

Modelos teóricos en pugna. El caso Dalton vs. Gay-Lussac

Gabriel Gellón

“A la ciencia no le importa cómo un científico arriba a una idea: si por trabajo arduo, en un sueño o porque se lo dijo un adivino. Lo que sí importa son las evidencias que usa el científico para defender su idea. Debe convencer a esos que no creen, no sólo a los que sí lo hacen” Alan Cromer (1993, pág. 148).

La ley de Gay-Lussac nos muestra un rico episodio

En 1809 el químico francés Joseph Louis Gay-Lussac publicó una serie de resultados que lo catapultaron a la presencia perpetua en los libros de escuela. Gracias a esta fama ahora casi todo estudiante de secundaria sabe o debería saber que Gay-Lussac determinó que las sustancias gaseosas reaccionan químicamente en proporciones sencillas de volumen: un litro con un litro, un litro con dos litros, tres litros con dos litros y otros ejemplos de relaciones simples y bellas.

La importancia de este resultado monumental reside en que es una de las piedras angulares de la teoría atómica: sin este resultado habría sido imposible asignar las fórmulas iniciales de compuestos o calcular los primeros pesos atómicos de manera inequívoca. La teoría atómica había dado sus primeros pasos científicos pocos años antes de la publicación de Gay-Lussac a través de las propuestas y determinaciones de John Dalton, a quien con justicia se le atribuye la autoría de la teoría moderna. Cabe esperar entonces que fueran ellos mismos, Dalton o Gay-Lussac los que usaran estos resultados para profundizar y elaborar la teoría atómica. Sorprendentemente ninguno de los dos procedió por este camino. No sólo eso: Dalton nunca acep-

tó los resultados del francés, a pesar de que era considerados como “altamente favorables” a sus ideas. Fue en cambio Amedeo Avogadro quien visualizó la relevancia de los datos de Gay-Lussac y logró compatibilizarlos con el cuerpo de la teoría atómica de la época, y finalmente, varias décadas después, fue Stanislao Cannizzaro quien propuso cómo resolver el problema de los pesos atómicos a partir de las ideas de Avogadro.

¿Por qué Dalton y Gay-Lussac “no pudieron ver” lo que estaba frente a sus ojos? ¿Acaso Avogadro contó con resultados experimentales no accesibles a los otros dos investigadores? ¿Por qué rechazó Dalton los resultados de Gay-Lussac?

El impacto de esta ley de Gay-Lussac en la teoría atómica es, por lo tanto, un caso en el que explorar algunos aspectos de cómo se construye el conocimiento científico.

Impacto de los modelos teóricos

Sabemos que la labor de los investigadores científicos responde a los complejos patrones de toda conducta humana y social: existe toda una variada gama de factores que influyen en lo que se piensa, lo que se descubre, lo que se es capaz de concebir: prejuicios, anhelos, luchas personales, rivalidades, actos impredecibles de imaginación. Las clases de ciencia, tanto a nivel universitario como secundario, deberían reflejar esta complejidad para lograr, como parte de la alfabetización científica de nuestros alumnos, que éstos aprecien y comprendan cómo piensan los investigadores y con qué dinámica construyen el pensamiento científico. Uno de los grandes temas o problemas que de alguna manera deben desempeñar un rol en el aula es la relación dinámica que existe entre los resultados empíricos y las ideas teóricas en todo desarrollo del conocimiento científico. Los datos son esenciales (porque sin ellos estaríamos simplemente especulando) pero la teoría (los modelos teóricos) constituye el contexto de ideas en el que los resultados son interpretados. No sólo eso: un cuerpo de teoría además de ofrecer las pautas para leer las observaciones empíricas también muestra el camino y hasta la dirección de una línea de investigación, nos dice qué experimentos hacer y cuáles no, qué preguntas formular y con qué hipótesis jugar.

Estas nociones son generalmente conocidas por docentes de ciencias. Lo que muchas veces termina faltando son *ejemplos concretos* que permitan ilustrar estas complejidades de la ciencia en la enseñanza de temas centrales del currículo tradicional. Leonard K. Nash (1957), un químico e historia-

dor de la ciencia, realizó un análisis bastante profundo de algunos aspectos históricos en el desarrollo de la teoría atómica. En él encontramos pistas importantes de cómo los modelos teóricos promueven o limitan la concepción de diferentes ideas científicas. En el presente texto intentaré desarrollar, sin ninguna pretensión de originalidad, cómo los modelos teóricos sustentados por Dalton y sus contemporáneos influyeron en su manera de analizar, buscar y presentar datos empíricos, y cómo este proceso en algunos casos aceleró y en otros fue un obstáculo para el desarrollo de la teoría atómica.

El aporte de Dalton

Alrededor de 1804 John Dalton elaboró las ideas sobre las que se construyó la actual teoría atómica de la materia. La idea misma de la constitución atómica de la materia no era original de él, es más, estaba bastante en boga en los círculos intelectuales europeos de la época. Newton, por ejemplo, había determinado que era posible explicar (con un modelo matemático) la relación entre volumen y presión de los gases suponiendo que éstos están compuestos de átomos gobernados por fuerzas de repulsión mutua. Dalton, un apasionado de la meteorología, aplicó la idea de átomos una y otra vez, con gran éxito, a problemas relacionados con la atmósfera. Por ejemplo, estaba persuadido de que los diferentes gases del aire no establecen entre sí uniones químicas sino que el aire es meramente una mezcla de los mismos. Estas investigaciones lo condujeron a componer la ley de presiones parciales que lleva su nombre que de alguna manera describe el comportamiento de gases disueltos en gases. Pero Dalton también inició una línea de indagación sobre la solubilidad de gases en agua. Dalton comenzó a imaginar entonces que algunas propiedades de los gases podían depender del tamaño relativo de los átomos y comenzó a concentrarse en el peso relativo de los átomos como una primera aproximación a su tamaño. Se le ocurrió entonces una idea sencilla que es el corazón de su aporte original. Este aporte consistió en elaborar una manera de determinar una propiedad específica de los átomos: el peso relativo. Por primera vez se podía dejar a un lado las especulaciones acerca de los átomos y medir algo (Gellon, 2006).

En la época de Dalton se conocía la composición química de numerosas sustancias en términos de sustancias elementales, tal como las había definido Lavoisier una veintena de años antes. Era posible también determinar cuantitativamente la cantidad de masa de cada uno de los componentes. Normalmente estos datos se comunicaban en términos de composición

porcentual de cada uno de los elementos. Dalton advirtió que si uno conociese cuántos átomos de cada elemento entran en la composición de una determinada sustancia, entonces la composición en masa daría el peso relativo de cada átomo. Estableciendo un tipo de átomo como referencia se podría construir una lista de pesos atómicos relativos. Como no conocía la cantidad de cada tipo de átomo en un compuesto, Dalton hizo suposiciones razonables acerca de estas cantidades, generalmente ateniéndose a principios de simplicidad, por ejemplo, un solo átomo de cada tipo. En este último caso, la proporción de masas es idéntica al peso relativo de los átomos involucrados. En la base de toda su idea estaba la noción de que todos los átomos de un tipo son idénticos y que por lo tanto tienen el mismo peso.

Pero Dalton no se detuvo aquí. Ahora que había empezado a pensar en términos de átomos con diferente peso, se le ocurrieron interesantes corolarios de esta proposición. Resulta que existen elementos que se combinan para formar más de un compuesto. Por ejemplo, el carbono y el hidrógeno pueden formar miles de compuestos diferentes. Muchos elementos se combinan en dos proporciones fijas diferentes, una proporción caracteriza a un compuesto y otra a otro. Dalton razonó que si los átomos realmente existen y se combinan para formar las partículas de los compuestos (la palabra molécula no se usaba con un significado preciso por aquel entonces), entonces dos compuestos diferentes de los mismos átomos deben tener diferente *número* de átomos. Y si esto es así quiere decir que la proporción de un determinado elemento entre un compuesto y otro tiene que ser un número entero y (si la naturaleza es simple y parsimoniosa) pequeño. Esta idea (que es una predicción del modelo de Dalton) puede ser puesta a prueba fácilmente mirando la composición en masa de diferentes compuestos de los mismos elementos. Dalton ni siquiera tenía por qué hacer los experimentos para probar su conjetura: éstos ya habían sido llevados a cabo y era sólo una cuestión de ver los datos.

Por ejemplo, él sabía que el metano y el etileno son dos gases compuestos exclusivamente por carbono e hidrógeno. Los datos de composición de estos gases tenían el aspecto ilustrado en la tabla 1.

Tabla 1

	Metano	Etileno
Carbono	74,85 %	85,62 %
Hidrógeno	25,5 %	14,38 %

Dalton tuvo la genial idea de presentar los mismos resultados de forma diferente. En vez de composición porcentual del total, Dalton se concentra en cuántos gramos de un elemento hay en cada uno de los compuestos cada 100 gramos del otro elemento. La tabla 1 sufre una metamorfosis y queda como la tabla 2.

Tabla 2

	Metano	Etileno
Carbono	100	100
Hidrógeno	34,07	16,80

Con esta presentación de los números es fácil ver que 34,07 es básicamente el doble de 16,80. Casi exactamente el doble (un número entero y pequeño). Esto parece indicar que el metano tiene el doble de átomos de hidrógeno que el etileno (por supuesto, otras combinaciones que producen la misma proporción son posibles). Este tipo de resultados puede observarse en una enorme cantidad de compuestos. Esta es la ley de Proporciones Múltiples enunciada por Dalton como la pieza central de evidencia a favor de que la materia está organizada en forma de paquetes indivisibles de materia. Los números enteros hablan de entidades indivisibles.

Lo que vemos aquí es cómo la idea misma de átomos como entidades con masa característica ayudó a Dalton a ver más allá que otros pensadores. Los datos de composición química de estos compuestos eran públicos y estaban al alcance de todos los científicos de la época. Sin embargo, sin saber qué mirar y qué ver, nadie advirtió que esos datos hablaban de números enteros y pequeños, y por lo tanto, de la composición atómica de la materia. Dalton no sólo vio estas regularidades sino que ideó una forma de presentar los datos de manera inédita para mostrar exactamente lo que estaba buscando y deseaba que los demás advirtieran. He aquí un ejemplo de cómo la mirada particular de un investigador puede ser enfocada a ciertos problemas y a advertir la interpretación de ciertos resultados por la visión ofrecida por un marco teórico particular.

Un rechazo inesperado

La ley de proporciones múltiples pareció abrir las puertas a una teoría atómica cuantitativa y una visión del átomo susceptible de ser estudiada

científicamente. Pero las propuestas de Dalton, si bien eran ingeniosas y penetrantes, pronto mostraron limitaciones y dejaron a la comunidad científica con la sensación de una linda promesa sin cumplir. En particular, la promesa de construir una tabla de pesos atómicos relativos no podía ser cumplida pues no había forma de determinar inequívocamente la composición en átomos de cada compuesto, es decir, su fórmula.

En 1809, sin embargo, Gay-Lussac publicó los resultados que son el corazón de su ley de volúmenes de combinación. Los resultados de Gay-Lussac brindaban un apoyo formidable a las ideas de Dalton (y años más tarde fueron la herramienta con la que Cannizzaro superó los obstáculos más grandes de la teoría). Cabría esperar entonces que John Dalton hubiese recibido con brazos abiertos y lágrimas de alegría en los ojos los descubrimientos de su colega francés. Pero muy por el contrario, Dalton reaccionó negativamente y hasta con rudeza: los datos de Gay-Lussac le resultaron inaceptables y los cuestionó con todas las líneas de razonamiento a su disposición.

¿Por qué? ¿Acaso Dalton no comprendió el significado de los resultados de Gay-Lussac o tenía acceso a información o datos experimentales que indicaran otra cosa?

La respuesta a la primera pregunta es negativa: Dalton comprendió a la perfección el significado de los resultados de Gay-Lussac, a pesar de que este último no los discutió en gran detalle en su publicación. Si los volúmenes de gases reaccionan en proporciones de números enteros y pequeños, esto puede explicarse fácilmente asumiendo que dos volúmenes idénticos de cualquier gas, incluso de gases diferentes, tienen el mismo número de átomos. De esta manera, si un átomo del elemento (gaseoso) A reacciona con dos átomos del elemento (gaseoso) B, entonces, por fuerza un litro de A reaccionará de manera completa y total con dos litros de gas B. Si volúmenes iguales de gas tienen el mismo número de átomos independientemente del tipo de gas, entonces los volúmenes se comportarán matemáticamente como átomos¹. Esto, manifestó Dalton en la segunda parte de su gran obra (*New System of Chemical Philosophy*), es absurdo e imposible.

1. Para ser más precisos debemos decir que volúmenes iguales de gases diferentes contienen o bien el mismo número de partículas o bien un múltiplo sencillo de ese número (doble, triple, etc.). Esta es una salvedad de la que tanto Dalton como Avogadro y sus interlocutores científicos eran perfectamente conscientes. A lo largo de este texto se obviará esta precisión por razones de simplicidad.

El debate

Dalton usó una serie de argumentos teóricos en contra de la idea según la cual “en volúmenes iguales de gases diferentes se encuentra contenido el mismo número de partículas”. Analizaremos tres:

Primer argumento: el sentido común. Dalton invoca que es obvio que átomos diferentes deben diferir en tamaños. Si uno tiene un recipiente de un determinado volumen, obviamente van a caber más átomos si son más chicos. Por lo tanto, un mismo volumen de dos gases diferentes no pueden contener el mismo número de átomos; el volumen del gas con átomos más chicos debe contener más átomos, porque son más pequeños y caben más. Todos sabemos que en un baúl caben más pelotas de tenis que de fútbol.

Segundo argumento: el problema de las densidades. Este argumento es algo más sofisticado que el anterior y requiere cierto análisis. Comencemos por señalar que si dos volúmenes iguales de dos gases diferentes contienen el mismo número de átomos, entonces la densidad de un gas es una indicación fiel de su peso atómico relativo. Imaginemos un litro de hidrógeno y un litro de oxígeno. El litro de oxígeno es mucho más pesado que el de hidrógeno. Esto es lo mismo que decir que la densidad del oxígeno es mayor que la del hidrógeno. La relación entre las densidades es la relación entre los pesos de volúmenes iguales. Si volúmenes iguales contienen el mismo número de átomos, entonces esta relación es también la relación entre el peso de un átomo de oxígeno contra un átomo de hidrógeno, es decir, es el peso atómico relativo del oxígeno con respecto al hidrógeno.

Ahora bien, resulta que si uno compara la densidad del agua en estado gaseoso con la densidad del oxígeno en las mismas condiciones de temperatura y presión, encuentra que el oxígeno es más denso que el agua. Pero el agua es la combinación del oxígeno con el hidrógeno, por lo tanto la “partícula” de agua² debe ser más pesada que la partícula de oxígeno sola: el peso adicional viene del hidrógeno. Como esto no es lo que se observa, se demuestra por el absurdo que volúmenes iguales de gases diferentes no pueden tener el mismo número de átomos.

2. La palabra molécula, recordemos, no tenía el significado moderno; Dalton hablaba de “átomos simples” (los actuales átomos) y de “átomos compuestos” (las actuales moléculas). Como veremos, no concebía la idea de moléculas con un único tipo de átomo.

Otro caso es el del amoníaco, que está compuesto por nitrógeno e hidrógeno. La densidad del amoníaco en condiciones normales de temperatura y presión es de 0,717 g/L. La densidad del nitrógeno en las mismas condiciones es de 1,165 g/L. ¿Cómo es posible que la partícula de amoníaco sea menos densa que la partícula de nitrógeno, si la primera contiene a la segunda y además tiene una o más partículas de hidrógeno? Algo no anda bien, piensa Dalton, y eso son los resultados de Gay-Lussac.

Tercer argumento: las proporciones de reacción. Los resultados mismos del científico francés muestran contradicciones internas si se observan con cuidado, nos advierte Dalton. Volvamos al amoníaco. Los resultados de Gay-Lussac dicen que un volumen de nitrógeno reacciona total y completamente con tres volúmenes de hidrógeno. Esto, de acuerdo a la (absurda, inaceptable, ridícula) hipótesis de “a volúmenes iguales, igual número de átomos”, quiere decir que un átomo de nitrógeno se combina con tres átomos de hidrógeno. Hasta ahora no hay problema. Pero hete aquí que esta reacción produce *dos* volúmenes de amoníaco. Esto sí que es llamativo. ¿Cómo es posible que *un* átomo de nitrógeno produzca *dos* partículas de amoníaco?

Hay dos posibles soluciones a esta paradoja. Una es simple y sencillamente que la hipótesis es incorrecta y que volúmenes iguales de gases diferentes no contengan el mismo número de partículas. La otra solución es que el átomo de nitrógeno se parta en dos. Pero esto viola precisamente la definición de átomo: si un átomo se parte en dos ya no es un átomo. Y entonces esta bendita hipótesis sobre los gases no hace otra cosa que aniquilar la teoría atómica misma. ¿Qué es preferible: conservar la hipótesis o la teoría? Para John Dalton, padre de la teoría atómica, la opción era clara. Especialmente cuando existían por añadidura los argumentos 1 y 2.

Este mismo problema con el número de volúmenes reaccionantes ocurre en el caso del agua. Un volumen de oxígeno reacciona total y completamente con dos volúmenes de hidrógeno para producir dos volúmenes de agua gaseosa. ¿Cómo es posible que, sin partirse en dos, un solo átomo de oxígeno baste para construir dos partículas de agua?

Los resultados de Gay-Lussac sugieren que volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de átomos/partículas. Pero no lo demuestra. Una vez que Dalton rechaza esta idea, queda pendiente determinar entonces qué demonios significan las regularidades observadas por el francés. Dalton resolvió este problema de un plumazo: negando que existiera tal regularidad. No hace falta indagar acerca del significado de la ley, porque no existe tal ley. ¿Cómo es posible esto? ¿No es acaso la regularidad —la ley de Gay-Lussac— observable a simple vista?

Este es un punto que a veces es difícil transmitir en el contexto de un aula. Los datos de Gay-Lussac no indican *exactamente* una proporción de números simples. Ningún dato podría hacerlo. Todos los resultados experimentales tienen asociado un error. Este error puede ser más grande o más chico dependiendo de las técnicas que uno use, pero siempre existirá. Aún más importante es el hecho de que los números, con su error asociado, pueden ser más o menos convincentes dependiendo de en qué marco se los esté interpretando.

Veamos un ejemplo. Gay-Lussac encontró que 100 volúmenes de oxígeno se combinan con 49,5 volúmenes de nitrógeno para formar otra sustancia gaseosa. El francés interpretó estos números como una proporción 100:50, es decir, 2:1. Dalton argumentó que 49,5 no es exactamente 50 y que el redondeo de Gay-Lussac no era permisible. En otras palabras, en esos resultados parece haber una regularidad pero no la hay.

Si bien esta es una lectura admisible de los datos de Gay-Lussac, uno podría preguntarse qué guió a Dalton a tal interpretación. Parecería que en el corazón de las razones de Dalton se encuentra, como veremos mejor más adelante, su visión particular de la estructura de la materia.

Desde el punto de vista de la enseñanza de la ciencia, encontramos en esta parte del episodio otro elemento interesante. Sabemos hoy en día que Dalton estaba equivocado y en efecto volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de temperatura y presión contienen el mismo número de partículas. Y sin embargo las agudas observaciones de Dalton (y su subsiguiente resolución, como veremos más adelante) no constituyen parte de los currículos tradicionales. Este caso ilustra cómo es razonable concluir algo en un determinado momento histórico, con la evidencia, las ideas y los razonamientos disponibles en la época.

La relevancia de los modelos teóricos no es defendida por todos

Gay-Lussac evitó una confrontación con Dalton alrededor de la interpretación de sus resultados. Se limitó a mejorar la precisión de sus mediciones en experimentos posteriores. Esta actitud no es quizá la más frecuente entre científicos, una gente acostumbrada a debatir y polemizar. En parte esto debió tener que ver con que Gay-Lussac era discípulo y protegido del químico Claude Louis Berthollet, quien mantenía que los elementos no se combinan en proporciones constantes sino que pueden hacerlo en una amplia

gama de relaciones. Las ideas contrarias, mantenidas por Joseph Proust, estaban fuertemente asociadas con Dalton, y comprensiblemente, pues eran la piedra sobre la que se erigía su teoría. Una defensa muy abierta del atomismo por parte de Gay-Lussac posiblemente lo hubiese puesto en una situación incómoda con su maestro.

Pero, más allá de las tensiones humanas presentes en todo grupo de investigación, es probable que Gay-Lussac tuviera una visión diferente de la de Dalton sobre la función que los modelos teóricos debieran desempeñar en la construcción del conocimiento científico. Para Gay-Lussac lo importante era constatar leyes naturales, regularidades al estilo Newton (Crossland, 1961). El significado de esas regularidades se caería de maduro con el tiempo por el propio peso de las regularidades mismas. La especulación desmedida era, en la probable opinión de Gay-Lussac y muchos de sus contemporáneos, una peligrosa tentación que los científicos serios debían evitar. Para el francés una ley decía mucho más que mil teorías o modelos; su ley ya estaba publicada; Dalton podía argumentar todo lo que quisiera pero eso no cambiaría los hechos. Para Dalton, en cambio, la realidad última de la materia era una cuestión de importancia central y estos debates apuntaban al corazón de la indagación científica.

La apreciación del valor de las construcciones teóricas ha variado con los tiempos, ha mostrado y sigue mostrando diversidad de opiniones entre los científicos y posiblemente entre disciplinas. Gay-Lussac se inscribe en una tradición más refractaria al uso de modelos, en la cual puede enmarcarse también a A. L. Lavoisier. En las ciencias de la tierra de esta misma época y del siglo anterior, por ejemplo, los trabajos empíricos (como la mineralogía o geografía física) eran distintos de las especulaciones teóricas. Los “sistemas de la tierra”, como se llamaba a los modelos teóricos sobre el origen de las estructuras geológicas, eran consideradas como demasiado imaginativas y tenues, a pesar de que ejercían una poderosa influencia en el modo de pensar de los intelectuales de la época (Rudwick, 2005).

En el caso de Gay-Lussac vemos que no sólo el tipo de modelo teórico que esposamos influye en nuestra actitud hacia la investigación; también tiene impacto qué importancia le asignemos al rol de los modelos teóricos *per se*.

Avogadro

Otros pensadores encontraron que las ideas de Dalton y los resultados de Gay-Lussac podían ser compatibles. Simplemente había que encontrar una solución a las objeciones de Dalton. Esto fue lo que hizo, por ejemplo J. J.

Berzelius, uno de los grandes químicos de la época. Para Berzelius volúmenes iguales de gases diferentes contienen igual número de partículas **sólo en el caso de las sustancias elementales**, pero las sustancias gaseosas que no son elementos sí pueden tener diferentes números de partículas en la misma cantidad de volumen. Por ejemplo, un litro de oxígeno contendría la misma cantidad de partículas (átomos) que un litro de nitrógeno, pero contendría diferente número de partículas que un litro de amoníaco, que es un compuesto. Esto ayudaba a comprender muchos de los problemas numéricos señalados por Dalton.

Pero la solución a los argumentos de Dalton que hoy en día se nos enseñan como la definitiva, fue propuesta por Avogadro. A pesar de que, históricamente, las ideas de Berzelius fueron mucho más aceptadas en la comunidad científica, por lo menos hasta que Cannizzaro hizo un uso astuto de las ideas de Avogadro varias décadas más tarde.

El primer argumento de Dalton consistía en afirmar que, dado que los átomos de diferentes gases probablemente tuvieran diámetros diferentes, era absurdo suponer que igual cantidad de estos átomos ocuparían volúmenes iguales. La respuesta de Avogadro fue que este razonamiento se basaba en una visión equivocada de la estructura interna de un gas. Dalton imaginaba a un gas como partículas en contacto unas con otras. De acuerdo a esta idea, es razonable pensar que si las partículas difieren en tamaño, volúmenes iguales contengan diferente número de partículas. Pero, argumentaba Avogadro, el estado gaseoso, con su característica compresibilidad, seguramente está compuesto de partículas muy separadas entre sí. Si las imaginamos con una vasta separación, entonces el volumen de un gas no dependerá del radio relativo de cada una de estas partículas sino del número total de las mismas. En esencia lo que Avogadro plantea es un cambio en la visión de la estructura microscópica de los gases, es decir, un cambio en el modelo mental del estado gaseoso. Este es un cambio que no por sencillo es menos dramático.

Las otras dos objeciones de Dalton (la de la densidad de los compuestos y la de la estequiometría de las reacciones) fueron atacadas por Avogadro con un mismo argumento, uno muy imaginativo y difícil de digerir por la comunidad científica. El italiano planteó que los gases elementales estaban compuestos por partículas más grandes que simples átomos: por agrupaciones de átomos del mismo tipo. En la nomenclatura actual diríamos que Avogadro propuso la posible existencia de especies tales como O_2 , O_3 , O_4 , etc. En principio, resultaba imposible determinar la fórmula exacta de un determinado gas. La hipótesis más sencilla, aunque no la única admisible, era que los gases elementales estaban compuestos de moléculas biatómicas.

Esto explica la aparente paradoja de las densidades del amoníaco y el nitrógeno. Si la molécula de nitrógeno es N_2 , y el átomo de hidrógeno es varias veces más liviano que el de nitrógeno, es totalmente admisible que el gas nitrógeno (N_2) sea más denso que el gas amoníaco (NH_3). Lo mismo sucede con el oxígeno (O_2) y el agua.

La paradoja estequiométrica también se esfuma con esta suposición de Avogadro. Recordemos que por ejemplo para el caso de la síntesis del agua se obtienen dos volúmenes de agua gaseosa por cada volumen de oxígeno. Si asumimos (como Avogadro) que volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de partículas, entonces tenemos que concluir que un átomo de oxígeno puede partirse por la mitad. Esto para Dalton (como para cualquier atomista que se precie) es inadmisibile. Pero si en realidad asumimos que el gas oxígeno está compuesto de partículas con más de un átomo de oxígeno, entonces que esta partícula pueda sufrir subdivisiones no es ningún problema.

Modelos incompatibles

Las ideas de Avogadro no fueron recibidas con entusiasmo. Esto se debió en parte quizá a que se trataba de un investigador periférico en un país que ya no parecía estar en la vanguardia, y quizá también por su prosa complicada. Pero existían razones mucho más fuertes para negarse a ver la realidad a través de los ojos de Avogadro.

El italiano proponía partículas de elementos constituidas de dos o más átomos idénticos. ¿Qué fuerzas mantenían unidos a estos átomos? En esa época comenzaban a aparecer modelos más o menos persuasivos sobre la naturaleza de estas fuerzas.

Humphrey Davy había aplicado electricidad a sales y había logrado descomponerlas e identificar varios nuevos elementos. Parecía que en estas descomposiciones algunos elementos migraban hacia el electrodo positivo y otros siempre hacia el negativo, de lo cual podía uno especular con cierta solidez que ciertos átomos tienden a estar cargados positiva o negativamente. Los compuestos entonces pueden entenderse como atracciones electrostáticas entre átomos cargados. Berzelius había elaborado un modelo muy popular basado en esta idea. Pero una de las implicancias de este modelo es que átomos idénticos no deberían unirse, es más, deberían tender a repelerse. Una molécula poliatómica de un elemento era algo difícil de concebir de acuerdo a la mirada (modelo) de Berzelius. Es más, si uno acep-

taba que átomos iguales podían establecer interacciones atractivas, por qué las moléculas se limitaban a tener dos o tres o cuatro átomos. ¿Por qué no cien o mil o cien billones? ¿Qué impide que todos los átomos coalescan en cuerpos macroscópicos en estado sólido?

Es decir que el modelo de Avogadro era adecuado para explicar las leyes de Gay-Lussac en el contexto de las ideas atómicas de Dalton, pero no era compatible con los modelos de unión química diseñados para acomodar los resultados de electrólisis de Davy y otros. No es poco frecuente en ciencia observar la coexistencia de varios modelos incompatibles. A veces esto es fuente de una tensión que empuja a los defensores de cada modelo a ideas nuevas y mejores maneras de persuadir a los otros (o a los indecisos) de que su modelo es el mejor, o incluso de arribar a modelos superadores que resuelvan los conflictos. Otras veces es posible que los modelos coexistan sin interacciones relevantes. En este caso el modelo de Berzelius estaba muy aceptado y es muy probable que esto haya sido un factor en la aparente “falta de presencia” de las ideas de Avogadro en esa época. No debe ser un dato menor que Berzelius y Davy eran gigantes de la química, pero debe recordarse también que sus ideas eran eminentemente químicas (un modelo de la unión química) mientras que el modelo de Avogadro sobre la estructura de los gases tenía más conexiones con la física.

Consideraciones finales

Hemos visto que las visiones de Avogadro y de Gay Lussac sobre los gases y sus partículas eran esencialmente diferentes, y que desde esas visiones se contestaban las objeciones de Dalton. El inglés se imaginaba que los gases estaban hechos de partículas sin ningún tipo de conexión química entre sí y en proximidad unas de otras. Este fue el modelo que usó para concebir a la atmósfera y que le fue fructífero para predecir las leyes de presiones parciales y de proporciones múltiples. Con la ayuda de lo que imaginaba sucedía dentro de un gas, Dalton pudo ver más lejos y más profundamente que todos sus contemporáneos. Avogadro y Dalton tenían diferentes visiones sobre la constitución interna de las cosas, tenían diferentes modelos; a diferencia del de Dalton, el modelo de Avogadro para un gas proponía partículas de varios átomos (aun para los elementos) y muy separadas entre sí.

La visión (ese modelo teórico) de Dalton resultó limitante a la hora de interpretar los datos de Gay-Lussac, y procedió a atacarlos. El francés no pudo (o no quiso) montar una defensa posiblemente porque tenía cierta aprehensión a la supuesta naturaleza especulativa de los modelos teóricos.

Las ideas de Avogadro no tuvieron gran impacto al principio, en parte quizá porque debieron competir con otros modelos incompatibles imperantes en la época. Cannizzaro aportó ideas prácticas para solucionar las controversias, en el congreso de Karlsruhe, en 1864; 20 años después del fallecimiento de Dalton³.

Estos son ejemplos concretos, en el contexto de un tema clásico de la currícula de química, de interacciones importantes pero complejas entre los aspectos empíricos y teóricos de la ciencia. Existe consenso entre científicos y educadores de que estos aspectos de la naturaleza de la ciencia deben aparecer en la enseñanza. Este episodio de la historia de la ciencia brinda oportunidades a los docentes de discutir conceptos abstractos sobre la ciencia misma con ejemplos, añadiendo textura y complejidad a temas que de otro modo resultan de difícil acceso.

Actividades sugeridas

a) Juan Miguel Campanario y Mansoor Niaz han señalado:

“Saber lo que otros han hecho, cómo lo han hecho, cuánto les ha costado y cuánto han obtenido en término de satisfacciones intelectuales y emocionales, puede constituir una excelente estrategia para motivar a los alumnos.” (Campanario, 1999)

“La gran mayoría de los actuales científicos y docentes, han sido formados con una tradición epistemológica empirista y una visión ahistórica de la química, y esto es en parte debido a que pocos son los libros de texto, aún los de niveles universitarios, que muestran algunas de las controversias que durante años pugnaron por sostener paradigmas científicos en conflicto.” (Niaz, 2004)

Le proponemos al lector que tome algunos libros de texto donde se mencionen a Dalton, Gay-Lussac, Avogadro y/o Cannizzaro y analice si se recupera allí algo de las historias y argumentos relatadas en este capítulo.

b) La narrativa es una estrategia cognitiva por la cual los sujetos humanos realizamos nuestros aprendizajes desde pequeños y, por lo tanto, suele

ser una forma “natural” de aprender. El presente capítulo es una muestra de texto narrativo.

Los textos narrativos son relatos en los cuales una historia es la idea fundamental en torno a la cual gira la totalidad del texto. El argumento es la forma en que se organiza la historia, que puede constar de varios episodios. El relato tiene un escenario, personajes y también “problemas” (situaciones en torno a las cuales se organiza la historia.) y acciones. La acción es lo que sucede como resultado del problema. También hay hechos conducentes a la resolución del problema (Cooper, 1990).

Le proponemos al lector que encuentre en las páginas de este capítulo los elementos del texto narrativo. Así mismo, le proponemos que analice qué ventajas tendría la utilización de estas páginas con los estudiantes, desde el punto de vista de la enseñanza de los contenidos científicos involucrados en el capítulo.

Referencias bibliográficas

- Campanario, J. (1999). La Ciencia que no enseñamos. *Enseñanza de las Ciencias*, 17 (3) 397-410.
- Cromer, A. (1993). *Uncommon sense. The herital nature of science*. New York: Oxford University Press.
- Cooper, J. David. Cómo mejorar la comprensión lectora. Trad. de Jaime Collyer, Madrid, Visor Distribuciones, 1990.
- Crossland, M.P. (1961). The origins of Gay-Lussac's law of combining volumens of gases. *Annals of Science*, 17(1), 1-26.
- Gellon, G. (2006). Había una vez el átomo. Editorial Siglo XXI.
- Nash, L.K. (1957). The atomic-molecular theory. En *Harvard case histories in experimental science*. Harvard Universtiy Press.
- Niaz, M. (2004). 18th International Conference on Chemical Education, Estambul, Turquía.
- Rudwick, M.J.S. (2005). *Bursting the limits of time*. Chicago Univsersity Press.

3. John Dalton (Reino Unido), Louis Joseph Gay Lussac (Francia); Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro, Conde de Quaregna y Cerreto (Italia); Stanislao Cannizzaro (Italia).