H. y CONANT, J.B. (1942). *New Practical Chemistry*. Nueva York: MacMillan Company.
- BROOKE, J.H. (1981). Avogadro's hypothesis and its fate: A case-study in the failure of case-studies. *History of Science*, 19, pp. 235-273.
- CARNEIRO, A. (1992). *The research school of chemistry of Adolphe Wurtz*. París, 1853-1884, Kent, University, Ph.D., p. 351.
- CIARDI, M. (2001). Amedeo Avogadro's Concept of the Atom: Some New Remarks. *Ambix*, 48(1), pp. 17-24.
- CIARDI, M. (1995). *L'atomo fantasma. Genesi storica dell'ipotesi di Avogadro*, p. 220. Florencia: Leo S. Olschki.
- COLE, T. (1978). Dalton, Mixed Gases, and the Origins of the Chemical Atomic Theory, *Ambix*, 25, pp. 117-130.
- COOKE, J.P. (1878). *The New Chemistry*. Nueva York: Appleton and Co.
- DALTON, J. (1808). *A New System of Chemical Philosophy*. Londres. (Reed. en Nueva York, Philosophical Library, 1964).
- DUMAS, J.B. (1826). Mémoire sur quelques points de la théorie atomistique. *Annales de Chimie et de Physique*, 33, pp. 337-339.
- DUMAS, J.B. (1832). Dissertation sur la densité de la vapeur de quelques corps simples. *Annales de Chimie*, 50, pp. 170-178.
- DUMAS, J.B. (1839). *Leçons de philosophie chimique*. Bruxelles, Société Belge de Librairie (ed. facsímil de Bruxelles, Editions Culture et Civilisation, 1972).
- FISHER, N.W. (1982). Avogadro, the Chemists and the Historians. *History of Science*, 20, pp. 77-102; 212-231.
- FLEMING, R.S. (1974). Newton, Gases and Daltonian Chemistry. The Foundations of Combinations in Definite Proportions. *Annals of Science*, 31, pp. 561-574.
- FOURCROY, A. (1800) *Système des connaissances chimiques* (10 vols.). París.
- FOX, R. (1968). The Background to the Discovery of Dulong and Petit's Law. *British Journal for the History of Science*, 4, pp. 1-22.
- FUJII, K. (1986). The Berthollet-Proust controversy and Dalton's chemical atomic theory. *British Journal of History of Science*, 19, pp. 177-200.
- GAY-LUSSAC, J.L. (1809). Mémoire sur la combinaison des substances gazeuses, les unes avec les autres. *Mémoires de la Société d'Arcueil*, 2, pp. 207-234.
- GRAY, H.B. y HAIGHT, G.P. (1967). *Basic Principles of Chemistry*. Nueva York: W.A. Benjamin, Inc.
- HALPERIN DE DESTAILLATS, L. (1965). *Teoría atómico-molecular (Selección de textos de Dalton, Avogadro y Ampère)*. Buenos Aires: Eudeba.
- HOFMANN, J.R. (1995). *André-Marie Ampère*, p. 406. Cambridge: University Pres.
- KLEIN, U. (ed.) (2001). *Tools and Modes of Representation in the Laboratory Sciences*, p. 259. Boston: Kluwer.
- KLEIN, U. (2002). *Experiments, Models, Paper Tools: Cultures of Organic Chemistry in the Nineteenth Century*. Stanford: Univ. Press (en prensa).
- LAVOISIER, A. (1789). *Traité élémentaire de chimie*. París: Cuchet (ed. facsímil de Bruxelles, Culture et Civilisation, 1965).
- MARCK, E. et al. (1949). *Textbook of Chemistry*. Boston: Gin and Co.
- MARTIN, G. (1913) *Triumphs & Wonders of Modern Chemistry. A Popular Treatise on Modern Chemistry and its Marvels...* Nueva York: Van Nostrand Co.
- MATTHEWS, M.R. (1994). *Science teaching: The role of history and philosophy of science*, p. 284. Nueva York.
- MAUSKOPF, S. (1969). The Atomic Structural Theories of Ampère and Gaudin: Molecular Speculation and Avogadro's Hypothesis. *Isis*, 60, pp. 61-74.
- MCPHERSON, W. y HENDERSON, W.E., (1933). *A Course in General Chemistry* (4a. ed.). Boston: Gin and Co.
- MELHADO, E.M. (1980). Mitscherlich's Discovery of Isomorphism. *Historical Studies on Physical Sciences*, 11, pp. 87-123.
- METZGER, H. (1923). *Les doctrines chimiques en France du début du XVIIe à la fin du XVIIIe siècle*. París, (edición de París: Alcan (1969).
- MITSCHERLICH, E. (1820). Sur la relation qui existe entre la forme cristalline et les proportions chimiques. *Annales de Chimie et de Physique*, 2, pp. 172-190.

- MITSCHERLICH, E. (1833). Sur le Rapport de la Densité des gaz à leur poids atomique. *Annales de Chimie et de Physique*, 55, pp. 5-41.
- MORSELLI, A. (1984). *Amedeo Avogadro. A Scientific Biography*. Dordrecht: Reidel Publishing.
- ORFILA, M. (1835-36). *Eléments de chimie*. Paris: Crochard.
- OSTWALD, W. (1917). *Elementos de química*. Barcelona: Gustavo Gili.
- PERRIN, J. (1936). *Les atomes*. (1a. ed. 1913). Paris: Félix Alcan.
- PETIT, A. y DULONG, P. (1819). Recherches sur quelques points importants de la théorie de la chaleur. *Annales de Chimie et de Physique*, 2, pp. 395-413.
- PIMENTEL, G.C. (ed.) (1969). *Chemistry. An Experimental Science*. San Francisco: Freeman and Co.
- ROCKE, A. (2001). *Nationalizing Science. Adolphe Wurtz and the Battle for French Chemistry*. Cambridge: MIT Press.
- ROCKE, A.L. (1984). *Chemical atomism in 19th. Century: From Dalton to Cannizzaro*. Columbus: Ohio State Univ. Press.
- ROSCOE, H.E. y HARDEN, A. (1896). *A New View of the Origin of Dalton's Atomic Theory*. Londres.
- SCHEIDECKER-CHEVALLIER, M. (1997). L'hypothèse d'Avogadro (1811) et d'Ampère (1814): la distinction atome/molécule et la théorie de la combinaison chimique. *Revue d'Histoire des Sciences*, 50 (1-2), pp. 159-194.
- SCHÜTT, H.W. (1997). *Eilhard Mitscherlich, prince of Prussian chemistry*. Washington: ACS-Chemical Heritage Foundation.
- THACKRAY, A. (1966). The Emergence of Dalton's Chemical Atomic Theory, pp. 1801-1808. *British Journal for the History of the Science*, 3, pp. 1-23
- THENARD, J. (1813-16). *Traité élémentaire de chimie*. Paris, Crochard (1a. ed., 4a. ed., 1813-1816 y 6a. ed., 1834-1836).
- WURTZ, A. (1886). *Leçons élémentaires de chimie moderne*, (5a. ed.). Paris: Masson.

[Artículo recibido en septiembre de 2001 y aceptado en septiembre de 2002.]