

Reseña

Seguramente los reyes de lo invisible sean los átomos, eso que, nos enseñan, es el material básico que forma todo el universo. Pero, ¿qué quiere decir esto? ¿Cómo podemos decir que nosotros, y el mundo tal cual lo conocemos, estamos hechos de partículas de las que sólo se puede inferir su existencia? ¿Y cómo es eso de que en el medio no hay sino un absoluto y escalofriante vacío? Por otro lado, ¿a quién se le ocurrió semejante disparate de partículas infinitamente pequeñas e indivisibles? Este libro cuenta la aventura de las ideas y los experimentos que llevaron a postular la existencia de los átomos, sus pesos, sus fórmulas, su orden perfecto en la tabla de los elementos. Por si fuera poco nos guía una serie de personajes maravillosos con sus historias de vida y de ciencia, movidos por el entusiasmo de saber más y más. Aun de lo que no se puede ver.

Índice

[Acerca del autor](#)

[Agradecimientos](#)

[Introducción](#)

[Preludio](#)

1. [Los atomistas sin dios](#)

[Primer interludio](#)

2. [Del romance frustrado entre la ciencia y el atomismo](#)

[Segundo interludio](#)

3. [Elemental](#)

[Tercer interludio](#)

4. [Dalton físico: cuestión de pesos](#)

[Cuarto interludio](#)

5. [Dalton químico: la teoría sale al ruedo](#)

[Quinto interludio](#)

6. [De gases y moléculas](#)

[Sexto interludio](#)

7. [La solución del problema de los pesos atómicos](#)

[Séptimo interludio](#)

8. [Bolas, palitos y la estructura molecular](#)

[Octavo interludio](#)

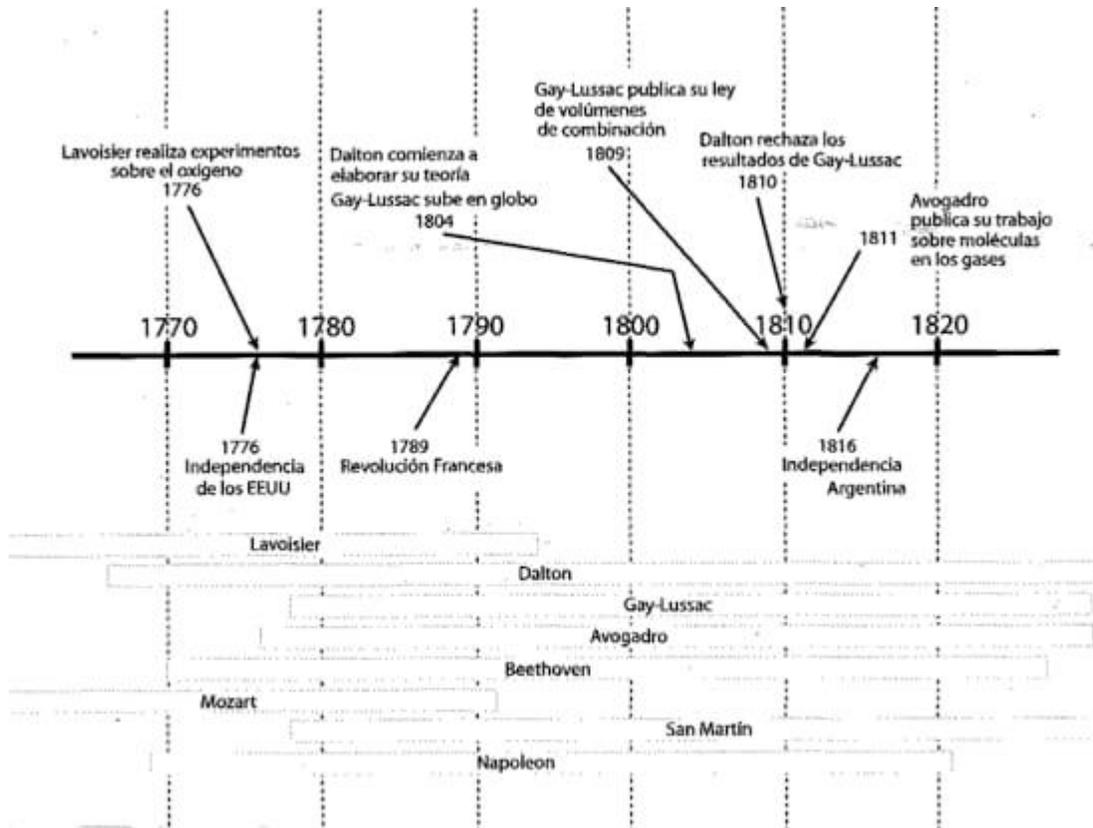
9. [La Tabla](#)

[Noveno interludio](#)

10. [Sí, pero... ¿existen?](#)

[Postludio](#)

[Bibliografía comentada](#)



Todo en el mundo está dividido en dos partes, de las cuales una es visible y la otra invisible. Aquello visible no es sino el reflejo de lo invisible.

Zohar I, 39, reproducido en El libro de los sueños, de Jorge Luis Borges

Están entre nosotros... tan cerca que nos forman parte. Sin embargo, nadie los ha visto, sino sólo imaginado o intuido. Tal vez sea porque lo más íntimo, lo que sucede todos los días, es imposible de percibir conscientemente. Ya lo observó el mismísimo Borges: en el Corán no se mencionan camellos, ya que lo cotidiano nos es invisible.

Seguramente los reyes de lo invisible sean los átomos, eso que, nos enseñan, es el material básico que forma todo el universo. Pero, ¿qué quiere decir esto? ¿Cómo podemos decir que nosotros, que el universo, está hecho de partículas de las que sólo se puede inferir su existencia? Y, por otro lado, ¿a quién se le ocurrió semejante disparate de partículas infinitamente pequeñas e indivisibles?

Estas preguntas son sólo una parte del fascinante viaje que Gabriel Gellon propone en este libro. Pero en realidad, este libro no es exactamente sobre átomos, ni siquiera sobre los hombres y mujeres que participaron en su descubrimiento y descripción, aunque luego de su lectura vamos a entender un poco más de qué se tratan los átomos, las moléculas y el vacío, y también hayamos acompañado a una galería de personajes de novela en sus meditaciones, accidentes, rarezas y curiosidades. Se trata, en el fondo, de un libro sobre cómo se construye el conocimiento Científico, cómo esos datos obtenidos en forma experimental cobran sentido cuando se los interpreta y cómo, finalmente, esas interpretaciones se van modificando a medida que hay que acomodar más datos y corregir las mediciones anteriores. Entender de qué se trata es, entonces, una revelación que viene avalada por los experimentos, un acto profundamente poético, aunque se base en el “ver para creer” y se oponga a la magia de cualquier color (recordemos, a propósito, que la química como ciencia seria y respetable se inicia a partir de 1661, cuando Boyle publica en Oxford *El químico escéptico*, la primera obra que distingue entre químicos y alquimistas).

Además de los protagonistas humanos, los dos personajes principales del libro son las ideas o especulaciones de los científicos y los experimentos que supieron conseguir o, más bien, la necesidad de pensar y experimentar para acercarse a conocer el mundo. Seguramente no es posible concebir otra forma de arribar, si no a la verdad, al menos a una verdad, contemporánea y transitoria, que el tener ideas, a veces salvajes, a veces conservadoras, y ponerlas a prueba. Los experimentos y las ideas son, en cierta medida, la ciencia, y no pueden estar “bien” o “mal”: simplemente están. Es tan común que un alumno -o incluso un docente, se acerque, compungido, para declarar: “Profe, el experimento me dio mal... ¿qué hacemos?” Para el científico práctico hay varias respuestas:

1. repetir el experimento hasta que dé lo que uno quiere que dé, lo cual eventualmente ocurre;
2. achacar la falla a las condiciones experimentales o meteorológicas y, por lo tanto, no considerar los resultados;
3. si es muy necesario, modificar la interpretación de los resultados, 4) aplazar al alumno.

A partir de aquí, los capítulos, preludio, interludios y postludio de una fábula que recorre el pensamiento humano hasta el siglo XX: la historia de cómo los científicos imaginaron los átomos. Pasen y vean.

Esta colección de divulgación científica está escrita por científicos que creen que ya es hora de asomar la cabeza por fuera del laboratorio y contar las maravillas, grandezas y miserias de la

profesión. Porque de eso se trata: de contar, de compartir un saber que, si sigue encerrado, puede volverse inútil.

Ciencia que ladra... no muerde, sólo da señales de que cabalga.

Diego Golombek

*Dedico este libro a las costas de San Diego:
A Bruce y Melanie, y a los picnics en Del Mar.
A los chicos argentinos, pero especialmente a
Vero, y a los mates en La Jolla Shores.
A Emily, y al Powerhouse en Del Mar.
Y por sobre todo a Elsa Rosenvasser Feher, mi
amiga y maestra, y a la eterna búsqueda del
café perfecto.*

Acerca del autor

Gabriel Gellon gabriel.gellon@gmail.com

Nació en Buenos Aires en 1965. Es licenciado en Ciencias Biológicas (UBA) y Master in Science y Doctor (PhD) de la Universidad de Yale (New Haven, Connecticut, Estados Unidos) en 1997; realizó su trabajo de investigación en el área de la genética molecular del desarrollo embrionario. Desde 1998 se especializa en diversos aspectos de la educación en ciencias. Ha sido creador del portal de ciencias para chicos experimental.gov.ar de la Secretaría de Ciencia y Técnica de la Nación y forma parte del equipo fundador y coordinador del campamento de ciencias para adolescentes Expedición Ciencia (www.expedicionciencia.com.ar). Posee amplia experiencia docente y de diseño curricular, especialmente a nivel secundario en diversas disciplinas. Ha publicado *El huevo y la gallina* en esta misma colección y, junto con otros autores, *La ciencia en el aula* (Paidós), título que ganó el premio de la Fundación El Libro a la mejor obra de educación en 2006.



Agradecimientos

Quisiera expresar mi agradecimiento a Rober Etchenique, a Gustavo Vasen y a Diego Golombek por leer con detenimiento mi manuscrito. A Karina Miller por su ayuda y las conversaciones sobre Borges y Foucault. Agradezco también, y muy especialmente, a la Biblioteca de la Universidad de California, San Diego, cuyas estanterías de libros me llevaron por caminos insospechados, a todos sus empleados, quienes me brindaron comodidad y recursos más allá de lo imaginable, y a su extraño edificio, rodeado de flores, serpientes, árboles parlantes y gatos con sombrero.

Introducción

Quizá, sin embargo, te estés tornando desconfiado de mis palabras, porque estos átomos míos no son visibles a los ojos. Considera, entonces, esta evidencia adicional de cuerpos cuya existencia debes reconocer aunque no puedan ser vistos. Lucrecio, *De Rerum Natura*, c. 60 a.C.

El físico norteamericano Richard Feynman propuso una vez el siguiente ejercicio. “Imagínense que se acaba la humanidad y hay que dejar un mensaje para los próximos seres inteligentes que habiten el planeta Tierra. De entre todo el conocimiento humano hay que elegir una simple oración que capture la mayor cantidad de información sobre el Universo en el mínimo de palabras”. Esta oración, según Feynman, es “El Universo está hecho de átomos”.

El Universo está hecho de átomos: partículas discretas de materias separadas por vastas distancias en un absoluto vacío. Es una de las verdades más profundas y simples que la ciencia ha develado sobre el mundo en que vivimos. Nadie duda de ella y, la verdad sea dicha, tampoco parece tan sorprendente. Y casi todo el mundo lo sabe. Ha pasado a ser parte del conocimiento popular.

Supongamos, sin embargo, que le pedimos a alguien, elegido al azar de entre los invitados a nuestro cumpleaños, o nuestros amigos del club, que nos explique cómo sabemos que el mundo está hecho de átomos. Encontraremos que con muy raras excepciones nadie tiene la menor idea de por qué creemos algo que, si nos detenemos a pensar un poco, es más bien absurdo. Nadie puede decir que ha

visto un átomo; ciertamente, los objetos con los que nos encontramos a diario no delatan con facilidad su naturaleza atómica y los experimentos que la revelan parecen estar escondidos en los expedientes secretos de los hombres y mujeres de ciencia. Es más, la pequeñez e invisibilidad mismas de los átomos más bien parecen argumentos astutos de una idea bien pensada para que nadie jamás la pueda demostrar o refutar. Sin embargo, la ciencia la mantiene más allá de toda duda razonable y los experimentos pertinentes son entendibles y accesibles para todo el mundo, si uno se toma el trabajo de estudiarlos. Es llamativo entonces que la mayor parte de la humanidad crea de manera más o menos dogmática, sin poder brindar ninguna razón coherente ni evidencia palpable, en una de las ideas más poderosas que la humanidad haya generado en su historia.

Uno de los propósitos de este libro es brindar al alcance de todos esa evidencia que nos hace pensar, con total seguridad, que esa mesa, ese bloque de cemento y ese chorro de agua, a un nivel tremendamente diminuto, son de naturaleza discontinua, corpuscular, y que en medio de los corpúsculos no hay otra cosa que el más absoluto de los vacíos. Pero esa evidencia no es la del tipo que puede encontrarse en el juicio de malversación de fondos de nuestros políticos favoritos. Es más sutil, más indirecta. Y tampoco surge simplemente de la observación de las flores y las piedras, sino que es el producto de arranques fabulosos de la más descabellada imaginación.

Es necesario, sin embargo, aclarar qué cosas este libro *no* pretende ofrecer. En primer lugar, no es un libro sobre la energía nuclear ni sobre la estructura interna del átomo. No hay en estas páginas historias de electrones y núcleos, orbitales, bombas atómicas o centrales nucleares, o partículas subatómicas, protones, taquiones o quarks. No, lo que este libro cuenta es cómo los científicos llegaron a convencerse de que los átomos realmente existen (no de qué están hechos), es decir, cómo la humanidad llegó a creer (o a establecer) que la materia está hecha de “paquetes” de materia con vacío entre medio. Las historias de este libro recorren, entonces, el camino hasta principios del siglo XX, hasta el momento en que la ciencia dejó de dudar de la existencia de los átomos, pero justo antes de que empezara a preguntarse qué hay adentro de ellos.

Por otro lado, éste no es un texto de historia. He elegido los eventos y viñetas contenidos en estas páginas a fin de ilustrar cómo los científicos llegan a obtener sus ideas. Si bien he consultado muchas fuentes primarias, la mayor parte de las ideas proviene de fuentes secundarias. De todas formas, espero que la estructura histórica del libro ayude a hacer las tesis centrales más vividas y convincentes (y quizá, de taquito, ofrezca material de discusión en alguna que otra clase de química).

Además de los capítulos principales, el libro contiene un preludio, un postludio y varios interludios. En ellos se plantean temas y cuestiones aledañas al tópico central de los átomos, viñetas unitarias para enriquecer la lectura y mostrar aspectos a veces poco conocidos del quehacer científico.

Las ideas más interesantes de la ciencia son aquellas que tratan de las cosas más extremas, aquellas que no podemos observar a simple vista y que incluso son difíciles de concebir. ¿A quién le interesa que le cuenten lo obvio? Lo interesante en el conocimiento es percibir patrones y significados que escapan a la visión superficial, pero que hablan de una unidad más fundamental debajo de esa superficie. Cuando la ciencia encuentra esas conexiones invisibles, ha roto con lo trivial y se ha sumergido en lo trascendente. La idea de la constitución atómica de la materia es de ese calibre. Pero, como los átomos son entidades invisibles, los científicos no los pudieron observar, sino que tuvieron que imaginarlos. Alguna vez se dijo que la ciencia es, precisamente, la frontera ardiente entre observación e imaginación. Este libro busca explorar un trecho minúsculo de esa larga frontera.

Preludio

El pequeño secreto de mister Brown

Antes de embarcarse en el histórico viaje alrededor del mundo a bordo del *Beagle*, Charles Darwin, creador de la teoría evolutiva, se encontró varias veces con el entonces famoso botánico inglés Robert Brown. Darwin tenía veintidós años y era un ilustre desconocido, pero ya había iniciado su costumbre de socializar con hombres eminentes mayores que él. Brown había contribuido enormemente al estudio de la biología vegetal y además, treinta años antes de sus encuentros con Darwin, se había embarcado a su vez en un viaje de exploración a bordo del buque *Investigator* en las costas de Australia (en donde había producido una magnífica colección de plantas que estudió por años con enorme éxito). Sin duda, el joven Darwin buscaba consejo de un veterano: en 1831 Brown frisaba ya los sesenta, y sus desventuras en Australia eran parte de un legendario pasado.

Ese domingo, cuando Darwin llegó a la casa de Brown en el Soho Londinense, el botánico estaba absorto en el estudio de un espécimen bajo su microscopio. Esto no era sorprendente. Brown se había destacado por años por la minuciosidad de sus investigaciones, las cuales lo habían llevado a estudios cada vez más pormenorizados y al uso frecuente de observaciones microscópicas. Con ayuda de este instrumento, había descubierto fenómenos y estructuras de crucial importancia. Por ejemplo, ese mismo año había publicado nada más y nada menos que el

descubrimiento del núcleo celular. Esa mañana Brown invitó al joven Charles a echar una ojeada. “Creo ahora que lo que vi fueron las maravillosas corrientes en el protoplasma de una célula vegetal”, había de recordar Darwin años después. Pero aquel día se limitó a preguntar: “¿Qué es?”. “Ése es mi secretito”, contestó enigmático el anciano mister Brown.

Es posible que se tratara, como pensó Darwin, del movimiento citoplasmático. O quizá se tratara, aunque es poco probable, de otro movimiento microscópico, aquel por el que Brown pasó a la historia: el famoso “movimiento browniano” Brown descubrió este fenómeno al estudiar granos de polen, los cuales debían observarse con cuidado para determinar claves morfológicas para la clasificación de especies vegetales. Advirtió entonces que los granos de polen suspendidos en líquidos bailaban alocadamente sin ton ni son. Se preguntó si se trataba de un movimiento motorizado internamente por los propios granos, pero logró determinar que la misma danza se hacía manifiesta en motas de polvo o partículas de ceniza. Concluyó que el movimiento se debía, de alguna forma, al líquido, aunque este movimiento, sorprendentemente, parecía no cesar nunca.

Darwin se sintió sorprendido por la actitud misteriosa de Brown. Los dos tenían mucho en común; no sólo los viajes a confines lejanos del mundo biológico y una enorme curiosidad: ambos eran observadores de extraordinaria agudeza. Sin embargo, los dos científicos tenían importantes diferencias de carácter; entre estas diferencias, una era especialmente significativa. Darwin supo darles

un inesperado giro de imaginación a todas sus observaciones, concibiendo la más vasta y profunda red de ideas en la historia de la biología. Brown, en cambio, acumuló una serie de observaciones brillantes pero fue incapaz de vislumbrar su significado más profundo. Mientras que Darwin se esforzó durante toda su carrera en proveer esquemas de pensamiento generales, que dieran sentido a enormes conjuntos de observaciones independientes, Brown dejó sembrados comentarios importantes ocultos en trabajos no relacionados. Por ejemplo, el descubrimiento del núcleo celular está enterrado en un trabajo sobre la morfología microscópica de orquídeas; en él, Brown observa que todas las células tienen un núcleo, pero no elabora la idea más allá. En la misma época, Theodor Schwann hizo la misma observación que Brown pero esto lo indujo a proponer que todos los seres vivos estamos hechos de células, e inició una de las ideas fundamentales de la biología: la teoría celular. Dice Darwin sobre Brown: “Nunca compartió conmigo ninguna visión científica amplia en biología”.

Las “visiones amplias” a las que hace referencia Darwin reciben el nombre de *teorías*. La teoría celular es una de ellas y la teoría evolutiva, por supuesto, es otra.¹

Otra de las grandes teorías científicas es la teoría atómica. Este libro trata sobre el desarrollo de esta última, en Inglaterra alrededor de 1800, cuando Brown exploraba las costas de Australia. En el esbozo de toda teoría, las ideas imaginativas de quienes tienen

¹ Darwin propuso también una teoría de la herencia, pero ésta no sobrevivió el escrutinio de otros científicos y eventualmente fue abandonada en favor de la teoría mendeliana y cromosómica.

“visiones amplias” interactúan de manera sutil y compleja con las observaciones que hacemos de la realidad. Las teorías nacen del mundo de la imaginación, pero deben adecuarse al mundo de los fenómenos. Veremos cómo, en el desarrollo de la teoría atómica, fueron decisivas algunas personalidades como la de Robert Brown, capaces de realizar observaciones de alta precisión, y otras como la de Charles Darwin, hábiles para imaginar realidades fundamentales invisibles a los ojos.

Las teorías deben adecuarse a las observaciones, nos dicen, pero con frecuencia encontramos que ciertas observaciones son ignoradas para conservar una teoría, o que la teoría predice observaciones que no han sido realizadas aún. Y a veces una observación realizada hace mucho tiempo y en otro contexto encuentra sentido y valor en el marco de una nueva teoría. Y así algunos misterios antiguos: son develados a la luz de una teoría más nueva; cuando esto sucede, la teoría gana fuerza.

La teoría atómica no estuvo exenta de debates y muchos investigadores no aceptaron la existencia de los átomos hasta principios del siglo XX, pero fue una observación antigua la que terminó dándole una fuerza irresistible.

En 1905, un tal Albert Einstein finalmente publicó un trabajo que convenció al último reducto de físicos escépticos de que los átomos realmente existen. Su trabajo consistió en una descripción matemática en términos moleculares del movimiento browniano, uno de los tantos misterios del enigmático mister Brown.

Capítulo 1

Los atomistas sin dios

Por convención hay dulzura, por convención amargura, por convención hay calor y frío, por convención, color; pero en realidad sólo hay átomos y vacío.

Demócrito

Contenido:

§. Los átomos de la Antigüedad

§. Cambio y permanencia

§. Átomos romanos

§. Algunas similitudes entre esquemas científicos y esquemas filosóficos

§. Primeros enemigos.

Entre 1800 y 1803 John Dalton, maestro de escuela de Manchester y aficionado a la meteorología, publicó una serie de trabajos que revolucionarían la química para siempre; en ellos proponía lo que hoy se conoce como la teoría atómica. Su idea original no incluía los detalles internos con los que estamos familiarizados: un enjambre de electrones girando frenéticamente en torno a un núcleo de protones y neutrones apretados como una frambuesa. No, Dalton no estaba concentrado en la forma o la estructura interna del átomo, porque para él se trataba de una entidad indivisible y sin “partes internas”. Aun así, la revolución en química había comenzado.

Ni el término ni las ideas eran nuevos. De hecho, la noción de átomo (con varios seudónimos como “corpúsculo”, “molécula”, “partícula”) estaba muy en boga en el siglo XVII, mucho antes de que a John Dalton se le ocurriera siquiera nacer. Y tampoco era nueva entonces; había nacido con los griegos en el tercer siglo antes de Cristo, había sido atacada por uno de sus más grandes filósofos, había cautivado a pensadores helénicos y había sido consagrada en verso por un poeta romano de los tiempos de Julio César; había sobrevivido, casi olvidada, toda la Edad Media, y había escandalizado a los religiosos del Renacimiento; había gozado de la predilección de pensadores penetrantes y contaba entre sus fans al más reverenciado hombre de ciencia y héroe personal de John Dalton: sir Isaac Newton.

¿Por qué entonces se le atribuye a Dalton la teoría atómica?

La respuesta es que Dalton puso esas ideas en términos científicos, mientras que las formulaciones anteriores eran de naturaleza filosófica. ¿Cuál es la diferencia? ¿Por qué en un caso una idea es científica y en el otro no? En este capítulo viajaremos atrás en el tiempo para ver qué creían esos extravagantes griegos y romanos en sus sabias túnicas. Así, al volver al futuro, podremos comparar sus ideas con las de los industriosos científicos ingleses, con sus bombines negros, tés de las cinco y guardapolvos blancos.

§. Los átomos de la Antigüedad

La primera mención de la idea de átomo -y de la palabra misma, se le atribuye a Demócrito (allá por el 300 a. C.), quien seguramente la

tomó de Leucipo (alrededor de 450 a.C.). La palabra significa “sin partes” (y resulta obvio por qué a Dalton le gustaba). El prefijo “a” denota carencia, como en las palabras “acéfalo”, sin cabeza, o “apático”, sin pasión; “tomos”, a su vez, quiere decir “parte”, como en los tomos de una enciclopedia. La idea no nació de la inspección cuidadosa de la realidad, o de experimentos químicos, sino como una ingeniosísima forma de resolver un problema filosófico mayúsculo.

El problema tenía que ver con el cambio y la permanencia, cuestiones realmente profundas que uno no necesariamente asocia con el día a día de una ciencia física (y con razón). Las cosas cambian, pero siempre hay ciertos aspectos que permanecen inalterables. ¿Cuál es la esencia del cambio? ¿Y cuál la de la permanencia?

§. Cambio y permanencia

Las soluciones clásicas a este problema son dos extremos. Parménides sostenía que todo cambio es ilusorio, que sólo existe un único ente universal que nunca cambia, a pesar de lo que se observe al tomar el café de ayer o al encontrarse en la calle con el ex novio de hace diez años. Aunque la idea parezca descabellada, tenía argumentos que eran convincentes para sus contemporáneos, y los griegos se la tomaban muy en serio. La posición opuesta fue mantenida por Heráclito, que imaginaba que todo es cambio y que aquello que creemos permanente es la ilusión; así como creemos que un remolino en el agua es “algo” aun cuando es simplemente la

forma que las aguas asumen al moverse. La posición de Heráclito tiene más que ver con el sentido común y responde a asumir que nuestros sentidos nos muestran la realidad. Es una posición más cercana a la de un empirista, alguien como Robert Brown, preocupado por describir esa realidad que se ve. La posición de Parménides, en cambio, asume que los sentidos nos engañan, que la realidad es más profunda y sólo puede ser aprehendida por la razón, a través de la lógica. Es la posición de un teórico, alguien como Charles Darwin, deseoso de describir esa realidad que se imagina.

La gran dicotomía entre Parménides y Heráclito fue establecida entre los años 500 y 450 a.C. Leucipo y Demócrito buscaron dar solución a este conflicto. ¿Cómo es posible que haya cambio y permanencia al mismo tiempo? ¿Qué tipo de esquema es compatible con todos los cambios y las permanencias que observamos? Lo que se les ocurrió es brillante. Su esquema se basaba en las siguientes premisas:

1. Todo el Universo está hecho de tan sólo átomos y vacío.
2. Los átomos son partículas de materia increíblemente pequeñas, y por lo tanto invisibles.
3. Los átomos son indivisibles, indestructibles, eternos e incambiables.
4. Hay una inmensa cantidad de tipos de átomos distintos.
5. Los átomos pueden combinarse y desagregarse para formar todo lo que percibimos a nuestro alrededor.

Como vemos, esto resuelve de alguna manera el conflicto planteado. Los átomos y el vacío son permanentes: es imposible destruir o crear o cambiar ningún tipo de átomo. Esto es lo que permanece, y es subyacente a todo tipo de cambio. Lo que vemos cambiar, aducían los filósofos, es la configuración de estos átomos: cómo se juntan y se reordenan y acomodan.

Con el esquema propuesto se lograba “explicar” una serie de cosas. Veamos algunos ejemplos.

- Al morir, decían, nada de nuestros seres realmente desaparece, sino que simplemente nuestros átomos se disgregan, pasan a la tierra y al aire y se transforman en nuevas cosas. Asimismo, al nacer, nada surge de la nada sino que se trata de átomos reuniéndose en nuevas configuraciones.
- Al comer, ingerimos conjuntos de átomos configurados como alimento y, mediante nuestro sistema digestivo, somos capaces de desorganizarlos, reorganizarlos y forzarlos a transformarse en nosotros.
- En los sólidos, los átomos están agarrados unos a otros, quizá con fuertes ganchos, de manera que siempre permanecen juntos. En los líquidos, en cambio, los átomos no tienen ganchos sino que son lisos y resbaladizos y se mueven unos contra otros como un barril lleno de bolitas de vidrio. Al igual que los líquidos, las bolitas pueden ser vertidas y fluyen.

- El vino (un favorito griego) fluye mejor que el aceite de oliva (otro favorito griego) porque sus átomos son más lisos.

Pero, a pesar de estas explicaciones, debemos ser conscientes de que el propósito de la idea atómica no consistía en explicar fenómenos particulares o cierto conjunto de observaciones (como lo haría una teoría científica) sino de dar una visión general del funcionamiento del universo que permitiera entender el cambio y la permanencia como tales.

§. Átomos romanos

Las ideas de Demócrito y Leucipo fueron criticadas por otros filósofos griegos, especialmente por Aristóteles. De todas formas, en los tiempos en que Grecia estaba ya sumida en el Imperio de Alejandro Magno, apareció un seguidor de las ideas atomistas. Se trataba de Epicuro de Samos, el cual le daría al atomismo un giro y sabor muy particulares que signarían el destino de la idea de átomo hasta casi el día de hoy. Para Epicuro, el problema central era defender una actitud ética que minimizara el dolor de la vida. La doctrina atomista le venía de perlas: sostenía que el alma estaba hecha de átomos y que, al morir, los átomos del alma se desagregaban y el alma moría. Esto, para él, constituía una salvación: era el fin del dolor. Un fin que ni siquiera los dioses podían controlar.

Varios poetas romanos siguieron las doctrinas de Epicuro; los más conocidos son quizás Horacio (quien escribió el famoso "*Carpe diem*")

de la película *La sociedad de los poetas muertos*) y Lucrecio. Este último escribió un extenso poema (que muchos juzgan de gran belleza) acerca de la constitución atómica del Universo. Casi todo lo que se sabe hoy día sobre las ideas antiguas acerca de los átomos está escrito en su poema *De Rerum Natura* (sobre las cosas de la naturaleza). De nuevo, los átomos se invocan para dar respuesta a tribulaciones filosóficas, no científicas.

§. Algunas similitudes entre esquemas científicos y esquemas filosóficos

El “atomismo” tiene muchos de los atributos de una verdadera teoría científica como la entendemos hoy en día. Primero y principal, es un esquema simple y general que puede explicar una serie de fenómenos. Por *explicar* entendemos que la idea de átomos da inmediatamente un sentido a los fenómenos que vemos y los ordena bajo una misma visión. Los átomos propuestos no se ven; de hecho, no hay prueba directa alguna de su existencia. Se los propone, o imagina, simple y sencilla mente para dar coherencia a los fenómenos que sí podemos observar. En algún sentido, los grandes esquemas filosóficos y las grandes teorías científicas cumplen objetivos similares: condensar nuestro entendimiento con unas pocas ideas simples y poderosas que dan sentido a una realidad variada, compleja y sutil. De esta manera, nuestras mentes sienten que pueden aprehender esa realidad.

Otra de las similitudes entre las teorías modernas y las creencias de los atomistas griegos es que este último esquema, y a diferencia de

muchas otras filosofías antes y después de Demócrito, no lidia con “propósitos”. Demócrito no se pregunta “para qué fluye el agua”. Más bien se pregunta “por qué” y lo explica en términos de las características de los átomos constituyentes. Otros esquemas filosóficos, notablemente el de Aristóteles, otorgan gran importancia a la “causa final” o “causa última” de los fenómenos que no es otra cosa que su “propósito”. Esta idea es ajena al atomismo y también a la ciencia moderna, que reconoce que pueden asignarse propósitos a objetos creados por el ser humano, pero que en el caso de objetos naturales la pregunta cae fuera del campo de la ciencia.² Para ser más precisos aún: las ideas atomistas están basadas en el fundamento de que para la explicación de lo que vemos no hace falta invocar ningún designio ni mente divina planeando lo que sucede (no hay Providencia). Dentro de esta doctrina, los eventos no son más que interacciones entre objetos materiales (los átomos) sin ningún espíritu o voluntad detrás de ellos. Este tipo de actitud, de algún modo típica de la ciencia, es denominada “materialismo”. Los atomistas eran materialistas.

§. Primeros enemigos

Las ideas atomistas despertaron rechazo y críticas desde el comienzo. En la época de Epicuro surgió una escuela filosófica antagónica, a la que se conoce con el nombre de estoicos. Para los estoicos existía en el Universo, además de la materia, una suerte de

² En el caso de las estructuras biológicas pueden establecerse “propósitos” funcionales que tienen que ver con la economía del organismo. En ese caso, se habla de “teleología” y es un tema debatido entre biólogos. Un interesante ensayo al respecto puede encontrarse en *El azar y la necesidad*, de J. Monod (Tusquets, 2002).

inteligencia cósmica que guiaba el destino de los sucesos y fenómenos; la idea de que todos los fenómenos pudieran reducirse a colisiones de átomos, sin un designio que los guiara, les parecía totalmente absurda, cuando no francamente repugnante. Su argumento principal consistía en que la asombrosa complejidad del mundo que vemos no puede producirse por los choques azarosos de partículas. Sería lo mismo, pensaban, que arrojar una infinidad de fichas marcadas con letras sobre el suelo y esperar que fortuitamente cayeran justo en forma tal que escribieran, sin errores ni omisiones, todo el cuento “La biblioteca de Babel” de Jorge Luis Borges. ¡Imposible! Sólo la conducción de una inteligencia cósmica (Dios, la Providencia) puede producir orden. Es interesante notar que éste es, esencialmente, el mismo argumento en contra de la evolución biológica: que la complejidad observable en los seres vivos no pudo haber surgido por eventos azarosos (las mutaciones). La evolución biológica implica que todas las formas de animales y plantas que vemos son el producto de numerosos y minúsculos cambios genéticos al azar. Sus detractores, en especial los religiosos, sostienen que quien observe algo tan complejo como un elefante no puede dejar de sentir que algo así sólo pudo haber sido diseñado por una mente superior, un creador. En otras palabras, en las cosas muy complicadas (el mecanismo de un reloj, los sistemas de órganos de un ser humano, las espirales de una galaxia) se ve, sostienen, la evidencia de la voluntad y la inteligencia divinas. Desde tiempos inmemoriales, los pensadores encuentran en la complejidad del mundo una razón de peso para invocar la agencia

de una voluntad con propósitos en la creación de las cosas. Sin un diseñador, sin una inteligencia planeando y creando, ¿cómo es posible que existan lagos y cerezos o la estructura delicada de una hoja de helecho? El atomismo de Demócrito y Epicuro era una amenaza para tal postura, y en el fondo negaba la necesidad de la existencia de esa voluntad divina.

Los estoicos tendían a ridiculizar y vilipendiar a los epicúreos; tildándolos no sólo de ateos, sino de libertinos y hedonistas, de personajes abandonados a la adoración de los vicios y placeres físicos. Esta caracterización siguió tiñendo por siglos la visión de las doctrinas de Epicuro, incluso sus ideas atomistas, a las que con frecuencia se asoció no sólo con el ateísmo sino con la decadencia moral.

Las críticas de los estoicos se vieron reencarnadas durante la Edad Media en el rechazo de la Iglesia católica al atomismo, y en formas variadas y a veces casi imperceptibles siguieron representando un escollo para los atomistas hasta casi el siglo XX.

Primer interludio

Pantalones, vacío y filosofía

El logo de los pantalones Levi's muestra un par de jeans atados por ambos lados a sendos caballos que tiran y tiran de la prenda sin poder romperla. Esta imagen es evocativa de, y hay quienes dicen que directamente inspirada en, un grabado de 1657 que muestra no dos, sino ocho caballos de cada lado, tirando no de pantalones irrompibles sino de una esfera de metal de aproximadamente medio metro de diámetro. El experimento de los caballos fue realizado varias veces en plazas públicas y hasta en presencia de reyes por el inventor e investigador Otto von Guericke, originario de la ciudad alemana de Magdeburgo. Y es una de esas demostraciones, como la de Galileo tirando pelotas desde la Torre de Pisa, que han pasado al imaginario popular. Pero ¿por qué querría un señor alemán hacer que un circo de caballos tire en vano en direcciones opuestas de una esfera metálica?

La esfera eran, en realidad, dos semiesferas huecas (conocidas hoy como los hemisferios de Magdeburgo). Lo interesante de la demostración es que las semiesferas no estaban pegadas ni atornilladas ni soldadas ni sostenida la una con la otra de manera alguna. Von Guericke simplemente las puso juntas para formar la esfera (hueca) completa y luego, a través de un agujero, procedió a evacuar el aire de su interior por medio de una bomba. Y he ahí la magia: una vez que en el interior de la esfera no había nada (es decir, había vacío), ni todos los caballeros ni todos los caballos del

rey pudieron partir a Humpty-dumpty en dos. Intuitivamente, uno piensa que la succión del vacío mantiene a las dos semiesferas unidas; en realidad, es la presión del aire exterior la que empuja a una contra la otra: una fuerza que no está compensada por ningún empuje desde adentro, porque adentro simplemente no hay nada.

Pero allá por el 1600, una de las novedades era justamente lograr producir un vacío. De hecho, sin ir más lejos, Otto von Guericke es nada más ni nada menos que el mismísimo inventor de la bomba de vacío, un aparato que permite extraer el aire de un recipiente cerrado. Apenas irnos diez años antes, Evangelista Torricelli había colocado mercurio en un largo tubo y lo había invertido sobre una palangana con mercurio; en la parte superior del tubo aparecía una sección sin mercurio, pero que no podía contener ninguna otra cosa. Ésa había sido la primera evidencia de que el vacío podía existir.

Ahora, esto de experimentar con la nada no era ninguna nadería ni una curiosidad de salón (o de plaza de pueblo), a fin de poner a prueba la fuerza de los caballos. Era más bien una cuestión filosófica de primera magnitud. Durante toda la Edad Media y aun en el Renacimiento, las corrientes filosóficas reinantes eran las que esposaba la Iglesia católica. Y la Iglesia había adoptado las posiciones de Aristóteles, que sostenía que el vacío simple y sencillamente no podía existir. Sus argumentos eran de orden teórico (por ejemplo, su concepción del movimiento de los cuerpos al caer implicaba que un objeto en el vacío debería moverse a velocidad infinita, cosa claramente absurda), y seguramente se

basaban en el rechazo de nuestro sentido común a concebir algo tan absoluto como la nada absoluta.

Pero la Iglesia tenía otros problemas. De alguna manera, la nada total implicaba la ausencia de Dios. ¿Cómo podían decir que la nada existía? Si existía, entonces era "algo"... Y si en algún lugar no hay nada, ¿hay Dios?

El otro gran problema del vacío como concepto era su asociación delictiva con el atomismo. Los atomistas sostenían que el Universo estaba hecho de sólo dos cosas: átomos y vacío. De modo que en su sistema filosófico el vacío es la contraparte esencial de los átomos. Un mundo atómico implica que toda la materia tiene una constitución granular, discontinua y, por lo tanto, entre un gránulo y el otro no puede haber nada. El vacío es esencial a los átomos. Por lo que aceptar la idea de vacío era dar un paso más en el camino del atomismo. A mediados del 1600 ya se estaban dando esos pasos: usando versiones mejoradas de la bomba de von Guericke, el inglés Robert Boyle había comenzado a estudiar la relación entre presión y volumen de gases.

Sin embargo, la idea de vacío se siguió resistiendo. Durante el siglo XIX, por ejemplo, si bien se hablaba de vacío en el espacio exterior, se pensaba que estaba lleno de una sustancia imponderable llamada éter; la luz era considerada una vibración de ese supuesto éter. Finalmente, la idea fue desechada. Aún hoy se considera que el vacío absoluto no es posible. El espacio exterior tiene algún átomo errante aquí y allá. La mecánica cuántica, la rama de la física que nació del estudio de la estructura interna del átomo, predice que el

vacío puede generar partículas de materia de la nada, y que el espacio vacío está en ebullición con estas partículas que aparecen y desaparecen antes de que nadie pueda detectarlas.

Así como alguna vez costó creer que el vacío pudiera existir, e hicieron falta treinta caballos atados a una bola hueca para empezar a convencernos, hoy resulta extraño pensar que la materia aparece y desaparece de la nada en destellos efímeros de creación y aniquilación. ¿Qué experimento llamativo, con caballos cósmicos, nos convencerá esta vez?

Capítulo 2

Del romance frustrado entre la ciencia y el atomismo

El científico no pregunta cuáles son las cuestiones actualmente más importantes, sino "¿cuáles son en el presente resolubles?", o a veces meramente "¿en cuáles podemos realizar un pequeño pero genuino avance?". Mientras los alquimistas buscaran simplemente la piedra filosofal y apuntaran a encontrar el arte de hacer oro, todos sus esfuerzos serían vanos; fue solamente cuando la gente se restringió a sí misma a preguntas aparentemente menos valiosas que se creó la química. Así, la ciencia natural parece perder completamente de vista las preguntas grandes y generales.

Ludwig Boltzmann

Contenido:

§ *El resurgimiento de los átomos*

§ *Átomos y ciencia: primeros choques.*

Durante la Edad Media el pensamiento europeo estuvo dominado por la Iglesia católica. En los primeros siglos este pensamiento tuvo un sabor a Platón debido a la influencia de san Agustín, quien seguía a este filósofo griego. Más tarde la Iglesia adoptó las ideas de Aristóteles a través de los trabajos de Tomás de Aquino... Estas ideas se convirtieron en su dogma, es decir, en verdades indiscutidas. La actividad académica se transformó en la lectura e interpretación de los textos de Aristóteles y sus comentaristas, en los cuales se creía que yacía toda la sabiduría y conocimientos existentes: la obra de Aristóteles era considerada perfecta y completa, y bastaba leerla con cuidado para encontrar allí las respuestas a todas las preguntas. La Edad Media no fue una buena época para los átomos. La Iglesia rechazaba las ideas atomistas por principios filosóficos (ni Platón ni Aristóteles eran fanáticos de los átomos, sino todo lo contrario), pero también por cuestiones morales y religiosas.

A partir del 1400 este orden de cosas comenzó a resquebrajarse. Los pueblos de Europa se embarcaron en osados viajes de exploración que los expuso a infinidad de nuevas fuentes de información, y reveló lugares de ensueño y pesadilla, como el continente americano; también se desarrollaron crecientes centros urbanos con numerosos mercaderes y artesanos que inventaban cosas rarísimas, como anteojos, telescopios o imprentas. En ese ambiente, la curiosidad de a poco empezó a pesar más que el dogma. A partir de más o menos el 1600, en un clima de debate más abierto, nació lo que hoy conocemos como ciencia. Galileo Galilei, en muchas

formas, representa el nacimiento de esta nueva forma de conocer el mundo y entender la realidad.

Galileo comenzó por no tomar la palabra de Aristóteles como sagrada y de tratar de generar sus propias ideas basadas en sus propias observaciones. No miremos libros sino piedras cayendo, pregona. Pero a esta actitud de observación y experimentación Galileo le sumó otro ingrediente interesante: el uso de ideas abstractas y de la matemática para describir lo que veía (este ingrediente provenía seguramente de las escuelas platónicas de pensamiento). Galileo confiaba más en el ojo de la mente que en los ojos del cuerpo. Por ejemplo, al estudiar la caída de objetos decidió ignorar los efectos de la fricción y los accidentes del movimiento, y alcanzar una descripción matemáticamente simple del movimiento. Con el uso de la matemática, Galileo y sus seguidores lograron formular predicciones cuantitativas de fenómenos que podían comprobarse empíricamente por observación o experimentación. Por ejemplo, la fórmula de caída libre permitía calcular los tiempos de caída, y sus ecuaciones de tiro de proyectiles lograban predecir con qué ángulos apuntar para lograr un blanco determinado.

En definitiva, de la conjunción de estas dos actitudes (la observación y contrastación empírica por un lado, y la invocación de descripciones abstractas y del uso de la matemática por el otro) nació la ciencia moderna. En las filosofías anteriores estos dos aspectos de la ciencia estaban divorciados. Si bien ésta fue una relación más que fructífera, tampoco fue perfecta; los dos aspectos, el empírico y el abstracto, habrían de presentar fricciones por

siempre. Desde entonces y hasta la actualidad, hay tanto científicos individuales como épocas y movimientos que favorecen uno u otro de los aspectos. A veces estas preferencias son puramente idiosincrásicas, o una cuestión de talentos, así, Robert Brown tenía un enorme talento para la cosa empírica, pero no era tan ducho en lo teórico, y veremos que John Dalton era bueno teorizando y algo desastroso en el laboratorio, y otras veces las diferencias tienen más que ver con posturas filosóficas sobre el papel de la observación y la teoría en el conocimiento científico.

Otro de los aspectos fundamentales de la ciencia que apareció con fuerza en el Renacimiento fue la capacidad de concentrarse en cuestiones pequeñas, acotadas y resolubles, en vez de en grandes esquemas filosóficos que sólo contestaran las grandes preguntas.

Al mismo tiempo que la ciencia tomaba forma, las ideas atomistas cobraban nuevo impulso y sufrían sus propias transformaciones.

§. El resurgimiento de los átomos

Como mencionamos en el capítulo anterior, las ideas atomistas atribuían a las colisiones azarosas de los átomos todos los fenómenos visibles, y excluían explícitamente la necesidad de una inteligencia cósmica (Providencia) que lo guiara todo. Además, Epicuro negaba la inmortalidad del alma, ya que, para él, estaba compuesta de átomos que se dispersaban en el momento de la muerte. No muy cristiano que digamos. Había también otros temas más esotéricos, pero tan espinosos como éstos; por ejemplo, para el catolicismo hay un milagro de suma importancia: la

transubstanciación del pan y el vino en la carne y sangre de Cristo (milagro denominado eucaristía). El atomismo negaba que tal milagro pudiera ocurrir. Para colmo de males, las ideas de Epicuro habían sido vilipendiadas injustamente por los estoicos, que habían esparcido con éxito una visión de los epicúreos que los definía como vagos y borrachos abocados a los más bajos deleites y a una vida de corrupción y vicio. El atomismo estaba, por lo tanto, asociado no sólo con un abyecto ateísmo sino con una moralidad profundamente reñida con cualquier precepto cristiano.

A pesar de todo esto, el atomismo comenzó a resurgir en el Renacimiento debido fundamentalmente a su irresistible elegancia intelectual. Galileo y muchos otros empezaron a especular sobre la composición de las cosas y a jugar con la idea de la composición corpuscular de la materia (o sea, que todo está hecho de corpúsculos, es decir, de átomos) como posible herramienta para explicar fenómenos observables.

Al principio ésta era una osadía no exenta de peligros, porque, como bien sabemos, enfrentar a la Iglesia y a la Santa Inquisición no era un pasatiempo saludable, a menos que uno quisiera que lo quemaran vivo en la plaza del pueblo. Sin embargo, la idea de los átomos tuvo la suerte de caer en manos de religiosos con más ingenio, que reconocieron de inmediato el valor intelectual de la noción, y advirtieron que no tenía necesariamente que estar asociada a las supuestas características morales de Epicuro. Se inició entonces una campaña de “depuración” de la filosofía atomista. La figura central de este esfuerzo fue Pierre Gassendi, un;

cura y filósofo francés, que fue seguido y acompañado por otros. Estos pensadores dieron vuelta como tortillas varios de los argumentos de los antiatomistas. Por ejemplo, que todo fuera el producto de colisiones de átomos, decían, no estaba reñido con la existencia de la Providencia sino todo lo contrario: ¡era una prueba de su existencia! El atomismo planteaba que todo lo que vemos es el producto de la colisión de unos átomos contra otros. ¿Cómo es posible concebir que el choque azaroso de átomos genere cosas tan sublimes como la hoja de un arce o los Angeles de Charlie? Simple, argumentó Gassendi: porque los átomos deben estar guiados en sus colisiones por la Providencia, por la voluntad de Dios. El choque de átomos no es azaroso, decía, está guiado, y por eso el atomismo sostiene la existencia de Dios. Astuto argumento, ¿no?

A medida que la idea de los átomos fue volviéndose más aceptable, cada vez más y más científicos fueron incorporando los postulados atomistas a sus formas de pensar. En los años 1700, Isaac Newton, que era profundamente religioso, expresaba:

Me parece probable que Dios en el principio formó la materia en partículas sólidas, macizas, duras, impenetrables y movibles; de tamaños y formas y con otras propiedades y en tal proporción al espacio de modo que condujeran mejor al fin con el que Él las formó [...].

§. Átomos y ciencia: primeros choques

Pero no todo era color de rosa. Ni bien el atomismo empezó a volverse digerible para los religiosos, los propios científicos comenzaron a rechazarlo.

A pesar de que muchos científicos profesaban ideas atomistas, era bastante poco lo que podían hacer con los estrictos preceptos que ellos mismos iban desarrollando y que iban constituyéndose en un nuevo estándar de rigor. De acuerdo con los parámetros de la ciencia, no bastaba con tener una buena idea si ésta era vaga y general. Se requería que el problema fuera expuesto de manera precisa, de preferencia de forma matemática, y que las ideas propuestas condujeran a predicciones concretas, de ser posible cuantitativas, que a su vez pudieran ser puestas a prueba mediante la observación o la experimentación. Era mejor resolver precisamente una pregunta minúscula que dar respuestas vagas a preguntas mayúsculas, tal como siglos más tarde lo expresaría el físico austriaco Ludwig Boltzmann (y como puede leerse en el epígrafe de este capítulo).

¿Y qué podían cuantificar, medir o predecir los científicos de esa época, que tuviera que ver con los átomos? Más bien nada. Debido a estas falencias la ciencia se fue tomando en contra de las ideas atomistas. Esto lo vemos reflejado en Francis Bacon, pensador inglés con frecuencia considerado el padre del método científico.³ En su juventud supo ser hinchado de las ideas atomistas, pero en la vejez fue cambiando de camiseta. Para el Bacon maduro realmente no existían evidencias concluyentes que respaldaran la idea de átomos.

³ La visión estereotipada de método, observación, hipótesis, experimento, conclusión, etc., es, básicamente, una caricatura de las reflexiones de Bacon.

¿Cuáles eran los experimentos y observaciones que la fundamentaban? A medida que Bacon se casaba más y más con un posible “método de investigación” las ideas teóricas le resultaban más y más inaceptables; una actitud que veremos una y otra vez en la historia de la teoría atómica.

De este modo, vemos que los científicos no lograban encontrar un uso de las ideas atomistas dentro del marco de la propia ciencia y, aun dentro de sus cuadros, muchos mostraban desdén por estas ideas de corte demasiado abstracto y especulativo. En el mundo intelectual, la guardia vieja, representada por pensadores inscriptos en comentes aristotélicas, rechazaban el atomismo de plano, y para colmo los religiosos todavía se mostraban recelosos. Definitivamente, no era una buena época para ser atomista.

Sin embargo, con un poco más de tiempo la ciencia maduraría ciertas ideas más precisas y cuantitativas sobre las sustancias químicas y las formas en que se combinan y cambian. Estos descubrimientos abrirían una brecha, pequeña y humilde al principio, por la que se colaría una visión científica de los átomos. Esto conduciría a una revolución del pensamiento y de la manera en que entendemos el mundo. Este trabajo se inició en Francia con Lavoisier, pero pasaría más de un siglo desde el nacimiento de una química científica hasta la aceptación definitiva de la existencia de los átomos.

Segundo interludio

Un galileo inglés

Ahora te he conducido hasta las puertas de la morada de la naturaleza, donde sus misterios yacen escondidos. Si no puedes entrar, porque las puertas son muy angostas, entonces abstráete y contráete matemáticamente hasta un átomo, y entrarás fácilmente, y cuando salgas de nuevo, dime qué cosas milagrosas viste.

Thomas Harriot, carta a Kepler en 1606

La obra *Enrique IV* de William Shakespeare tiene una superabundancia de Enriques. Primero está el rey Henry y su hijo, también Henry, aunque mejor conocido como Hal. Los malos de la película son, para nuestra confusión, también una familia llena de Enriques, los Percy: Henry Percy, conde de Northumberland y su hijo, también llamado Henry Percy, mejor conocido como Harry Hotspur. Los miembros de la familia Percy, casi todos ellos Henry y casi todos condes de Northumberland, jugaron roles importantes en la historia de Inglaterra, normalmente como traidores a la corona (enemigos de la dinastía de Enrique VIII, otro Henry), y un papel de reparto en la historia de la ciencia y del atomismo.

En la época del mismo Shakespeare, el noveno conde de Northumberland era conocido también como el Conde Brujo, no porque practicara magia negra, al menos no que se sepa, sino simplemente porque supo rodearse de intelectuales y artistas que cuestionaban muchas de las creencias dominantes. Este Henry Percy (1564-1632) fue acusado de alta traición y condenado a cautiverio en “la Torre”.

El Conde Brujo (a quien no debemos confundir con Drácula)⁴ era un mecenas de las artes y las ciencias. Entre su séquito de pensadores (al que se conoce como el Círculo de Northumberland) se contaba al dramaturgo Christopher Marlowe, al explorador y aventurero sir Walter Raleigh y a un oscuro pero diligente científico de nombre Thomas Harriot,

Harriot investigó incansablemente la matemática y la física e hizo notables observaciones. Fue una de las primeras personas en enfocar un telescopio al cielo estrellado. Normalmente se le atribuye a Galileo el uso astronómico e incluso la invención del telescopio. Pero resulta que Harriot estaba haciendo las mismas cosas al mismo tiempo ^si no antes, que Galileo. Harriot, como su colega italiano, observó las manchas solares y las lunas de Júpiter.

Las semejanzas entre Harriot y Galileo no terminan ahí. Así como Galileo tuvo un feroz enfrentamiento con la Santa Inquisición de la Iglesia católica (la cual lo llevó a abjurar de sus ideas astronómicas y a una condena de humillante silencio y arresto domiciliario), Harriot también tuvo problemas con el *establishment* inglés. En

⁴ Drácula es, en inglés, un “count” pero el Conde Brujo era un “*earl*” como en el té *Earl Grey*. Se trata de un título nobiliario diferente, que lamentablemente se traduce también como “conde”.

parte se debió a su asociación con el Conde, sobre cuya familia pendía eternamente la sospecha de traición a la corona. Pero en gran medida se debió a algo más. Galileo había cometido el pecado del geocentrismo; Harriot uno peor: era atomista.

En efecto, Harriot sostenía, como Demócrito, que todo el Universo no era sino partículas y vacío. Además, suscribía las nociones materialistas por las cuales todos los fenómenos de la naturaleza podían explicarse por interacciones entre los átomos. Éste era el atomismo de Lucrecio y Epicuro. Es más, en esa época todos asociaban las ideas atomistas, sin importar matices, con Lucrecio, Epicuro y el ateísmo. Ser atomista era sinónimo de ser ateo, y ser ateo era básicamente un crimen del espíritu, que debía ser condenado.

Harriot fue acusado de ateísmo y su morada registrada de punta a punta, pero nada pudo probarse. Se decía que en el círculo de Northumberland se enseñaba a despreciar a Moisés y se negaba a Jesucristo. Eventualmente, el hermano del Conde fue capturado con las manos en la masa, en una traición de verdad, y en la misma causa cayeron el Conde Brujo y sus “secuaces”. Harriot también fue a parar a “la Torre” por un tiempo, cosa que afectó su salud y, se especula, lo catapultó a una muerte temprana.

Es notable cómo ciertas concepciones del Universo material (átomos o no átomos) pueden tener tanto impacto en la manera en que sentimos y entendemos nuestro mundo espiritual. Esta tensión puede verse actualmente en Estados Unidos con la teoría de la evolución. Para muchos, aceptar que todos los seres vivos

descienden de un ancestro común por innumerables y pequeñísimos cambios genéticos implica casi negar la existencia de Dios. De hecho, la teoría evolutiva, como la atómica, plantea una visión materialista de ciertos procesos. ¿Está esta visión intrínsecamente reñida con el pensamiento religioso? ¿Será posible que en algunos años más todos se sientan cómodos con las ideas evolutivas, ateos y teístas por igual, y que, como con la teoría atómica, esa dicotomía pase a la historia?

Mientras tanto, esperemos que no pase como con Galileo o Harriot y que exista la libertad para explorar y enseñar las ideas que van surgiendo de las galeras de los científicos.

Capítulo 3

Elemental

Contenido:

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

§. Un hombre de la pesada

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

En 1775 Antoine y su bella esposa Marie se mudaron al mismísimo Arsenal de la Pólvora. Allí Lavoisier no sólo tenía una cómoda vivienda sino además un bien equipado laboratorio donde hacer los más sofisticados experimentos de la época. Todo a cuenta del gobierno. El Arsenal de la Pólvora estaba conectado por un túnel subterráneo con la Bastilla, la prisión que los revolucionarios tomaron en 1789, marcando el hito que los historiadores reconocen como el inicio de la Revolución Francesa. Mientras fuera del Arsenal tomaban forma los eventos revolucionarios, dentro de él Lavoisier ponía en movimiento lo que el mundo iba a conocer como la Revolución Química.

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

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

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

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

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

(como las que Lavoisier usaba en sus negocios) podía revelar qué se transformaba en qué. En este caso, vidrio en residuo.

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

§. El misterio del peso de los calcinados metálicos

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

Además, se sabía que los metales pueden ser transformados a su vez si se los calienta; algunos incluso arden en llamas al ser calentados.⁵ Cuando un metal arde, o es expuesto al fuego, generalmente cambia a una nueva sustancia que no tiene nada de metálica, sino que es terrosa, quebradiza o polvorienta y con colores llamativos, que dependen del metal en cuestión (blanco para el magnesio, marrón o negro para el cobre). El proceso se llama “calcinación de metales” y las sustancias derivadas de ellos se llaman “cales” o “calcinados metálicos”... o al menos así se llamaban antes de la revolución química. Se trata, evidentemente, de una reacción química en la que una sustancia (el metal) se transforma en otra (el calcinado). Pero resulta que esas cales eran básicamente

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

idénticas a los minerales de donde se extraía el metal. La interpretación más razonable era que en la combustión (es decir, la calcinación) los metales perdían flogisto y se volvían cales nuevamente.

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

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

En ese momento Lavoisier percibió, con gran astucia, que estaba a las puertas de descubrimientos muy importantes. Pensó, en primer lugar, que el calcinado es una *combinación* de metal más algo que está en el aire, o quizás el aire mismo. Si eso era así, entonces en principio sería posible *descomponer* el calcinado y obtener de nuevo el metal y el gas en cuestión, ya sea aire o una parte del aire.

§. El aire respirable: un nuevo gas

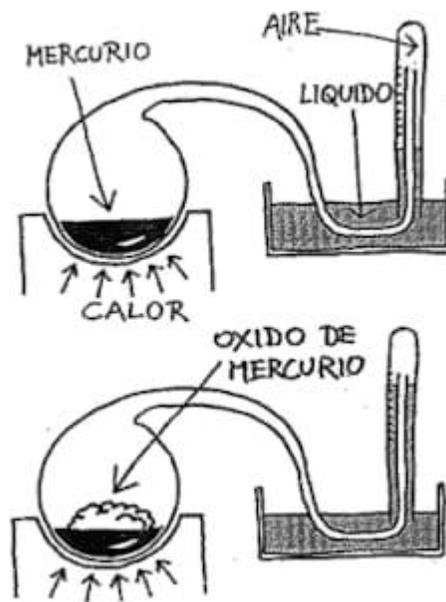
Tal descomposición no resultó fácil de realizar. Pero Lavoisier tuvo la fortuna de cenar con un científico inglés, Joseph Priestley, quien le comunicó su éxito en la descomposición del calcinado de mercurio. Esta sustancia roja, al ser calentada a altas temperaturas, producía mercurio líquido y metálico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

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

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

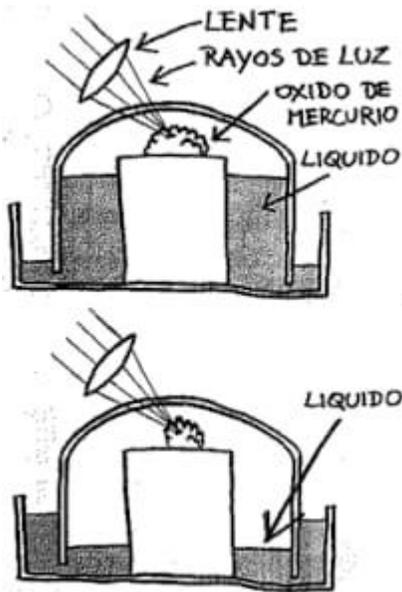
Puso en un frasco una cantidad de mercurio; el frasco estaba conectado con otro recipiente que contenía aire común, pero estaba aislado de la atmósfera, como se ve en la figura. Lavoisier procedió a calentar este mercurio por doce días. De hecho, instaló una cama en el laboratorio para poder observar lo que ocurría día a día. El mercurio fue transformándose en un calcinado rojo, y la cantidad de aire en el frasco adyacente fue disminuyendo, probando que el mercurio estaba absorbiendo parte del aire. El proceso se detuvo

cuando el volumen del aire había disminuido a $\frac{4}{5}$ del original (o sea, el 20% había desaparecido). Es decir que 20% del aire es un gas que se combina con metales. El gas que quedó en el frasco no sostenía una llama ni era bueno para respirar (hoy se lo conoce como nitrógeno).



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

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



§. Un comodín químico

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

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

§. Ingredientes irreducibles y la nueva química

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

Así como muchas sustancias son combinaciones de oxígeno con algo más, deben existir otras sustancias que son combinaciones de otras cosas. Y así es: el nitrógeno y el hidrógeno se combinan para dar amoníaco. Nuestros cuerpos contienen carbón e hidrógeno combinado con otras cosas. En la concepción de Lavoisier estaba emergiendo una nueva forma de ver las cosas. Hay sustancias que están compuestas de otras sustancias. Esto es fácil de ver, porque

pueden descomponerse (como la cal de mercurio) o formarse por combinación (como el aire fijado). Hay otras sustancias, en cambio, que no pueden armarse a partir de otras ni obtenerse por descomposición. Esas sustancias son muy especiales, porque son los ingredientes básicos con los que se hacen todas las demás. Lavoisier las denominó, por supuesto, “*elementos químicos*” Propuso además una manera conceptualmente muy sencilla de identificar los elementos: si una sustancia se descompone, no es un elemento; si una sustancia puede obtenerse por combinación de otras dos, tampoco. Las demás son elementos.

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

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

hidrógeno, los cuales siguen conservando hoy día ese especial estatus.⁶

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

La batalla de las palabras

Lavoisier sabía que sus ideas serían difíciles de digerir y aceptar por la comunidad científica. La mayor parte de los químicos de la época estaban casados con las ideas del flogisto y su propuesta consistía en una concepción intensamente nueva de qué sucede en toda reacción química. Advirtió entonces que debía establecer una

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

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

verdadera batalla de relaciones públicas para lograr que sus ideas resultaran apetecibles a los pensadores de la época y tomaran asidero en la comunidad científica.

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

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

Hasta entonces las sustancias químicas tenían nombres misteriosos. Se hablaba, por ejemplo, de aqua regia, de aceite de vitriol, de aire fijado, polvo de algaroth. Muchas veces una misma sustancia recibía varios nombres distintos; por ejemplo, tártaro vitriolado, arcano duplicado o sal policresta de Glaser eran todos nombres del actual sulfato de potasio. En su tratado, el cuarteto infernal de la química propuso un sistema más lógico, sistemático y elegante. En el nuevo esquema, los elementos tenían nombres simples y, los compuestos, nombres complejos, por lo general

binarios, basados en los elementos presentes en cada compuesto. El esquema estaba inspirado en el sistema binario de nomenclatura zoológica. El cuarteto respetó casi todos los nombres de los elementos aceptados en esa época: oro, plata, hierro, carbón, y los nombres de los elementos que acababan de ser descubiertos, como el hidrógeno y el oxígeno. Un compuesto de dos elementos recibía un nombre derivado de los elementos; como cloruro de sodio, óxido de plata, sulfuro de hidrógeno; El agua pasó a ser óxido de hidrógeno. Otras sustancias recibían nombres más complejos, como sulfato de cobre (que contiene azufre, oxígeno y cobre) o ácido nítrico. El sistema ideado por el cuarteto infernal es el que sobrevive, con modificaciones, hasta el día de hoy.

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

Esta nueva concepción de la química como un juego de armar y desarmar combinaciones de elementos se cruzaría en pocos años más en el camino intelectual de Dalton y su bagaje de ideas atomistas. El encuentro sería monumental.

Tercer interludio

Safonnières y las mujeres en la química

En el Metropolitan Museum de Nueva York hay un gran cuadro por un tal Jacques Louis David. En él, la figura central es una mujer de pie, de amplio vestido y abundantes rulos, recostada ligeramente sobre el hombro de un hombre joven, quien, pluma en mano y sentado frente a una mesa con instrumentos químicos de vidrio, tiene sus ojos de bebé posados con admiración sobre ella. Éste es el retrato más conocido de Antoine Laurent Lavoisier y fue pintado en 1778. La mujer, naturalmente, es su esposa, Marie Anne Paulze-Lavoisier.

Marie Paulze fue, sin duda, una figura central en la vida de Antoine. Se casó con él a los catorce años para evadir los asaltos de un pretendiente que aborrecía. Pero en no mucho tiempo esa niña se convertiría en la asistente del más grande químico de la época. Marie tenía facilidad para los idiomas y aprendió pronto latín e inglés, y fue quien tradujo al francés para su marido todas las cosas que los químicos ingleses publicaban. Asimismo, tomó clases de dibujo con el mismo David (el autor del retrato), estaba a cargo de las ilustraciones de los libros de Antoine y es posible que lo haya asistido en muchos de sus experimentos.

Además de todo esto, Marie mantenía ardiendo la viva dinámica de “Lo de los Lavoisier” Antoine se dedicaba a la investigación a la mañana temprano y a los negocios por la tarde; el sábado era una fiesta de la ciencia: venían de visita sus amigotes y hacían

experimentos juntos y debatían toda la tarde. Los Lavoisier también organizaban unas cenas bacanales a las que asistían todos los figurones del pensamiento de la época, incluidos extranjeros como Benjamín Franklin y Joseph Priestley. Y en esas veladas Marie era la verdadera estrella de la conversación, según dicen, por la irresistible combinación de su inteligencia, su don de gentes y su belleza. Fue en una de esas veladas, precisamente, cuando Priestley contó a los comensales acerca de sus experimentos con óxido de mercurio.

Marie mantenía, a su vez, un *salón*, un ámbito donde las mujeres pudientes de París se reunían a discutir de ciencia y filosofía. Como la educación universitaria les estaba absolutamente vedada, estas tertulias se convertían realmente en una facultad informal, a la que invitaban a famosos a dar charlas y se leían los trabajos que ellas mismas producían. Marie Paulze-Lavoisier no era la única *salonnière* en París en esa época sino parte de un movimiento bastante común. Más tarde, con la Restauración sobrevino una presión para hacer de las mujeres de la aristocracia otra vez cosas opulentas y bobas que exponer en los palacios, y los salones desaparecieron.

En el siglo XIX muchos científicos tuvieron asistentes femeninas, las cuales, aunque sin posibilidad de reconocimiento o crecimiento importante, encontraron lugares donde aplicar sus talentos y vocaciones. Ése fue el caso de la esposa de Berzelius (destacado químico atomista). Las mujeres siguieron encontrando escasas oportunidades de participar en la ciencia hasta bien entrado el siglo

XX. De hecho, no fue sino hasta principios de ese siglo cuando se volvió frecuente permitir su ingreso en las universidades.⁸

El ingreso de las mujeres en las universidades no significó que las cosas se volvieran sencillas. En muchas de esas instituciones hubo manifestaciones de los estudiantes en contra del cambio, por lo que las mujeres debían sentarse en sectores especiales de las aulas, y ni hablar de conseguir trabajo en un laboratorio. En el área de la química hubo tres campos que fueron especialmente permeables a las mujeres a partir de comienzos del 1900: la cristalografía de rayos X, la radiactividad y la bioquímica. Los tres campos eran, en ese entonces, disciplinas nacientes donde las mujeres podían encontrar nichos inexplorados por los hombres. También fueron áreas con mentores lo suficientemente abiertos y personas de bien como para aceptar mujeres en sus grupos de investigación y alentarlas en su carrera. Entre las muchas mujeres que florecieron en esos ambientes, podemos contar a Dorothy Crowfoot Hodgkin, Marie Sklodowska Curie, Irène Joliot-Curie, Maria Goeppert, Mayer, Gerty Radnitz Cori o Trudy Elion, todas ganadoras del Premio Nobel. Entre las bioquímicas tenemos a Lenore MicKaelis y Maude Menten, autoras de una ecuación que lleva sus nombres y que todo estudiante de bioquímica debe conocer.

La carrera de Dorothy Hodgkin (quien ganó el Nobel en 1964 por su resolución de la estructura tridimensional de la penicilina y la vitamina B₁₂) ilustra bien los sacrificios y condiciones que se

⁸ La Universidad de Londres graduó mujeres en 1878 y la de Múnich tenía alumnas en 1865; en Estados Unidos incluso había universidades para mujeres (la primera de ellas fue Vassar, fundada en 1865). Pero, por ejemplo, la Universidad de Cambridge en Inglaterra no otorgó formalmente títulos a mujeres ¡sino hasta 1948!

requieren para abrirse camino en un campo dominado por los hombres. Por años trabajó sin puesto o salario de profesor en un sótano en la Universidad de Oxford, Inglaterra, donde ni siquiera le estaba permitido comer en el mismo comedor que los investigadores varones. Hodgkin, obviamente, tuvo que tener dosis masivas de tolerancia, perseverancia y fe en sí misma. Pero para que no pensemos que el cambio de una sociedad le corresponde sólo a un género, recordemos que para triunfar ella requirió también de un jefe de tesis como J. D. Bernal, que tuviera la disposición de aceptar y alentar a una mujer en su laboratorio,⁹ de un marido que estuviera dispuesto a compartir la crianza de los hijos de un modo no muy popular en ese entonces, y de hombres jóvenes que tuvieran el coraje de ser admiradores y discípulos de una científica mujer en un laboratorio enterrado en un sótano.

Marie Paulze y Antoine Lavoisier no tuvieron hijos. Casi ninguna *salonnière* los tuvo. Las responsabilidades de sus vidas académicas resultaban incompatibles con sus roles domésticos. Esto no fue cierto para muchas otras científicas. Hodgkin tuvo tres hijos. Tres hijos y un Premio Nobel. Admirable, ¿no? Sin embargo, nadie pregunta cuántos hijos tiene un *hombre* cuando gana el Premio Nobel. Porque reconocemos que la maternidad, más que la paternidad, reporta un consumo extraordinario de energía, y que se requiere una persona extraordinaria para combinarla con los esfuerzos demandados por la ciencia. La terrible carga que implica

⁹ Bernal, a su vez, fue discípulo de W. H. Bragg, que junto con su padre había fundado la ciencia de la cristalografía de rayos X; ambos conocidos por su respeto intelectual a las mujeres, tuvieron varias estudiantes en sus laboratorios y fomentaron una cultura de trabajo que incluía y estimulaba a las mujeres.

la duplicidad de deberes del hogar y el laboratorio se siente hoy quizá más que nunca. Algo que tanto las universidades como los gobiernos parecen negar es que, si bien tener una esposa es una gran ayuda para un científico, tener un marido representa una carga. Como dijo alguna vez una profesora cuando le preguntaron por qué seguía soltera: “Me casaría si encontrara una buena *esposa*”.

Capítulo 4

Dalton físico: cuestión de pesos

Contenido:

§. *Pocos, pero con peso.*

§. *Pesos relativos*

§. *Proporciones fijas*

§. *¿Cómo se prende una lamparita?*

§. *Fanático del aire.*

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

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

§. Pocos, pero con peso

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

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

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

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

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

Pensemos un momento en esto, porque es un punto de transición en la historia de la ciencia. Dalton propone que todos los átomos de hidrógeno tienen un peso que los caracteriza y que todos los átomos de oxígeno tienen otro peso distinto. Dos átomos del mismo tipo (digamos oxígeno) no pueden tener pesos diferentes, son todos iguales. En principio, uno podría ordenar todos los tipos de átomos por su peso, desde el más liviano al más pesado. Es importante notar que a partir de las nociones atomistas antiguas (en las que existen innumerables tipos de átomos con incontables propiedades diferentes), Dalton impone limitaciones fuertes: existe un número más bien pequeño de tipos de átomos y cada uno tiene un peso característico. La idea se vuelve más acotada y específica, pierde vaguedad. Esto, como veremos, permitirá ponerla a prueba. Es la misma diferencia entre la vaguedad de un horóscopo que dice que “hoy te pasarán cosas” y otro que vaticina: “hoy a las 10.30 de la mañana te caerá un piano de 542 kilos en la cabeza desde un piso séptimo en la esquina de Florida y Lavalle”

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

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

§. Pesos relativos

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

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

Supongamos ahora que podemos descomponer una sola molécula de agua en oxígeno e hidrógeno: obtendremos un átomo de oxígeno y un átomo de hidrógeno. Si descomponemos 1.000 moléculas de

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

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

Esta falla hizo que el esquema quedara rengo y poco convincente hasta que se encontró una solución, como veremos más adelante. Sólo que para entonces Dalton ya estaba muerto.

§. Proporciones fijas

La técnica de Dalton se basa en entender los compuestos como sustancias con una composición definida y característica de elementos, la cual es independiente de la manera en que dicho compuesto se forma (en la naturaleza) o se obtiene (en el laboratorio). Por ejemplo, el amoníaco está compuesto por hidrógeno y nitrógeno, y por cada gramo de hidrógeno hay unos 4,7 gramos de

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

nitrógeno. Esto es así tanto con el amoníaco de París como con el de Hanoi, y si hubiera amoníaco en la Luna sin duda tendría esta misma composición.

Este supuesto era tenido como cierto por casi todos los químicos a partir del trabajo de Lavoisier. Una vez que éste dejó sentada la nueva química, basada en la idea de elementos y compuestos químicos-, gran parte del esfuerzo investigativo de las personas curiosas se volcó a encontrar de qué estaban hechas las cosas y, buscando aún mayor precisión cuantitativa, de cuánto de cada cosa. Esto produjo una enorme cantidad de información disponible en los años de Dalton. Sin embargo, la idea fue puesta en tela de juicio por uno de los colaboradores del mismo Lavoisier, Claude Louis Berthollet,¹² uno de los autores del *Méthode de nomenclature chimique* en 1787. Berthollet sostenía que las proporciones de cada elemento variaban entre un máximo y un mínimo posibles, y presentó resultados experimentales que avalaban lo que decía. Sus resultados e ideas fueron cuestionados por Joseph Louis Proust, quien pudo retrucar muchos de los ejemplos ofrecidos por Berthollet. La disputa entre los dos fue encarnecida. Con el tiempo, los químicos se inclinaron a favor de Proust. Hoy en día, la idea de que las sustancias tienen una composición fija y característica se conoce como la Ley de Proust, a pesar de que aun mucho antes de sus trabajos la idea era considerada como de sentido común.

¹² Berthollet fue un químico de inteligencia penetrante, del que normalmente se habla poco. Fue un favorito de Napoleón, quien lo llevó a Egipto como parte de su séquito científico. Berthollet trabajó arduamente durante su carrera para crear un sistema teórico que amalgamara las ideas de Lavoisier con las viejas nociones de afinidad entre las partes de las sustancias.

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

¿Cómo se prende una lamparita?

Cuando uno estudia un episodio de la historia de la ciencia, muchas veces se pregunta: ¿cómo cuernos se le pudo ocurrir semejante idea a este sujeto? ¿De dónde la sacó?

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

invención) y formulamos ideas imaginarias que calzan con la evidencia.

En el caso de Dalton la tarea es difícil. Casi todos los cuadernos que escribió el pensador inglés y en los cuales fue anotando sus ideas, experimentos, resultados, conjeturas e hipótesis fueron depositados, tras su muerte, en una colección en la Sociedad Filosófica de Manchester, de la cual Dalton fue presidente y con la que estuvo científica y emocionalmente muy ligado. La sede de la Sociedad fue prácticamente destruida en un bombardeo nazi la Nochebuena de 1940 y los papeles de Dalton ardieron con el edificio. De modo que se sabe poco de la génesis de la idea de los átomos. Por mucho tiempo hubo una historia oficial basada en el relato de un contemporáneo (Thomas Thomson), pero los historiadores han desmentido esa versión y han acumulado evidencia en tomo a otra.¹³

§. Fanático del aire

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

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

colegios en donde trabajó tuvo acceso a los textos científicos más importantes de la época, como los del Boyle, Newton y Lavoisier.

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

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

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

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

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

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

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

A continuación, Dalton cerró este trabajo con una pequeña tabla de elementos a los cuales les atribuyó su peso relativo de acuerdo con

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

la técnica descrita más arriba en este capítulo: mediante el análisis de la composición en masa de compuestos de esos elementos. Decidió que el hidrógeno, el elemento más liviano, sería su punto de comparación, y le atribuyó, por lo tanto, el peso relativo arbitrario de “1”. Al nitrógeno, que según sus cálculos era cuatro veces más pesado que el hidrógeno, le asignó el peso relativo de “4”. Así surgió la primera tabla de “pesos atómicos”.

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

Cuarto interludio

Bueno y simple, como la avena

Un año después de su encuentro con Darwin, el viejo y famoso botánico Robert Brown viajó hasta la Universidad de Oxford para recibir un doctorado honorífico. En la misma ceremonia recibieron sus doctorados el físico Michael Faraday y John Dalton, quien por entonces superaba, como Brown, los sesenta años. En su madurez, el reconocimiento científico de Dalton había ido creciendo. Su fama fue tal que el mismo rey de Inglaterra, Guillermo IV, lo recibió en audiencia junto a otros notables. Las normas protocolares exigían que Dalton luciera para esa ocasión atavío militar, con todo y espada. Dalton se negó rotundamente a hacerlo. Sus amigos intervinieron y lograron que el acto se realizara con Dalton vestido en la toga tradicional universitaria que Oxford le había otorgado. Cuando llegó el día y finalmente al científico le tocó saludar al rey, éste, sabiendo que Dalton provenía de una localidad en donde se habían producido revueltas y disturbios políticos, le preguntó al pensador: “¿Todo tranquilo en Manchester, míster Dalton?”. La respuesta dejó atónitos a los concurrentes: “Bueno, qué sé yo, ni fu ni fa” dijo el padre de la teoría atómica. Algún colega le reprochó luego su falta de modales cortesanos, a lo que Dalton respondió: “Puede ser, pero ¿qué le puedes decir a gente como ésa?”.

¿A qué se debió el comportamiento tan irreverente de Dalton? La explicación más sencilla es la que estaba en boca de sus colegas aristocráticos por aquel entonces: John Dalton era un hombre pobre

y sencillo, autodidacta, con acento de campo y una dicción espantosa que delataba sus orígenes y lo separaba de la mayoría de los científicos ingleses de la época, acaudalados y llenos de tiempo libre y manerismos de nobleza.

Pero si esta explicación es cierta, no es completa. Hay otra, más profunda y que habla no sólo de los cambios que afectaban a la Inglaterra de la revolución industrial, sino de la fuerza espiritual de muchos de los que la llevaban adelante. John Dalton era cuáquero.

El movimiento cuáquero es una forma de cristianismo que fue fundada en Inglaterra a mediados del 1600 por un tal George Fox. Se denominaron a sí mismos La Sociedad Religiosa de Amigos o a veces, simplemente, “los Amigos”, pero al tiempo se los conoció con el apodo más memorable de “cuáqueros” Desde el principio fueron un grupo muy peculiar de cristianos pacifistas. No tenían curas o ministros ordenados y cualquiera podía comenzar un “servicio”, que consistía simplemente en reflexiones grupales. Se oponían vehementemente a la guerra y a la violencia, trataban de fomentar la solidaridad, y creían fuertemente en el principio de igualdad, que se expresaba en su rechazo de los títulos honoríficos y nobiliarios, y su creencia en la igualdad espiritual del hombre y la mujer. Además, eran devotos amantes de la educación. Esta devoción, unida a su sed de igualdad y solidaridad, los condujo a fundar y administrar escuelas donde los jóvenes de su congregación pudieran recibir una buena instrucción, y también a trabajar para ayudar a familias menos pudientes para que lograran mandar a sus hijos a la escuela.

John Dalton nació en un pueblo del norte de Inglaterra no muy lejos de Manchester, una zona de gran influencia de la comunidad cuáquera. Su padre era un hilandero de pocos recursos, y si no hubiera sido porque era cuáquero, posiblemente John habría sido víctima de sus orígenes humildes y no habría incursionado en la ciencia. Gracias al compromiso de los Amigos con la igualdad y la educación, John pudo asistir a la escuela cuáquera de la zona, de la que después pasó a ser director.

Como dijimos, mientras John Dalton fue director de escuela tuvo acceso a bibliotecas nutridas con los textos más destacados de la ciencia: Newton, Boyle, Lavoisier. Pero ésa no fue la única fuente de inspiración y conocimientos. Su pueblo natal estaba en la ruta hacia Irlanda, por la cual muchos científicos y profesores itinerantes pasaban a menudo. Los cuáqueros aprovechaban esas ocasiones para invitarlos a dar clases públicas, a las que Dalton asistió con frecuencia. Además recibió el entrenamiento y aliento de su maestro, John Gough, el meteorólogo ciego, que también supo ser cuáquero.

Dalton permaneció fiel a sus creencias hasta el fin de sus días. Todos los domingos atendía servicios religiosos (las dos veces requeridas por su denominación), vestido con el atuendo típicamente cuáquero, con los pantalones ceñidos a las rodillas y zapatos con hebillas (debía parecerse al dibujo de la avena Quaker). Como buen cuáquero, no era un admirador de los títulos nobiliarios ni de las diferencias sociales marcadas, y sentía rechazo por las armas. Esto explica su actitud frente al rey y el protocolo. En cierta

ocasión sus amigos pensaron que sería una buena idea que lo armaran caballero, a lo que él replicó que no hincaría su rodilla ante ningún ser humano sobre la faz de la Tierra.

Sin embargo, tras su muerte, irónicamente Dalton recibió él mismo los honores propios de un rey. Su cuerpo sin vida fue exhibido en la Municipalidad de Manchester en un cajón de madera de roble, y cuarenta mil personas desfilaron para expresar sus respetos y despedir al gran hombre de ciencia. Fue llevado al cementerio con una procesión de cien coches y más de un kilómetro de largo, en un día en que todo Manchester no hizo otra cosa que velarlo.

Al final mismo de la larga procesión, sin aspavientos, como era su costumbre, llegaron los miembros de la Sociedad de Amigos, los cuáqueros a los que John Dalton debía tanto.

Capítulo 5

Dalton químico: la teoría sale al ruedo

Contenido:

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

§. La predicción de Dalton

Uno de los aspectos que distingue a una teoría científica de otros esquemas explicativos no científicos es que permite realizar predicciones más o menos precisas. Comencemos entonces por ver cómo las ideas de Dalton despejaron el camino en este sentido.

Dalton hizo básicamente una única predicción, pero lo suficientemente bella y astuta como para convencer a muchos (aunque no a todos) de la fuerza de su idea. Comprenderla requiere de un análisis algo detallado, pero vale la pena hacerlo, porque es brillante.

Vimos en el capítulo anterior que Dalton había sugerido una manera de calcular el peso relativo de los diferentes tipos de átomos. Para lograrlo, sólo hay que analizar en qué proporciones de peso se combinan dos elementos para producir un compuesto. Esta relación de pesos, razonó Dalton, debe ser la misma relación de pesos entre un átomo y otro. Esta inferencia se basa en la

suposición no demostrada de que cada compuesto está construido con uno y sólo un átomo de cada tipo.

Pues bien, resulta que muchos elementos se combinan unos con otros para producir más de un compuesto. Por ejemplo, existen dos compuestos de oxígeno y cobre, existen dos compuestos de oxígeno e hidrógeno (uno es el agua y otro el agua oxigenada, las cuales tienen propiedades muy diferentes. Como bien sabe quien por error haya tratado de tomar un trago de agua oxigenada... ¡No lo intenten! El carbono y el hidrógeno pueden formar miles de compuestos diferentes, los que incluyen el gas de las hornallas, la nafta y la parafina. El análisis químico reveló que en estos casos cada compuesto tiene una proporción de masas diferente y característica. Dalton inmediatamente visualizó lo que estaba sucediendo: cada compuesto tenía diferente cantidad de átomos de cada tipo. Por ejemplo, dos átomos de A con uno de B, o tres átomos de A con dos de B, etc. Modificó entonces su supuesto de simplicidad: si dos elementos forman un solo compuesto, debemos asumir que hay sólo un átomo de cada uno, pero si existe más de un compuesto, asumiremos otras proporciones, siempre las más sencillas posibles. Ahora bien, si esto era realmente así, entonces he aquí una predicción posible. *Uno de los compuestos debe tener el doble (o triple, etc.) de un elemento en relación con el otro.* Esto suena complicado y requiere de un ejemplo. En la tabla I (adaptada de Mellor, 1971; véase la bibliografía comentada al final del libro) vemos la composición porcentual de elementos en el metano y en el etileno. En la tabla II vemos la misma información pero presentada

de otra manera: la tabla muestra cuánto hidrógeno (en cada caso) se combina con la misma cantidad de carbono (en este caso, 100 gramos).

	<u>Tabla I</u>		<u>Tabla II</u>	
	Metano	Etileno	Metano	Etileno
Carbono	74,85 %	85,62 %	100,00	100,00
Hidrógeno	25,50%	14,38 %	34,07	16,80

En la tabla II puede apreciarse fácilmente que 34 es casi 16,8 por 2. En otras palabras, el metano contiene el doble de hidrógeno por cada unidad de carbono que el etileno. No es un número raro y arbitrario; no, ¡es casi exactamente el doble! Y esto es lo que predecía Dalton. Si el etileno tiene un átomo de hidrógeno, entonces el metano tiene dos. Los incrementos de esta naturaleza deben darse en saltos de números enteros (o fracciones sencillas de números enteros). Se espera que eso sea así porque no podemos tener medio átomo o tres cuartos de átomo.

De aquí en más nos encontraremos con frecuencia con números enteros, los cuales son la expresión matemática de la indivisibilidad física del átomo.

§. Una analogía frutal

A fin de entender mejor estas ideas cruciales, vamos a poner la diversidad de frutas en el lugar de los átomos de Dalton para forjar una analogía.

Supongamos que cada tipo de átomo corresponde a una fruta diferente. Para que las frutas sean tal como Dalton imagina a sus átomos, todas las frutas de un mismo tipo deben ser exactamente idénticas: todas las cerezas deben tener la misma apariencia, tamaño y, lo que es más importante, el mismo peso; todos los melones deben pesar lo mismo, pero deben tener un peso diferente del de las cerezas. Vista desde una distancia lo suficientemente grande, una montaña de cerezas parecerá una masa homogénea y continua; tal es como se nos aparecen los objetos a simple vista; no podemos ver las frutas individuales.

Los compuestos químicos están representados por ensaladas de fruta muy particulares: contienen tipos de fruta específicos en cantidades precisamente determinadas. Un cierto tipo de ensalada contiene tres duraznos por cada sandía, la proporción debe ser respetada sin importar si usamos tres duraznos o tres docenas de duraznos o 3.000 docenas de duraznos. Otro tipo de ensalada puede contener una bergamota por cada níspero. Esta segunda ensalada difiere de la primera en la composición de sus elementos. Y otra puede tener dos duraznos por cada sandía. Esta ensalada también difiere de la primera, aunque contiene los mismos elementos: la diferencia está en la *proporción* en que los elementos se combinan para formarla.

Obviamente, para que estas frutas imaginarias se comporten como los átomos de Dalton, deben ser también absolutamente indivisibles.

Fijemos ahora nuestra atención en la primera y la última ensalada de fruta propuestas. Las dos contienen duraznos y sandías, pero en proporciones distintas. Imaginemos ahora a alguien que se dedica a analizar la composición de las ensaladas de fruta. Este analizador, por alguna razón, no puede ver las ñutas (en el caso de los átomos no los podemos ver porque supuestamente son invisiblemente diminutos); en el caso de las frutas podemos suponer que quien hizo las ensaladas las convirtió en pulpa. El analizador, insisto, no puede ver ni contar de ninguna manera las frutas individuales; no sabe cuántas frutas se usaron para hacer la ensalada y, de hecho, nunca vio una sola ñuta en su vida. Lo que sí puede hacer es separar los componentes y pesarlos. Supongamos ahora que cada sandía pesa exactamente 2 kilos (recordemos que en nuestra analogía todas las sandías del universo son idénticas) y que cada durazno pesa 0,25 kilo. Nuestro maestro analizador desconoce totalmente este hecho porque nunca ha visto una fruta en su vida. Ahora procede a separar la pulpa de durazno y la pulpa de sandía. En el primer tipo de ensalada encuentra que por cada kilo de sandía hay siempre exactamente 0,375 kilo de durazno (esto es porque hay 3 duraznos por cada sandía). Estos números no tienen nada de mágico. Inmediatamente después efectúa el análisis del segundo tipo de ensalada de fruta y encuentra que por cada kilo de sandía hay 0,125 kilo de durazno. Este número tampoco tiene nada de especial. Pero ahora el analizador mira bien y dice: “¡Opa! El número 0,375 es exactamente 0,125 multiplicado por 3” Obviamente, porque la primera ensalada tiene tres duraznos por

cada sandía mientras que la última tiene un solo durazno por cada sandía.¹⁶ El hecho de que un número (0,375) dividido por el otro (0,125) nos dé por resultado un entero pequeño (en este caso, 3) se debe a que cada ensalada es un compuesto particular de unidades indivisibles. Si el cocinero cósmico pudiera cortar la fruta en pedacitos del tamaño que se le antojase, sería infinitamente improbable que encontráramos números simples como 2, 3, 4, 2/3, etcétera.

§. Hecha la predicción hecha la ley

Dalton halló como consecuencia lógica de su esquema teórico que si dos elementos forman más de un compuesto, al comparar las proporciones constitutivas de cada uno de los compuestos surgirían relaciones simples: el doble, el triple, etc. ¿Es verdad, se cumple?

Dalton hizo el análisis de los gases que mencionamos más arriba: metano y etileno. También analizó algunos óxidos. Pero he aquí algo muy interesante. Muchos otros científicos habían analizado miríadas de compuestos químicos, de modo que Dalton, para comprobar su predicción, no tenía siquiera que hacer los experimentos él mismo. Podría, en cambio, fijarse si la regla se cumplía ¡usando los resultados experimentales de otros! Por ejemplo, Lavoisier había determinado que el aire fijado estaba compuesto por 28% (en peso) de carbono y 72% de oxígeno. Otros investigadores (Climent y Désormes) habían descubierto que otro gas llamado “óxido carbónico” era 44% carbono y 56% oxígeno.

¹⁶ En una jerga más moderna, la primera ensalada sería Durazno₃ Sandía, mientras que la segunda sería Durazno Sandía.

Podemos recalcular estos porcentajes a la usanza de Dalton viendo cuánto oxígeno se combina con 100 gramos de carbono:

Tabla III

	<u>Aire fijado</u>	<u>Óxido carbónico</u>
Carbono	100	100
Oxígeno	257	127

Ahora podemos ver fácilmente que 257 es prácticamente el doble de 127.¹⁷

Este abordaje, usar los datos de otra gente para comprobar las ideas de uno, no sólo es ingeniosamente económico, sino que le da a la teoría un respaldo mucho más creíble que si Dalton hubiera hecho los experimentos él mismo. ¿Por qué? Bueno, todos sabemos que somos humanos y cometemos errores, y también sabemos que nuestros errores están gobernados en más de una ocasión por nuestros deseos y expectativas, ya sean conscientes o inconscientes. ¿Alguno notó cómo las empresas de teléfono siempre se equivocan para su lado, nunca para el nuestro? Si los resultados confirmatorios provinieran sólo de Dalton, otros científicos podrían expresar objeciones, decir que Dalton, honesta e inconscientemente, había encontrado simplemente lo que estaba buscando. Pero si el

¹⁷ Y de paso notemos que no es *exactamente* el doble sino el; doble con una muy buena aproximación. Hay que recordar que en ciencias experimentales las cosas nunca son precisamente como las esperamos sino que son aproximaciones razonables. Una de las cuestiones centrales de la ciencia pasa entonces por decidir si la aproximación es convincente o no. ¿Es 257 básicamente el doble de 127 o no? ¿Son estos números convincentes? Para Dalton y sus contemporáneos lo eran. Este tema será tratado con algo más de detalle en el sexto interludio.

experimento lo había hecho otro, o mejor aún, lo había hecho otro mucho tiempo antes de que Dalton enunciara su teoría atómica... entonces pocas dudas podían caber sobre la confiabilidad de los datos.

Pronto fue evidente para toda la comunidad de químicos de la época; que esa regularidad se cumplía en todos los casos. ¡Un gran gol de la teoría atómica! ¿Cómo explicar si no estas relaciones tan “redondas”? Hoy se conoce a esta regularidad como la Ley de Dalton de las Proporciones Múltiples, y es una evidencia, aunque muy indirecta y circunstancial, de que existen los átomos o, más precisamente, de que en las reacciones químicas los elementos parecen combinarse en paquetes indivisibles de materia (la fruta “atómica” no puede cortarse en fragmentos).

Es interesante notar que en muchos libros de texto se presenta a la Ley de Proporciones Múltiples como una de las “regularidades” que la teoría atómica debía acomodar. Es decir, se sugiere que la ley vino primero que la teoría, o incluso que la ley *inspiró* a Dalton la idea de la teoría. La evidencia histórica parece indicar lo contrario; que Dalton elaboró la teoría de pesos atómicos primero y su Ley de Proporciones Múltiples fue, como explicamos, una consecuencia lógica que sería puesta a prueba posteriormente.¹⁸

Para un científico hay algo maravillosamente mágico en poder hacer “predicciones” es decir, en poder deducir de las ideas teóricas resultados que deben esperarse de ciertos experimentos u

¹⁸ La idea de que la ley vino primero fue concebida por un amigo de Dalton, Thomas Thomson, quien divulgó las ideas de Dalton en un importante libro de texto de química de la época. Sin duda Thomson estaba influido por su propia concepción de cómo la ciencia *debe* operar. Esta historia fue corregida por historiadores y científicos más tarde.

observaciones. Así como Dalton predijo la Ley de Proporciones Múltiples, otros esquemas teóricos produjeron otras consecuencias lógicas. Por ejemplo, la teoría de gravitación universal de Newton se pudo usar para predecir la existencia de ciertos planetas en ciertos lugares antes de que éstos fueran observados por los astrónomos. Y cuando éstos enfocaron los telescopios en ese lugar... ¡había planetas, tal como la teoría predecía! La teoría evolutiva predijo que se encontrarían formas fósiles intermedias entre distintos tipos de animales. Y así fue: se encontraron fósiles entre dinosaurios y aves, entre mamíferos terrestres y acuáticos. También predijo que surgirían organismos resistentes a antibióticos y pesticidas, y así ocurrió. La teoría electromagnética establecía como consecuencia lógica que debían existir ondas invisibles, ondas de radio... y, en efecto, Heinrich Rudolf Hertz encontró exactamente lo que la teoría predecía.

§. Acomodar nuevas observaciones

Una teoría debe acomodar no sólo las observaciones y los resultados experimentales que estaban disponibles o eran conocidos al momento de elaborar la teoría; además, cuando se realizan nuevos descubrimientos o se acumulan nuevos datos u observaciones, éstos deben encajar en la visión ofrecida por la teoría. Si así no lo hicieren... en fin, deberemos echar a la teoría de supuesto.¹⁹

¹⁹ Pero es cierto también que ninguna teoría es rechazada por una sola observación o resultado experimental en su contra. De hecho, los experimentos pueden estar mal hechos o las observaciones mal interpretadas. Es más bien la *acumulación* de evidencia en contra y la aparición de explicaciones alternativas las que terminan destruyendo a una teoría.

En la misma época en que nacía la teoría atómica, el investigador alemán Jeremias Benjamin Richter había estado estudiando lo que se conoce como reacciones de neutralización. En estas reacciones participan un ácido y una base, los cuales pierden sus poderes ácidos o básicos y se neutralizan. Richter descubrió una serie de regularidades que regían las cantidades de diferentes ácidos y bases que sufrían neutralización. Tomaría demasiado espacio describir de qué se trataban estas “regularidades matemáticas”, baste decir que hoy se las estudia con el nombre de Ley de las Proporciones Recíprocas de Richter. Lo interesante aquí es que la teoría atómica acomoda perfectamente la Ley de Richter, si se asume que tanto ácidos como bases reaccionan molécula a molécula y que cada molécula tiene un peso propio.

Cuando Dalton oyó hablar de los resultados de Richter (a través de Thomson), no le llamó mucho la atención, dijo: “Ah, lógico, es lo que cabría esperar si todo está hecho de átomos”. Lo tomó por lo que era: no un descubrimiento alucinante sino un apoyo más a su esquema general. En definitiva, era una ley que cobraba sentido a la luz de la teoría atómica y que, por lo tanto, le daba sustento.

§. Marcando rumbos

Además de acomodar datos conocidos y predecir desconocidos, una teoría debe también poder marcar rumbos de nuevas líneas de investigación. Este último atributo es de enorme poder creativo y tiene que ver fundamentalmente con cómo la teoría logra cautivar a otros científicos, para convencerlos de que vale la pena y además

estimular su imaginación y su pensamiento crítico hacia la resolución de problemas específicos. En otras palabras, la teoría debe hacer florecer un campo de indagación aún no explorado.

Las ideas de Dalton planteaban un rumbo claro. El eje de la cuestión pasaba por usar los resultados de la química para indagar la naturaleza de las partículas últimas; en particular, su peso relativo. Hasta entonces la atención de los pensadores había estado difusamente localizada o bien en las propiedades físicas de los sistemas que estudiaban (por ejemplo, cómo explicar el comportamiento diferencial de gases y líquidos en términos de partículas), o bien en las afinidades o la fuerza de reacción entre diversas sustancias químicas.

La persona que llevó adelante con más ahínco el plan trazado por Dalton fue el químico sueco Jöns Jacob Berzelius, quien en el curso de su vida científica determinó el peso atómico de todos los elementos conocidos en esa época. Berzelius, además, fue el inventor de los símbolos y fórmulas químicos que usamos en la actualidad, con sus subíndices y letras. Pero él no fue el único que penetró en los misterios de los pesos atómicos, y muchos conocimientos sobre química se acumularon gracias a ese impulso de curiosidad generado en la teoría atómica. El amigo de Dalton, Thomas Thomson, destacó con ejemplos la novedad de que si uno tuviera una lista confiable de pesos atómicos, entonces éstos podrían ser usados con técnicas analíticas para averiguar la fórmula de los compuestos. Por ejemplo, sabiendo el porcentaje de hidrógeno, carbono y oxígeno en el ácido oxálico, Thomson propuso

la fórmula HCO_2 (que es errónea, pero lo importante aquí es la idea central, no el dato particular).

Sin embargo, la idea de fórmulas químicas nos lleva inexorablemente al punto crítico de la teoría, el gran agujero por donde hace agua toda la estructura de Dalton, y que hizo que muchos de sus contemporáneos la desestimaran como nada más que un pasatiempo ingenioso pero inútil.

§. El error fatal

Una de las consecuencias más evidentes de la teoría atómica de Dalton es la siguiente. Supongamos que calculamos el peso relativo de oxígeno e hidrógeno a partir de la composición del agua. Resulta entonces que un átomo de oxígeno parece ser 16 veces más pesado que un átomo de hidrógeno. Supongamos que después calculamos el peso relativo del carbono y del hidrógeno a partir de la composición del metano. Y obtenemos que el átomo de carbono parece ser 12 veces más pesado que el átomo de hidrógeno. Si luego tomamos un compuesto de oxígeno y carbono, los pesos relativos calculados de esta manera deben ser consistentes con los pesos calculados de la otra manera. Es decir, el átomo de oxígeno debe ser $16/12$ (o $4/3$) veces más pesado que el átomo de carbono. Si los cálculos correspondientes a carbono/oxígeno no cuadran con los cálculos correspondientes a oxígeno/hidrógeno y carbono/hidrógeno, entonces toda esta idea de los átomos con pesos definidos es pura fábula. Si en cada compuesto cada átomo tiene el peso que se le antoja, no hay mucha evidencia de que los

átomos realmente existan o de que tengan siempre el mismo peso. En otras palabras, si la teoría es cierta, si los átomos realmente existen, entonces tiene que ser posible construir una tabla de pesos atómicos relativos, y esos pesos deben ser los mismos sin importar de qué forma estén calculados.

Dalton asumió para todos sus cálculos de pesos atómicos relativos que en cada compuesto los átomos de los elementos se combinaban uno a uno, excepto si existían en más de un compuesto, en cuyo caso debía asumirse algún otro tipo de simplicidad. Él asumió que uno de los compuestos debía ser del tipo AB, otro del tipo A_2B , otro del tipo AB_2 , etc. El problema es que existían escasos métodos para determinar qué tipo de fórmula tenía un compuesto dado. Y, cuestión más central y demoledora todavía, no existía en realidad ninguna razón para asumir que los compuestos tendrían la fórmula más sencilla de todas las imaginables. En todo caso, se trataba de algo que uno asumía, un supuesto arbitrario que no se medía o determinaba experimentalmente.²⁰

Thomson había indicado con agudeza que, de poseer una tabla confiable de pesos atómicos relativos, uno podría entonces usar los resultados del análisis químico de sustancias para determinar su composición, es decir, su fórmula. Pero el problema consistía en que, al no tener las fórmulas, resultaba imposible calcular con confianza el peso atómico relativo.

²⁰ En muchos textos se habla de que estas reglas de máxima simplicidad de Dalton eran totalmente arbitrarias. En realidad no lo eran tanto. Dalton se basaba en la noción aceptada en esa época (a raíz de ideas de Newton) de que los átomos tendían a repelerse unos a otros. En una misma molécula dos átomos idénticos tenderían a repelerse y por lo tanto esa molécula sería menos estable que una con un solo átomo de cada tipo.

Para Dalton la molécula de agua contenía un átomo de hidrógeno y un átomo de oxígeno, o sea, su fórmula era HO. Al descomponer agua se obtienen 8 gramos de oxígeno por cada gramo de hidrógeno; esto es un hecho incontrovertible de la experimentación. De acuerdo con la fórmula asignada por Dalton, el átomo de oxígeno es 8 veces más pesado que el átomo de hidrógeno. ¿Pero qué pasa si la fórmula del agua es H₂O, como aceptamos hoy en la actualidad? En tal caso, un átomo de oxígeno resulta 8 veces más pesado que *dos* átomos de hidrógeno, lo cual implica que un átomo de oxígeno debe ser 16 veces más pesado que *un* átomo de hidrógeno. Si en cambio la fórmula del agua hubiese sido HO₂, entonces *dos* átomos de oxígeno hubiesen sido 8 veces más pesados que un átomo de hidrógeno y, por lo tanto, cada átomo de oxígeno hubiera sido 4 veces más pesado que un átomo de hidrógeno.

El asumir las fórmulas de mayor sencillez no bastó para producir una tabla consistente de pesos atómicos relativos. Tener una lista *consistente* de pesos atómicos quiere decir que el peso atómico de un determinado elemento debía ser exactamente el mismo independientemente de cómo se lo calculara, es decir, de qué sustancias se usaran para analizarlo. Pero la realidad mostraba que los números no eran *exactamente* los mismos, lo cual descorazonó a los defensores de la idea de átomos. ¡Pero no todo estaba perdido! Si bien los números no eran exactamente iguales, eran siempre *múltiplos* de un mismo número. Esto se debía a que, dependiendo de la forma en que se calculara, el peso de un átomo podía dar, por ejemplo, 6,12 o 24, y el de otro átomo podía ser 8, 16 o 32. Esto

indicaba que el problema estaba en determinar la fórmula exacta de cada compuesto, y que sabiendo las fórmulas sería posible arribar a una lista donde todos los elementos tuvieran un único peso independientemente del modo de calcularlo.

En definitiva, el análisis químico parecía estar muy cerca de poder ofrecer una tabla de pesos atómicos relativos, pero sin conocer la fórmula de cada compuesto, nadie podía imaginarse que existiera una solución posible. Los químicos vieron inmediatamente este error fatal en la teoría. Algunos siguieron esperanzados en que, eventualmente, se descubrirían o inventarían métodos para conocer las fórmulas y el problema sería resuelto. Otros eran menos optimistas y opinaban que la teoría atómica era muy linda pero no servía para nada, y debía ser abandonada por otros esquemas más fértiles.

En los capítulos siguientes veremos cómo la teoría atómica volvió a pisar terreno más sólido, y los pesos relativos de los átomos pudieron ser finalmente calculados inequívocamente, pero para eso había que entender mucho mejor la naturaleza de las reacciones químicas y esto sólo hubo de ocurrir más de diez años después de la muerte de Dalton.

Quinto interludio

Los ojos de Dalton

El 27 de julio de 1844, el doctor Joseph Atkinson Ransome fue llamado a la residencia de John Dalton. Ransome, el médico privado de Dalton, venía siguiendo la salud de John desde 1837, cuando un ataque le había dejado la mitad derecha del cuerpo paralizada por varios días y del cual nunca se había recuperado del todo. Ésta fue una llamada menos urgente pero más triste: el filósofo había fallecido durante la noche.

El día después de la muerte de Dalton, y antes de que comenzara en todo Manchester el funeral monumental digno de un rey, Ransome convocó a varios especialistas frente al cuerpo sin vida y comenzó la autopsia de quien había sido su maestro de infancia y amigo de años. Observó su cerebro, vapuleado por varios aneurismas y procedió a quitarle los ojos, a los que desmenuzó con el cuidado de un padre y estudió con la minuciosidad de un artista. Así se lo había solicitado Dalton mismo en su testamento: que sus ojos fueran analizados a la luz de la ciencia.

¿A qué se debía tal extravagante pedido?

Para eso hay que remontarse al 31 de octubre de 1794, día en que el joven Dalton, recientemente llegado a Manchester, hizo su primera presentación científica ante la Sociedad Literaria y Filosófica de la ciudad. Se trataba de uno de los primeros análisis científicos de una rara condición genética, que afecta la visión en colores.

Dalton había notado que él y su hermano Jonathan percibían los colores de las cosas de manera peculiar. Por ejemplo, el lacre de sellar cartas le parecía del mismo color que una hoja de laurel. También había notado que el color de una especie de geranio le parecía azul cielo durante el día pero anaranjado a la luz de las velas. Esto lo condujo a estudiarse a sí mismo y concluyó que sólo podía percibir dos colores básicos, en vez de tres, es decir, que era ciego a ciertos tonos de la paleta de colores. A esta condición se la conoce hoy día justamente con el nombre de “daltonismo”.

Dalton especuló que quizá se debía a que los humores de sus ojos eran de color azul en vez de totalmente transparentes. De acuerdo con esta explicación, la parte azul de, la luz blanca que penetraba su ojo era absorbida por uno de los humores y, por lo tanto, esos tonos jamás podían ser transmitidos a su cerebro.

El pedido consignado en su testamento consistía precisamente en poner a prueba su hipótesis sobre el origen de su daltonismo. Para cumplir con el deseo de su paciente, Ransome tomó los dos ojos de Dalton. Primero extrajo los humores vítreo y acuoso de uno de los ojos y los examinó a simple vista; su aspecto era normal para un hombre de la edad de Dalton. Al segundo ojo Ransome le cortó una rebanada en la parte de atrás, de modo que tuviera un agujero; lo sostuvo entonces con la mano y miró a través del ojo de su amigo. Si Dalton hubiera estado en lo cierto, el mundo a través de ese ojo debería aparecer con colores distorsionados, tal como su dueño lo había visto toda la vida. Ésta era una predicción de la hipótesis científica de Dalton acerca de su visión anormal. Ransome miró a

través del ojo de Dalton y todo le pareció normal: la hipótesis no tenía respaldo en esa evidencia. Debía, por lo tanto, ser descartada. Una alternativa sostenía que la retina del ojo posee varios tipos de receptores de algún tipo, cada uno con la habilidad de responder a colores distintos. El científico Thomas Young, autor de la teoría ondulatoria de la luz, propuso que en los daltónicos alguno de estos receptores está ausente. Esta hipótesis fue confirmada más tarde. Se sabe ahora que los humanos tenemos tres tipos de receptores para tres tipos de colores diferentes; su combinación genera los colores con los que estamos familiarizados. Cada receptor es un tipo especial de proteína en la membrana de ciertas células de la retina. Cada uno de estos receptores está codificado por un gen particular. Si uno de estos genes está fallado, el receptor no existe en el ojo y su portador es una persona con cierta ceguera cromática, es decir, con daltonismo.

En 1995, un equipo de científicos de Londres y Cambridge decidió honrar el deseo de Dalton de una manera ligeramente diferente. Sabían que Ransome había guardado los ojos de Dalton en una caja depositada en la Sociedad Literaria y Filosófica de Manchester. La caja sobrevive aún hoy, y también los ojos de Dalton, aunque un poco más arrugados y disecados que entonces. Los científicos ingleses, liderados por un tal David Hunt del departamento de oftalmología de la Universidad de Londres, procedieron a extraer ADN de esos ojos para detectar qué tipo de daño genético había padecido el padre de la teoría atómica. Mediante la técnica de amplificación de ADN conocida como PCR lograron determinar qué

tipo específico de daltonismo había tenido Dalton (carecía del receptor para longitudes de ondas “medias”).

Lo más llamativo de estas historias oftalmológicas no es su necrofilia, sino el amor por la trascendencia del conocimiento. Dalton quería saber la causa de su ceguera cromática, pero no sólo quería saber; sino también, y más ampliamente, quería que “se sepa” Que todos supieran, que la humanidad supiera. ¿Qué podía importarle a Dalton el resultado de la autopsia de su propio cuerpo cuando ya estaba muerto? Su curiosidad iba más allá, mucho más allá de los límites de su propia vida.

Éste es un aspecto maravilloso de la ciencia y de quienes la procuran con pasión. No se trata de una curiosidad mezquina, centrada en uno mismo, sino de compartir de alguna manera la información y la sabiduría con otros, y de ser parte de algo mucho más grande y más importante que uno mismo.

Por supuesto; ésta no es una característica de todo investigador científico, ni la más importante. Pero está ahí, es algo de lo que es la ciencia, uno de sus aspectos más nobles y más edificantes. Y como casi todas las cosas nobles, no es un atributo que tengamos o no, sino algo a lo que aspiramos y que rara vez logramos alcanzar.

Capítulo 6

De gases y moléculas

Contenido:

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

§. **La joven estrella en busca de una buena ley**

El 16 de septiembre de 1804, por la época en que Dalton estaba consolidando sus ideas, un joven de veinticinco años se elevó sobre París en un globo aerostático, alcanzando la altura récord de más de 7.000 metros. Solo y soportando temperaturas bajo cero, realizó experimentos eléctricos y determinaciones meteorológicas y midió la intensidad magnética de la Tierra a grandes alturas. Se trataba de Joseph Louis Gay-Lussac, la estrella en ascenso de la química francesa y protegido del afamado químico Berthollet, autor, junto con Lavoisier, del *Méthode de la Nomenclature Chimique*.

Este ascenso muestra de manera dramática la osadía y sed de saber de aquellos que practicaban la naciente ciencia. Pero también representa una imagen clara del poder y la importancia de una parcela aparentemente menor de esta ciencia: el estudio de los gases. En efecto, el análisis cuidadoso de los gases en las reacciones químicas había sido la clave del éxito de Lavoisier en comprender la combustión y formular la nueva química. El estudio de los gases

había conducido a Dalton a formular no sólo la teoría atómica sino también varias leyes importantes sobre el comportamiento de sistemas en estado gaseoso. El vuelo mismo de Gay-Lussac había sido permitido gracias a la aplicación de Jacques Charles del recientemente descubierto gas hidrógeno en la aerostática, pudiendo realizar vuelos más largos y, sobre todo, más altos. Y entre los objetivos mismos del vuelo de Gay, Lussac se encontraba el estudio de los gases. El joven había llevado varias botellas vacías para recolectar muestras de aire de altura a fin de comprobar si su constitución y respirabilidad eran o no similares a los del aire de superficie. Este análisis había de jugar un papel clave en el desarrollo futuro de la teoría atómica.

Joseph Gay-Lussac fue, de hecho, una figura destacada de la ciencia de los gases. Este campo era una elección natural para un joven ambicioso e inteligente como él. Por aquella época los científicos soñaban con encontrar el orden escondido de la naturaleza, se dedicaban a buscar regularidades que pudieran ser expresadas matemáticamente y que llamaban “leyes naturales”. Una de las aspiraciones de los jóvenes científicos era encontrar alguna regularidad a la que adosar su nombre: el boleto a la inmortalidad. Gay-Lussac añoraba descubrir alguna ley. Los gases eran excelentes candidatos para leyes físicas porque se comportan de manera asombrosamente simple y regular.

Por lo general, las sustancias sólidas y líquidas tienen propiedades dispares; cada líquido y cada sólido con sus propiedades particulares. En cambio, las sustancias gaseosas se comportan de

manera muy parecida unas a otras. Berthollet y Laplace (quien a su vez había colaborado fuertemente con Lavoisier en la química de la respiración, upa, otra vez los gases) aconsejaron a Gay-Lussac que estudiara la dilatación de los gases con el calor, y el joven no tardó en encontrar una ley que gobernaba este fenómeno.

Lamentablemente, la misma ley había sido establecida por Charles (el inventor del globo de hidrógeno) un poco antes,²¹ de modo que Gay-Lussac todavía perseguía con ansias rabiosas tener una ley propia, y de nadie más. Y esas ansias se mantuvieron en la trastienda de su mente mientras el científico maduraba y realizaba más y más experimentos en el ámbito de la química. Toda clase de experimentos, hasta que en 1809 probó con reacciones químicas de gases.

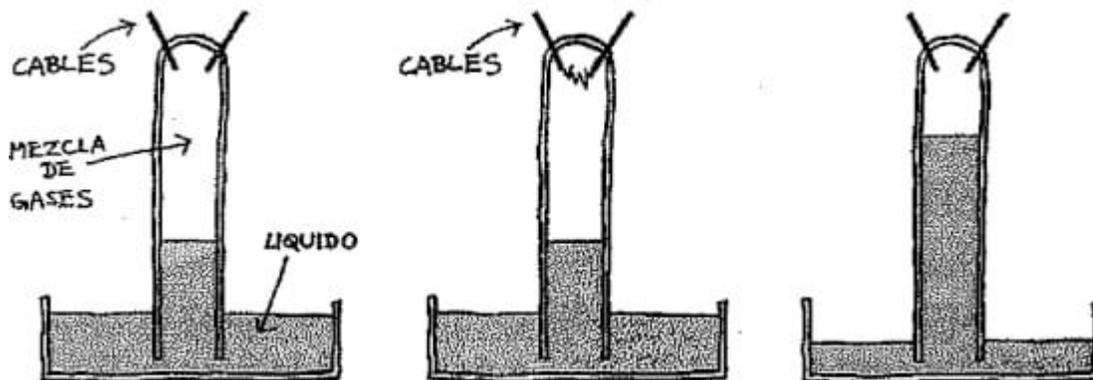
Aquí recordó sus aventuras en globo y el destino de sus muestras de aire y algo hizo clic... y Gay-Lussac se dio cuenta de que tenía en sus manos una ley de envergadura.

§. Cómo analizar el aire

La historia de su gran ley comenzó con el análisis de la composición de las muestras de aire de altura. El aire tiene, básicamente, dos componentes, oxígeno y nitrógeno, y su “pureza” es esencialmente un estudio de las cantidades relativas de estos dos gases (cuanto más oxígeno, más “puro” o respirable es el aire). Para analizar las muestras Gay-Lussac hizo equipo con el famoso explorador alemán Alexander von Humboldt.

²¹ Y la misma ley fue más tarde descubierta, independientemente, por el mismo John Dalton. Hoy se la conoce como Ley de Charles y Gay-Lussac.

¿Cómo se examina el contenido de oxígeno de una muestra de aire? La forma más sencilla en esa época consistía en introducir la muestra de aire en un tubo invertido lleno de mercurio como el que muestra la figura. A esta muestra se le agrega una cantidad grande de hidrógeno. Este tubo está invertido sobre un plato sopero lleno de mercurio, el cual impide que los gases bajo estudio se mezclen accidentalmente con los de la atmósfera. En la parte de “arriba” del tubo hay dos cables que pueden conectarse con una pila. Al hacerlo, una chispa salta entre los cables dentro del tubo. Esta chispa induce la reacción química entre el oxígeno y el hidrógeno presentes dentro del tubo, los cuales pasan a formar agua. Ahora bien, a temperatura ambiente el agua es líquida y ocupará mucho menos espacio que los dos gases, es decir que la muestra sufrirá una reducción de su volumen.



Esta reducción se manifestará como un ascenso del nivel de mercurio, que puede ser medido fácilmente con una regla. Este dispositivo recibe el nombre de “eudiómetro de Volta”.²²

La magnitud de la contracción del aire en esta reacción química dependerá de la cantidad de oxígeno presente en la muestra.²³ Así, una muestra con mucho oxígeno tendrá una gran reducción de volumen al reaccionar con hidrógeno, mientras que una muestra con mayor proporción de nitrógeno experimentará una contracción menor.

Todo este procedimiento depende de conocer exactamente en qué proporción de volúmenes reaccionan el oxígeno y el hidrógeno. ¿Es acaso litro por litro, o se necesita más de uno que de otro? Y si es así, ¿cuánto de cada uno exactamente?

Gay-Lussac y Humboldt se pusieron como meta establecer esta relación. Para ello, usaron el eudiómetro de Volta pero con diferentes cantidades de hidrógeno y oxígeno puros, sin los efectos complicantes de la presencia de nitrógeno. Descubrieron que se necesitaba aproximadamente el doble de volumen de hidrógeno que de oxígeno. Cuanto más refinaban su técnica, más precisos eran los números. En su mejor medición determinaron que 100 partes de oxígeno reaccionaban completamente con 199,89 partes de hidrógeno. Es decir, casi exactamente una relación de 1 a 2 de oxígeno a hidrógeno. Esto quería decir que, si ponían más oxígeno que el correspondiente a esta proporción (por ejemplo, 2 a 2),

²² Una animación del funcionamiento de este eudiómetro puede verse en <http://ppp.unipv.it/Volta/Pages/eF5straE.html>

²³ El nitrógeno del aire no reacciona bajo estas condiciones ni con el oxígeno ni con el hidrógeno; de hecho, el nitrógeno es una sustancia altamente no reactiva.

entonces quedaba oxígeno sobrante, no todo el oxígeno reaccionaba con el hidrógeno. De igual manera, si ponían un exceso de hidrógeno, era este gas el que quedaba sobrando.

§. Números enteros (y pequeños)

Muchos años después de su estudio del aire de altura, Gay-Lussac puso su atención en las reacciones entre otras sustancias gaseosas usando eudiómetros. Encontró que otros dos gases reaccionaban en proporciones mágicamente sencillas, y recordó el resultado con el hidrógeno y el oxígeno de proporción 2 a 1. ¿Sería acaso algo general de todas las reacciones químicas o simplemente un par de casualidades?

Gay-Lussac comenzó a examinar la cuestión sistemáticamente y pronto había alcanzado conclusiones reveladoras: los gases reaccionan entre sí en proporciones de volúmenes de números enteros pequeños. Veamos los ejemplos que dio el propio científico.

El ácido clorhídrico reacciona con el amoníaco y al unirse forman un sólido blanco.²⁴ Estos dos gases reaccionan casi exactamente en proporciones idénticas, es decir, 1 a 1. El entonces llamado gas carbónico (hoy conocido como monóxido de carbono) se combina con oxígeno en una proporción cercana o igual a 2 a 1. Al descomponer amoníaco se obtienen nitrógeno e hidrógeno en una

²⁴ Ambas sustancias son gases en condiciones normales pero se comercializan usualmente disueltas en agua. La reacción, dicho sea de paso, es vistosa, porque en el punto donde se encuentran los dos gases incoloros se forma una nube muy blanca. Esta nube finalmente decanta sobre el suelo o la superficie donde se encuentren los recipientes en forma de un fino polvo sólido. Esto puede hacerse en casa; tanto el ácido muriático (otro nombre para el ácido clorhídrico) como el amoníaco se consiguen en la ferretería. Pero mucho cuidado, porque ambas sustancias son peligrosas.

proporción que se acerca a 3 volúmenes de hidrógeno por cada volumen de nitrógeno, es decir, 3 a 1. Como ya vimos, el hidrógeno y el oxígeno se combinan en proporciones de volumen casi, casi de 2 a 1.

Como Dalton, Gay-Lussac no se limitó a sus propios experimentos sino que usó los resultados de otros investigadores. Y mediante todos estos ejemplos, pudo armar convincentemente el argumento de que cuando dos gases reaccionan químicamente, lo hacen en proporciones sencillas, es decir, números enteros y pequeños. O sea que tenemos cosas como 1:2 o 1:3 o 2:3, pero nunca algo como 22:27.

La cosa no terminó ahí. Además de establecer que los gases se combinan en proporciones exactas y lindas, Gay, Lussac también descubrió que, si el producto de la reacción también es un gas, el volumen que ocupa guarda una relación simple con los reactivos originales. Así, por ejemplo, un litro de nitrógeno reacciona con tres litros de hidrógeno para dar dos litros de amoníaco. Si el hidrógeno y el oxígeno reaccionan a temperaturas superiores a los 100° C el resultado es agua gaseosa y obtenemos que dos volúmenes de hidrógeno reaccionan con un volumen de oxígeno para dar dos volúmenes de vapor de agua.

¿Por qué es esto importante? Es interesante notar que Gay-Lussac, en la publicación de sus resultados en 1809, no discute en profundidad la importancia de estos resultados a pesar de que conoce a la perfección la recientemente publicada teoría atómica de Dalton. Sin duda, números enteros hablan, como ya mencionamos,

de cosas indivisibles, mientras que números fraccionarios o con coma nos dicen que algo ha sido fraccionado o partido. Los números enteros y pequeños de alguna manera señalan que cantidades indivisibles están entrando en juego, y uno piensa inmediatamente “¡átomos!” Pero Gay-Lussac no se atrevió a tanto. Quizá porque su maestro y mecenas, Berthollet, aseguraba que los elementos no se combinan en proporciones fijas sino en un continuo de cantidades variables (véase el capítulo 3). O quizá porque Gay-Lussac tenía una personalidad muy al estilo Robert Brown y buscaba encontrar las regularidades, obtener los datos y abstenerse de sumergirse en especulaciones. La ciencia seria de la época miraba con buenos ojos la actividad experimental, y con no tan buenos ojos las especulaciones teóricas.

Ahora bien, ¿cuál es exactamente la conexión entre estos números enteros pequeños y los átomos de Dalton?

§. El rechazo de Dalton

En no más de un año, y mientras los porteños rioplatenses experimentaban con su Primera Junta, John Dalton se enteraba de los resultados del francés. Dalton se estaba preparando entonces para publicar la segunda parte de su gran libro sobre la teoría atómica (*New System of Chemical Philosophy*). De este modo, estuvo en condiciones de comentar el trabajo de Gay-Lussac en su nuevo libro.

La respuesta de Dalton a los resultados de Gay, Lussac fue doble. Primero, comprendió rápidamente el significado de los resultados

del investigador francés. Segundo, los rechazó por completo como absolutamente imposibles.

Lo que éstos sugerían era que un determinado volumen contiene cierto número de átomos independientemente del tipo de gas. En otras palabras, un litro de cloro (un gas verde y venenoso) tiene la misma cantidad de átomos que un litro de hidrógeno. Si un átomo de hidrógeno se combina con un átomo de cloro, esto implicará, naturalmente, que un litro de hidrógeno reaccionará completamente con un litro de cloro. Es como si tuviéramos un inmenso balde con un millón de cerezas y otro balde con un millón de ciruelas y tuviéramos que preparar una ensalada que tuviera exactamente la misma cantidad de cerezas que de ciruelas. Por cada cereza que tomemos tomaremos también una ciruela y así usaremos exactamente un millón de cada una de las frutas sin que sobre nada.

Esto parecería indicar, entonces, que un átomo de oxígeno reacciona con dos átomos de hidrógeno puesto que un litro de oxígeno reacciona completamente y sin dejar sobras con exactamente dos litros de hidrógeno. Asimismo, los datos de Gay-Lussac sugieren que un átomo de hidrógeno se combina con tres átomos de nitrógeno para producir amoníaco.

Lo que Gay-Lussac parece haber descubierto, argumentó Dalton, es que los gases se comportan como los átomos. Es decir, sus resultados se entienden si asumimos que un litro de gas contiene un cierto número de átomos, que es el mismo *independientemente del tipo de gas*. Si aceptamos esta idea, entonces, si un litro de

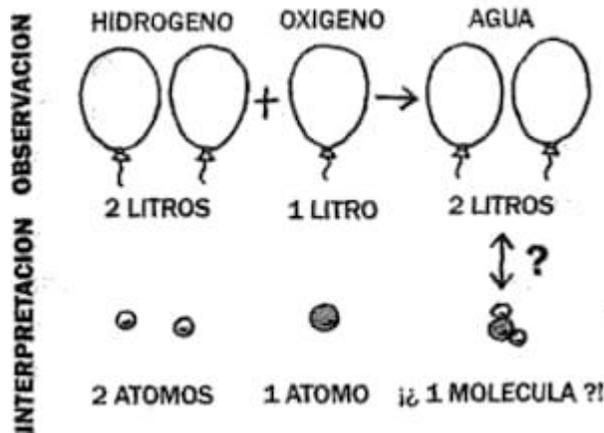
hidrógeno reacciona con un litro de cloro, quiere decir que un átomo de hidrógeno reacciona con un átomo de cloro.

Sin embargo; declaró Dalton en su libro, “esto es imposible”. La idea de que volúmenes iguales de gases diferentes tuvieran el mismo número de átomos le resultaba francamente ridícula. Presentó varias objeciones; discutiremos sólo dos, de las cuales la última es la más contundente.

1. El sentido común nos dice que, si tenemos una pila con un millón de cerezas y una pila con un millón de ciruelas, obviamente la pila de ciruelas ocupará más espacio, simple y sencillamente porque las ciruelas son más grandes que las cerezas. Es natural pensar que los diferentes tipos de átomos tienen distintos tamaños y que acaso los átomos más pesados son también más grandes que los más livianos, en términos de su diámetro (si es que de verdad son esféricos, como tendemos a imaginarlos). Por lo tanto, en un mismo volumen deben caber menos átomos si son grandes y más átomos si son chicos.

2. Los números de combinación no son consistentes. Por ejemplo, un litro de oxígeno se combina con dos litros de hidrógeno para producir dos litros de vapor de agua. Ahora bien, supongamos que un litro contiene un millón de átomos (por decir un número). Si un átomo de oxígeno se combina con dos átomos de hidrógeno para producir una molécula de agua, entonces esos dos litros de vapor de agua no pueden contener dos millones de moléculas, sino sólo un millón. Por lo tanto, volúmenes iguales de gases diferentes deben

contener números *diferentes* de partículas. Este argumento está ilustrado en la siguiente figura.



Los globos representan los volúmenes de gases que Gay-Lussac había encontrado que tomaban parte en la reacción química. Los dibujos de átomos y moléculas representan la interpretación de Dalton. Como puede verse, al analizar la parte de “agua” en la figura, hay dos volúmenes de agua (dos globos) pero sólo una molécula de agua. ¿No es una contradicción?

Dalton concluye de ello que volúmenes y número de partículas no tienen nada que ver.

Existe otra posibilidad para explicar esta paradoja. Es posible que, efectivamente, dos litros de vapor de agua contengan dos millones de moléculas de agua. En tal caso, cada una de esas moléculas debe contener medio átomo de oxígeno, puesto que sólo contábamos con un millón de átomos de oxígeno al principio de la reacción. Pero esto viola uno de los postulados básicos de la teoría atómica: ¡la

definición misma de átomo, puesto que hemos partido al medio un átomo de oxígeno!

Los resultados de Gay-Lussac son interesantes, arguyó Dalton, pero no significan nada y no pueden ser tenidos en cuenta.

§. Avogadro

Gay-Lussac nunca contestó las objeciones de Dalton ni la interpretación de sus resultados. Su misión estaba cumplida: los datos mostraban a quien quisiera examinarlos que había una regularidad innegable en la realidad: una ley natural. Las especulaciones eran territorio de otros.

Sin embargo, los números de Gay-Lussac tenían que significar algo. El que tomó la posta fue un italiano: Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro di Quaregna e di Cerreto, mejor conocido lisa y llanamente como Avogadro. Este investigador más bien callado, descendiente de una larga línea de abogados de la Iglesia católica (de ahí su nombre), propuso en 1811 una manera ingeniosa de reconciliar la teoría atómica de Dalton con los resultados de Gay-Lussac. En otras palabras, tenía soluciones a las objeciones del inglés.

La primera objeción, argumentó, surge de imaginarnos erróneamente la composición microscópica de los gases. No podemos comparar un volumen de gas con un balde de frutas diminutas. Pensemos de la siguiente manera. ¿Cuál es la diferencia fundamental entre los gases y los líquidos y sólidos? Los gases tienden a expandirse y ocupar todo el volumen de su recipiente, como bien nos dicen en la escuela, y también son compresibles. En

cambio, los líquidos y sólidos son prácticamente incompresibles. ¿A qué podemos atribuir que los gases puedan ser comprimidos? Podemos imaginarnos que en un sólido o un líquido los átomos (o moléculas) están unos junto a otros tocándose mutuamente, es decir, están lo más cerca que pueden estar: en contacto físico. En cambio, en los gases podemos imaginar a los átomos (o moléculas) ampliamente separados. Cuando los comprimimos, lo que estamos haciendo es reducir la distancia entre cada átomo. Cuando un gas se expande, los átomos aumentan la distancia entre sí y se separan. Ahora bien, plantea Avogadro, si la distancia entre átomos en estado gaseoso es relativamente grande, el tamaño particular de cada átomo no tendrá mucha importancia. En otras palabras, en cada gas, sin importar el tipo de gas, la distancia entre el centro de un átomo y el centro del átomo más cercano será la misma.

Éste no es un argumento sencillo. Podemos ilustrarlo del siguiente modo. Imaginemos que en una determinada región de la Tierra cada casa debe estar separada de su vecina por un kilómetro (el barrio rico), mientras que en otra región cada casa está separada de su vecina por sólo un metro (barrio pobre). En el barrio pobre la cantidad total de casas que podamos hacer dependerá de dos cosas: de la cantidad total de tierra disponible y del tamaño promedio de la casa. Es obvio que, si hacemos casas muy grandes, entrarán pocas en el barrio, y viceversa, si queremos tener muchas casas, cada una deberá ser más bien pequeña. En el barrio rico las cosas son diferentes. El número total de casas dependerá de la cantidad de terreno disponible, pero el tamaño de cada casa no tendrá mayor

impacto porque cada una está largamente separada de sus vecinas. Poco importa que se construya una mansión o una casita de un ambiente. Avogadro dice que lo mismo pasa con los átomos: al estar tan separados, ¿qué importa si es un átomo tipo mansión o un átomo de un ambiente? Todo esto quiere decir que un mismo volumen de gas contendrá la misma cantidad de partículas independientemente del tamaño de las partículas.

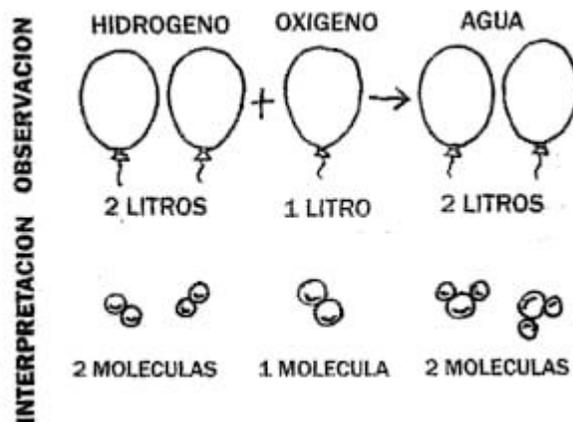
Hay que notar que Avogadro no está demostrando nada, sino simplemente argumentando que es perfectamente posible que volúmenes idénticos de gases diferentes contengan el mismo número de partículas, que tal idea no viola el sentido común, sino simplemente una metáfora mal elegida (el balde de frutas) para representar lo que no vemos (y que, por lo tanto, estamos forzados a imaginar).

Al lidiar con la otra objeción, Avogadro notó que el problema parecía restringirse a las reacciones que involucraban elementos, como hidrógeno, oxígeno o nitrógeno. Los problemas desaparecen si, en vez de pensar que los gases están formados por átomos sueltos flotando en el vacío, suponemos que esos átomos se agrupan para formar moléculas poliatómicas. A diferencia de las moléculas de los compuestos, que tienen átomos de distintos tipos, las moléculas de los elementos, propone Avogadro, tendrían átomos idénticos. Por ejemplo, el oxígeno podría ser, para usar la nomenclatura moderna, O_2 , o también O_3 , O_4 , etcétera.

Analicemos la reacción de formación del agua con el pensamiento de Avogadro. Asumamos por el momento que tanto el oxígeno como el

hidrógeno tienen moléculas biatómicas (véase la figura). Hay que tener en cuenta que estas moléculas bien podrían ser triatómicas o tetraatómicas, y Avogadro no tenía ninguna manera de saberlo.

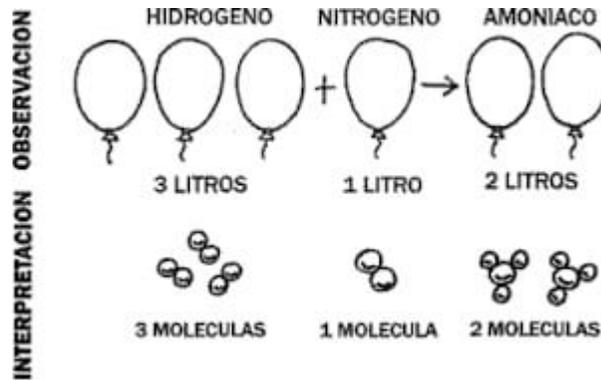
Como vemos en el dibujo, la molécula de oxígeno se parte en dos para unirse con la molécula de hidrógeno y formar una molécula de agua de fórmula H_2O . Si asumimos que volúmenes iguales contienen el mismo número de *moléculas*, este dibujo también cuadra con los datos experimentales obtenidos por Gay-Lussac. En otras palabras, Avogadro ha vencido la segunda objeción.



Es muy importante notar, sin embargo, que existen muchas otras alternativas que encajan igual y perfectamente con los resultados de Gay-Lussac. Por ejemplo, podemos asumir que la molécula de oxígeno es biatómica mientras que el hidrógeno está compuesto de átomos sueltos. Si la fórmula del agua es HO en vez de H_2O , todo encaja también.

El mismo tipo de razonamiento resuelve el problema análogo de la reacción de síntesis del amoníaco. Una molécula biatómica de nitrógeno reacciona con tres moléculas biatómicas de hidrógeno

para formar dos moléculas de amoníaco (podemos ver esto en la figura que sigue). Si asumimos que volúmenes iguales contienen el mismo número de moléculas, este dibujo otra vez cuadra con los datos experimentales de Gay-Lussac.



§. ¿Será cierto?

La salida de Avogadro es, sin duda, imaginativa e ingeniosa y resuelve perfectamente los problemas planteados por Dalton. De esta manera, la teoría atómica puede incorporar los resultados de Gay-Lussac, y volverse más fuerte, en vez de rechazarlos y quedar debilitada.

Pero el aceptar las ideas de Avogadro conlleva un costo. Tal vez los lectores hayan notado que todo esto crea una desagradable sensación de tenuidad, de, para decirlo mal y pronto, “verso”. La idea original de Dalton (todo está hecho de vacío y átomos de diferentes pesos) era una suposición, una idea inventada a fin de acomodar datos. No existía evidencia directa de esa idea. Ahora Avogadro apila sobre esta suposición, no una, sino dos suposiciones más:

- 1) que volúmenes iguales de gases diferentes contienen la misma cantidad de partículas;
- 2) que los gases elementales están hechos de moléculas poliatómicas en vez de átomos sueltos.

¿Tiene algún tipo de prueba Avogadro de que esto es así? ¡No! ¡Ninguna!²⁵ Lo único que puede aducir es que, si asumimos esos postulados, entonces todo encaja. Sí, maravilloso, pero al precio de suponer más y más cosas que no sabemos si son ciertas. Por este camino la teoría atómica va a convertirse en una montaña de supuestos armados para calzar con la realidad. Sin duda uno espera algo más firme y sencillo de una teoría tan aceptada y central para la ciencia moderna.

Por otro lado, si bien el esquema de Avogadro hacía encajar la teoría atómica con la ley de Gay-Lussac, no avanzaba en nada en el camino de los pesos atómicos. Los resultados de Gay-Lussac pueden hacerse encajar con la teoría atómica con infinidad de fórmulas alternativas. Los gases elementales pueden ser biatómicos o triatómicos o cualquier otro número, lo cual hace que, de nuevo, no podamos saber las fórmulas de los compuestos (y ahora ni siquiera la de los elementos).

Sin las benditas fórmulas, seguía siendo imposible calcular pesos atómicos confiables, y sin eso, estamos donde al comienzo. El

²⁵ Además, existían en la época serias razones para rechazar algunas de estas ideas. Por ejemplo, si dos átomos de, digamos, oxígeno se combinan para formar una molécula biatómica, ¿qué les impide a los átomos de oxígeno seguir uniéndose? ¿Por qué parar en el número dos? ¿Por qué no formar un conglomerado de 10, 100, 1.000 moléculas? ¿Por qué no se agolpan todos los átomos de oxígeno en una sola masa? Si así fuera, no existiría el estado gaseoso en los elementos.

problema parecía insoluble y pasarían varias décadas hasta que a alguien se le ocurriera una solución. Y ésta vino de la mano de otro italiano. Ése será el tema de nuestro próximo capítulo.

Sexto interludio

(No es) una cuestión de números

Muchas veces se piensa que las discusiones en ciencia se zanján mediante experimentos. “El árbitro final en cuestiones científicas es la realidad”, alguien dijo alguna vez, y se sobreentiende, que “la realidad” queda manifiesta por algún tipo de observación directa o mediante la medición de algún dato preferentemente cuantitativo a través de un experimento. Después de todo, “los datos no mienten” y, en el mejor de los casos, nos dicen cuál es la verdad.

Que la realidad científica es bastante más complicada que esto queda abundantemente demostrado por muchas instancias históricas, de las cuales el rechazo de Dalton a los descubrimientos de Gay-Lussac es un buen ejemplo. Los datos crudos en sí generalmente significan poco y deben ser interpretados de alguna manera. Veamos cómo interpretaron Dalton y Gay-Lussac el mismo conjunto de datos obtenidos por un tercero sobre los óxidos de nitrógeno.

La siguiente tabla muestra los datos crudos de composición de tres sustancias gaseosas, en peso, obtenidos por Humphrey Davy, un célebre químico de la época.

<u>Sustancia</u>	<u>Peso de nitrógeno</u>	<u>Peso de oxígeno</u>
Óxido nitroso	63,30	36,70
Gas nitroso	44,05	55,95
Ácido nítrico	29,50	70,50

Gay-Lussac se valió de la densidad del nitrógeno y el oxígeno para transformar los datos de Davy de peso a volúmenes. Éste cálculo es una sencilla regla de tres. A continuación; hizo otra regla de tres y calculó cuántos volúmenes de oxígeno se combinaban con 100 volúmenes de nitrógeno. Y obtuvo la tabla que vemos a continuación.

Sustancia	<u>Volumen de</u>	
	<u>nitrógeno</u>	<u>oxígeno</u>
Óxido nitroso	100	49,5
Gas nitroso	100	108,9
Ácido nítrico	100	204,7

Gay-Lussac observó entonces que 49,5 era prácticamente 50; que 108,9 era prácticamente 100 y que 204,7 podía redondearse en 200. O sea que las proporciones, en cada caso, son 2 a 1 (para el óxido nitroso), 1 a 1 (para el gas nitroso) y 1 a 2 (para el ácido nítrico).

Dalton consideraba que, si uno aceptaba la ley de Gay-Lussac, quería decir que volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de partículas. Como vimos en el capítulo anterior, Dalton encontraba una serie de objeciones a esta idea, basadas en contradicciones internas. Pero, en vez de admitir que existía allí un misterio sin resolver, Dalton afirmó que la ley de Gay, Lussac debía estar equivocada. Tan convencido estaba de esto, que atacó los datos del francés aduciendo que no eran confiables. El argumento

de Dalton era básicamente: “49,5 *no* es 50; 108,9 *no* es 100; hay aquí un error y el error es considerable”.

Efectivamente, las cifras de Gay-Lussac no son exactamente proporciones enteras, sino aproximaciones que el francés juzgaba razonables, y el inglés, inadmisibles. Si uno hace el cálculo, estamos hablando de un error de casi el 10% (otros cálculos de Gay-Lussac eran mejores). La cuestión fundamental aquí es decidir si ese margen de error es tolerable o no. Y vemos que estos dos científicos no podían ponerse de acuerdo.

En este caso, parece que Dalton estaba siendo un poco preciosista, sobre todo si consideramos su propio uso del *mismo* conjunto de datos. Los óxidos de nitrógeno representan un buen ejemplo de la ley de Proporciones Múltiples de Dalton. Para establecer estas proporciones, Dalton tomó los datos de la primera tabla y los convirtió (por regla de tres) a una base de 100 gramos de nitrógeno. Volcamos estos datos en una tercera tabla.

Sustancia	<u>Peso de</u>	
	<u>nitrógeno</u>	<u>oxígeno</u>
Óxido nitroso	100	57,98
Gas nitroso	100	127,0
Ácido nítrico	100	239,0

Dalton observó entonces que 127 era básicamente 57,98 multiplicado por 2 y que 239 era 57,89 multiplicado por 4. Él también invocó números enteros y sencillos en su Ley de

Proporciones Múltiples. Aunque esos números tampoco eran exactamente enteros. En un caso el número era 2,2 y en el otro, 4,1, lo cual es un error del mismo orden que el encontrado en las apreciaciones de Gay-Lussac.

En otras palabras, si Dalton es tan exigente con los números de Gay-Lussac, ¿por qué no lo es con los suyos propios?

La respuesta es simple: cada uno de los investigadores cree una cosa diferente e interpreta los números de acuerdo con sus expectativas. Dalton logró ver en los números de los demás investigadores cosas que ellos no podían ver. Pudo hacerlo porque sus ideas atomistas lo estaban guiando a buen puerto: la Ley de Proporciones Múltiples había nacido en su cabeza como una predicción de la naturaleza corpuscular de la materia. Pero así como antes le había permitido ver más lejos, ahora el mismo cuerpo de teoría parecía enceguecerlo frente a otros resultados.

Las moralejas de esta pequeña historia son amplias. En primer lugar, debemos reconocer que las teorías guían lo que hacemos y cómo lo entendemos: qué nos parece relevante, qué datos usar, cómo presentarlos y cuáles descartar. Aprendemos de esto, también, que los números en sí no hablan solos, deben ser interpretados, adquieren su significado en el contexto de las ideas (de las teorías). Cuál será la importancia de este contexto que no sólo se aplica a la relevancia de los datos numéricos. En este caso, el significado estaba, no en los números mismos, sino en los errores con que los datos se habían obtenido.

Capítulo 7

La solución del problema de los pesos atómicos

Contenido:

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

§. Avogadro es olvidado...

Hay trabajos en ciencia que tienen poco impacto en el momento en que son producidos, permanecen inadvertidos o inapreciados por años o décadas y luego son “redescubiertos” y comienzan a influir en el trabajo de otros. Un ejemplo clásico son las investigaciones de Gregor Mendel, cuyos resultados fueron publicados en 1866, aunque no tuvieron impacto hasta 1900, cuando fueron sacados a la luz por otros investigadores. La genetista estadounidense Barbara McClintock descubrió los “genes saltarines” en los años cuarenta y cincuenta, pero encontró escepticismo entre sus colegas hasta los sesenta y recién en 1983 recibió el Premio Nobel por su trabajo. Las razones en cada caso son distintas.

El trabajo de Avogadro no tuvo grandes repercusiones. Esto puede explicarse por la reluctancia de los pensadores a aceptar una suposición tras otra en una época que tenía en alta estima los datos empíricos y matemáticos. Pero a eso habría que agregar también

que Avogadro era italiano, bastante desconocido (factores que aun ahora afectan a los científicos latinoamericanos, alejados de los grandes centros de investigación), y tenía un estilo de escritura más bien confuso.²⁶ Por las razones que fueran, sus ideas no fueron incorporadas o elaboradas por otros científicos hasta bastante tiempo después.

§. ... pero la química sigue avanzando

Esto, desde luego, no quiere decir que la teoría atómica se detuvo en seco, y mucho menos que la química dejó de florecer. Hay varios avances que convendría comentar por su impacto en la teoría atómica y para no perder de vista los problemas que ocupaban a las mentes de ese entonces.

En primer lugar, hay que destacar que, desde que las primeras ideas de Dalton fueran publicadas, más y más elementos químicos se habían ido descubriendo. Es decir que la lista de átomos de Dalton crecía ante sus propios ojos (y aun después de que se los hubieran sacado). Humphry Davy fue un distinguido químico inglés que tuvo la genial idea de aplicar electricidad a sustancias químicas. Toda una novedad, ya que la pila se acababa de inventar. Con esto logró descomponer sustancias hasta el momento indescomponibles, y descubrir elementos totalmente nuevos. A él se le atribuye el descubrimiento del sodio, el potasio, el calcio, el estroncio, el bario y el magnesio, y hasta cierto punto el del yodo y el cloro. Las investigaciones sobre el efecto de la electricidad en las

²⁶ Por ejemplo, a veces en su tratado es difícil distinguir cuándo habla de átomos y cuándo de moléculas... ninguna bobería para lo que él estaba discutiendo.

reacciones químicas fueron continuadas por el discípulo más destacado de Davy: Michael Faraday, quien realizó inmensas contribuciones al estudio de la electricidad, básicamente fundando un nuevo campo de estudio.

Además, por esa época los químicos comenzaron a investigar una enormidad de compuestos que extraían de plantas y animales. Algunas de esas sustancias son muy conocidas, como el alcohol, el ácido acético del vinagre o el azúcar. Muy pronto los químicos aprendieron a modificar estas sustancias y a producir muchas otras *muy* relacionadas. Estamos hablando de miles y miles de nuevas sustancias. Su análisis y estudio eran desafiantes y constituyeron lo que dio en llamarse la “química orgánica”. Como veremos más adelante, esta rama de la ciencia produjo algunas de las ideas más poderosas de la química y aportó conceptos potentes al marco de la teoría atómica. El más destacado de los químicos orgánicos fue el alemán Friedrich August Kekulé.

§. El problema de las fórmulas

Uno de los más grandes químicos de esa época fue el sueco Jöns Jacob Berzelius, un gran seguidor de Dalton, quien también identificó varios elementos nuevos (silicio, selenio, torio y cerio). Pero su obsesión más grande fue la de determinar con la mayor precisión posible el peso atómico relativo de todos los elementos. Para eso, como Dalton, tomó como referencia el elemento que parecía más liviano, el hidrógeno. Como Dalton de nuevo, Berzelius tenía el bendito problema de las fórmulas de los compuestos, sin las

cuales no se podía determinar sin ambigüedades el verdadero peso relativo de los elementos. Eso no le impidió proponer las fórmulas de miles de compuestos químicos. De hecho, fue Berzelius quien inventó el sistema de símbolos químicos de una o dos letras y el de escribir un numerito que indicara la cantidad de átomos de cada tipo en la molécula del compuesto. Berzelius procedió a probar el terreno con conjeturas sagaces, basadas en su vasto dominio de la ciencia química. Es increíble que, en su mayoría, sus adivinanzas resultaran ciertas. Fue él quien designó al agua por primera vez como H_2O . Publicó su lista de pesos atómicos en 1828.

Los químicos orgánicos también produjeron listas de pesos atómicos. Sin embargo, al igual que Dalton y Berzelius, no podían saber a ciencia cierta las fórmulas de los compuestos que analizaban. Algunos investigadores pensaban que el agua era HO, otros H_2O y otros incluso H_2O_2 ; muchas de estas diferencias se traducían en variaciones de los pesos atómicos publicados, los cuales diferían, como explicamos anteriormente, en factores enteros. Por ejemplo, y tomando siempre al hidrógeno como referencia, el oxígeno tenía un peso atómico de 8 para Davy y Dalton, pero de 16 para Berzelius.²⁷ Al sodio se le había asignado un peso atómico de 47,06 (por Thomson, amigo de Dalton), de 23,3 (por otro investigador llamado Wollaston) y de 92,69 por Berzelius (a su vez, Davy primero lo calculó como 23,5 y como 94,0 al año siguiente). Se puede ver que todos esos números son aproximadamente múltiplos de 23. Para el cloro se disputaban los valores de 35 y 70 (uno el

²⁷ Todos estos datos fueron extraídos del libro *Chemical Atomism in the Nineteenth Century: From Dalton to Cannizzaro*, de Alan J. Rocke (Ohio State University Press, 1984).

doble del otro). Para el potasio la cosa estaba entre 40 u 80; para el azufre, entre 16 o 32. Y así.

Estas discrepancias eran quizá sencillas (o es un número o el doble o el triple, para qué vamos a pelearnos), pero como consecuencia no había consenso en ninguna fórmula química. La misma sustancia tenía, según distintos investigadores, fórmulas completamente distintas, dependiendo de qué peso atómico (de los muchos en danza) decidiera adoptar. O todavía peor: una misma fórmula podía corresponder a varias sustancias diferentes dependiendo del grupo de investigación o autor de que se tratase. El gran problema era que, sin saber realmente cómo estaban hechas las presuntas moléculas de los compuestos, se podía hacer muy poco para tratar de establecer predicciones o consecuencias lógicas que pudieran poner a prueba aspectos más avanzados de la teoría atómica. En otras palabras, *sin fórmulas había escasas posibilidades de avance en la teoría.*

§. Confusión total

Al mismo tiempo, reinaba una gran confusión acerca de la terminología a usar. Algunos empleaban la palabra “átomo” como la usamos hoy, pero otros denotaban la idea actual de molécula con la misma palabra “átomo”. Y viceversa. A esto había que sumarle el problema de la nomenclatura de la infinidad de sustancias orgánicas y de cómo clasificarlas para poner orden a tal caótico anaquel de rarezas.

A fines de 1850 esta situación resultó intolerable. Comenzó a resultar evidente que había que ponerse de acuerdo y organizarse. El químico orgánico August Kekulé tuvo entonces una idea brillante. Se preguntó: ¿por qué no nos juntamos todos y ponemos un poco de orden? Sería el puntapié inicial de un hito en la historia de la ciencia.

§. El primer congreso de química

Así salió una convocatoria a los químicos más notables del mundo para reunirse en Karlsruhe, una ciudad alemana conocida cariñosamente entre los alemanes mismos como “la ciudad ventilador” porque fue construida en 1715 alrededor de una torre de la que nacen como aspas 32 calles radiales. Arquitectura aparte, éste fue el primer congreso internacional de química y, en realidad, el primer congreso internacional de ciencia que se haya celebrado nunca. Tuvo lugar en septiembre de 1860.

Entre los objetivos del congreso de Karlsruhe se encontraban arribar a acuerdos sobre definiciones precisas de los términos y conceptos encerrados en las palabras “átomo”, “molécula”, “peso atómico”, y el establecimiento de un sistema uniforme y racional de nomenclatura para las sustancias químicas.

Las sesiones fueron, en muchos casos, agitadas. Hacia el final del encuentro comenzó a quedar claro que no sería posible alcanzar un consenso sobre un sistema de pesos atómicos que resolviera las dificultades más acuciantes de la comunidad química internacional. Esto a pesar de que uno de los participantes había ofrecido una

posible solución al dilema. Esta solución había sido presentada por un oscuro siciliano con más antecedentes de docente que de investigador, y no había sido demasiado convincente. Su nombre era Stanislao Cannizzaro. El último día de las sesiones, Cannizzaro se fue del congreso temprano, quizá desilusionado con su falta de éxito. Le dejó varias copias de un panfleto con sus ideas a un amigo y compatriota suyo. Este buen amigo, que no era ningún tonto (y sabía que el panfleto estaba muy bien escrito), repartió las copias él mismo en la mano de cada uno de los participantes. El manojito de papel contenía una reseña de un curso de química que Cannizzaro enseñaba en la Universidad de Génova.²⁸ Allí se describía, en forma sencilla y clarísima, cómo determinar sin lugar a dudas y de manera inequívoca los pesos atómicos de los elementos más comunes. Con el congreso ya finalizado, muchos químicos leyeron estupefactos la solución. El alemán Lothar Meyer, quien algunos años más tarde, y simultáneamente con Mendeleev, descubriría las ideas detrás de la Tabla Periódica, lo leyó en el viaje de vuelta en tren y se convenció de inmediato. Al poco tiempo publicó un libro de química en el que explicaba y defendía vehementemente las ideas de Cannizzaro. En no mucho más tiempo el método Cannizzaro era conocido en todo el mundo.

§. El método Cannizzaro

²⁸ El trabajo, titulado “*Sunto di un corso di filosofia chimica fatto nella Reale Università di Genova*”, era originariamente parte de una carta a un amigo. Fue publicado más tarde en una revista italiana, pero pasó inadvertido.

Explorar esta idea requiere que miremos con cuidado algunos números, pero los cálculos son realmente sencillos. Vale la pena examinar el razonamiento de Cannizzaro porque es simplemente genial.

Cannizzaro parte de reconocer una de las suposiciones de Avogadro: que volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de partículas. Sin embargo, no admite *a priori* la segunda de sus suposiciones: que los elementos gaseosos tienen moléculas poliatómicas. Cannizzaro no asume ningún tipo de fórmula para los compuestos, sino al revés: su método permite establecer las fórmulas sin necesidad de suponerlas.

Cannizzaro lo plantea así. Tomemos un elemento, digamos el hidrógeno. Existen numerosas sustancias que contienen hidrógeno como elemento; una de ellas es el gas hidrógeno mismo (que no es otra cosa que puro elemento hidrógeno), pero el agua, el amoníaco y el gas de hornada son otras muy comunes. Esto quiere decir que el átomo de hidrógeno se combina con muchos otros átomos para producir diferentes moléculas. Es más, la molécula misma del gas hidrógeno puede estar compuesta por más de un átomo del elemento hidrógeno. Ahora bien, si tomamos todas las sustancias que contienen hidrógeno o al menos un gran número de ellas, es de esperar que algunas de estas sustancias estén formadas por moléculas que contienen sólo un átomo de hidrógeno (aunque, en principio, no sepamos cuál o cuáles son). Entre estas muchas sustancias habrá otras cuyas moléculas tengan dos átomos de

hidrógeno; otras tendrán tres átomos de hidrógeno; otras quizá cuatro, y así sucesivamente.

Supongamos ahora que pudiéramos tener de alguna manera el mismo número exacto de moléculas de cada una de las sustancias compuestas por hidrógeno. No importa cuántas moléculas exactamente tengamos, siempre y cuando sea el mismo número de moléculas para cada una de las sustancias. Naturalmente, cada una de estas muestras tendrá un peso diferente, porque cada tipo de molécula tiene un peso diferente. Ahora supongamos que podemos descomponer cada una de estas muestras y medir la cantidad de hidrógeno en cada una de ellas. Aquella sustancia cuya molécula contenía tan sólo un átomo de hidrógeno deberá tener la menor cantidad de gramos de hidrógeno de toda la colección. Es más, si existen varias sustancias cuyas moléculas tienen sólo un átomo de hidrógeno, todas esas muestras, al ser descompuestas, deberán producir la misma cantidad de hidrógeno en peso. La muestra de aquella sustancia cuyas moléculas tengan dos átomos de hidrógeno, al ser descompuesta, deberá producir el doble de gramos de hidrógeno. Esto se debe a que hemos supuesto que todas las muestras contienen el mismo número de moléculas; en un caso, la muestra producirá cierto número de átomos de hidrógeno y en el otro, el doble. El mismo razonamiento se aplica para números mayores. Así, aquella muestra que al ser descompuesta produzca el triple de gramos que la primera muestra, tendrá por fuerza que corresponder a una sustancia cuya molécula posee tres átomos de hidrógeno.

Mediante la técnica Cannizzaro se puede determinar parte de la fórmula de todos estos compuestos, esto es: cuántos átomos de hidrógeno contienen. Pero la cosa no termina ahí.

Realizando exactamente el mismo tipo de análisis podemos descubrir una sustancia que contenga un solo átomo de hidrógeno, una sustancia que contenga sólo un átomo de oxígeno, otra sustancia que contenga sólo un átomo de nitrógeno y así sucesivamente para cada uno de los elementos. Ahora imaginemos que tomamos muestras de cada una de estas sustancias. Si logramos tomarlas de modo tal que cada una contenga exactamente la misma cantidad de átomos que todas las demás, entonces, al descomponerlas para obtener cada uno de los elementos, obtendremos el mismo número de átomos de hidrógeno que de átomos de oxígeno, de átomos de nitrógeno, etc. No importa cuál sea ese número, lo único importante es que sea el mismo número para cada uno de los átomos. Por supuesto, cada muestra tendrá un peso diferente, precisamente porque cada átomo tiene un peso diferente. Al comparar esos pesos, obtendremos el peso atómico relativo de cada uno de los átomos.

Todo el razonamiento de Cannizzaro se basa en poder obtener muestras de diferentes sustancias que contengan exactamente el mismo número de moléculas. Pero, dice Cannizzaro, esto es tremendamente simple: sencillamente, usemos sustancias gaseosas y tomemos el mismo volumen en cada caso, por ejemplo, un litro. Según las ideas de Avogadro, el mismo volumen de gases diferentes contiene el mismo número de moléculas, que es lo que queremos.

Es cierto que las ideas de Avogadro no estaban “demostradas” pero era una cuestión digna de investigar. Si los números “dan” lo más probable es que Avogadro tuviera razón.

Veamos entonces qué nos dicen los números. La columna 1 de la tabla I contiene el peso de exactamente un litro de diferentes sustancias²⁹ gaseosas cuya composición incluye el hidrógeno. Este dato estaba disponible en la época de Cannizzaro: se trata simplemente de la densidad de cada uno de esos gases. La columna 2 muestra el porcentaje de hidrógeno en cada una de esas sustancias. Este dato se conocía por los estudios de composición realizados por numerosos químicos, como Berzelius. Por ejemplo, el agua es 11,2% hidrógeno y 88,8% oxígeno. El amoníaco es 17,7% hidrógeno y 82,3% nitrógeno. El gas hidrógeno puro es, por supuesto, 100% hidrógeno. Estas dos columnas contienen los datos básicos; lo demás son cálculos astutos. La columna 3 contiene el porcentaje de hidrógeno en un litro de la sustancia (es decir, se obtiene multiplicando las columnas 2 y 3 y dividiendo por 100). En otras palabras, la columna 3 informa cuántos gramos de hidrógeno hay en un litro de cada uno de los compuestos. Como puede apreciarse, el número más pequeño es 0,0328 gramos y todos los demás son básicamente múltiplos de ese número. Esto quiere decir que la molécula de ácido clorhídrico probablemente contenga un solo átomo de hidrógeno. La última columna muestra por cuánto hay que multiplicar a 0,0328 para que dé el número en la columna

²⁹ Los datos aquí presentados están adaptados del libro *The World of the Atom* (editado y comentado por Henry A. Boors y Lloyd Motz (1966, Basic Books, Nueva York) y corresponden a muestras a presión normal y 100 °C; lo cual explica que el agua sea tomada como una sustancia gaseosa.

3. Eso nos dice que las moléculas de agua y de hidrógeno contienen dos átomos de hidrógeno, la molécula de amoníaco contiene tres y la molécula de metano, cuatro.

Tabla I

Sustancia	1 Gramos en un 1 litro de la sustancia	2 Porcentaje de hidrógeno en la sustancia	3 Gramos de hidrógeno en 1 litro de la sustancia	4 Valor de la columna 4 dividido por el valor menor
Hidrógeno	0,066	100,00	0,0659	2,006
Agua	0,589	11,20	0,0660	2,009
Ácido clorhídrico	1,190	2,76	0,0328	1,000
Amoníaco	0,557	17,70	0,0986	3,002
Metano	0,524	25,10	0,1315	4,005

Esto, de por sí, ya es un triunfo. En primer lugar, múltiplos tan hermosos refuerzan la idea de que la materia viene en paquetes indivisibles. En segundo lugar, ahora podemos decir con confianza que el gas hidrógeno contiene dos átomos de hidrógeno, como así también el agua, mientras que el amoníaco contiene tres átomos de hidrógeno. Ya dimos un paso en el camino de averiguar las fórmulas de esos compuestos.

El siguiente paso consiste en realizar un análisis similar con un conjunto de compuestos gaseosos que contengan otro elemento que no sea hidrógeno, por ejemplo, oxígeno. La tabla II muestra precisamente eso. En la columna 3 vemos que todos los números son múltiplos de 0,523 gramos. Las sustancias que al ser descompuestas arrojan ese número son aquellas cuyas moléculas

contienen sólo un átomo de oxígeno, como el agua o el óxido carbónico (hoy conocido como monóxido de carbono). La tablita nos muestra también que la molécula de oxígeno gaseoso contiene dos átomos de oxígeno, lo mismo que la del gas carbónico (hoy conocido por dióxido de carbono).

Pero ahora tenemos que 0,0328 gramos de hidrógeno contienen el mismo número de átomos que 0,523 gramos de oxígeno. Cannizzaro no tenía ni la más remota idea de cuántos átomos eran éstos, pero lo único que le importaba es que era exactamente el mismo número. Y como 0,523 es básicamente 16 veces más grande que 0,0328, esto quiere decir que el átomo de oxígeno es 16 veces más pesado que el átomo de hidrógeno. Fin de la historia. Con este método es posible averiguar cuántas veces más pesado es un átomo que el átomo de hidrógeno, y esto es, precisamente, el peso atómico relativo.

Tabla II

	1	2	3	4
Sustancia	Gramos en un 1 litro de la sustancia	Porcentaje de oxígeno en la sustancia	Gramos de oxígeno en 1 litro de la sustancia	Valor de la columna 4 dividido por el valor menor
Oxígeno	1,050	100,0	1,050	2,008
Agua	0,589	88,8	0,523	1,000
Óxido sulfúrico	2,090	50,0	1,045	1,998
Óxido carbónico	0,916	57,1	0,523	1,000
Ácido carbónico	1,440	72,7	1,047	2,002

La estrategia de Cannizzaro se basa en dos ideas. Una, que volúmenes iguales de distintos gases tienen todos la misma

cantidad de moléculas. La otra es que, si existe una cantidad indivisible (el átomo), deberá aparecer en forma de múltiplos enteros. O tenemos un átomo o dos o tres, pero nunca medio o un tercio. Sus malabares matemáticos no son otra cosa que buscar la cantidad mínima de la cual todas las demás son múltiplos; esa cantidad tiene que corresponder al peso (relativo) de un solo átomo.³⁰

A veces uno cree que la mejor ciencia ocurre en los laboratorios, haciendo experimentos que develan los misterios. He aquí un ejemplo de la mejor ciencia... hecha sin experimento alguno. ¡Cannizzaro logró determinar el peso atómico relativo de casi todos los elementos sin hacer un solo experimento; simplemente pensando en los resultados de otros!

³⁰ Ésta fue exactamente la misma estrategia que Robert A. Millikan utilizó para determinar la carga del electrón, que es la mínima unidad de carga posible.

Séptimo interludio

Pasiones secretas de los científicos

Una de las metas de la investigación científica es generar conocimiento objetivo y universal sobre nuestras experiencias. En la época de la gesta y maduración de la teoría atómica esta universalidad implicaba que científicos de diversas naciones de Europa y diferentes trasfondos culturales e ideológicos debían ponerse de acuerdo sobre lo que veían y pensaban. Ésta no era una tarea sencilla y sin duda el Congreso de Karlsruhe fue un enorme paso adelante. Hoy en día la cuestión es aun más profunda por cuanto la ciencia ya no es un asunto europeo sino que los interlocutores vienen de China, Malasia, Sudáfrica o lugares tan recónditos como Sudamérica.

Este anhelo de universalidad y consenso llevó a que muchas veces los proyectos científicos fueran verdaderos puentes entre culturas en choque, como las colaboraciones espaciales entre soviéticos y norteamericanos durante la Guerra Fría, o los intercambios entre Berthollet y Dalton mientras Francia e Inglaterra se deshacían en las Guerras Napoleónicas. Estas ansias de universalidad han contribuido también a formar una visión popular de los científicos como gente más allá de las disputas políticas, preocupados más bien por cuestiones esotéricas y específicas, casi dementes. La imagen de la “torre de marfil” fue acuñada para describir el espíritu abstraído de los investigadores. Los gobiernos represivos han jugado con esta idea para alejar a estudiantes de las peligrosas artes

políticas: “A la facultad se viene a estudiar”. Por supuesto: que muchos científicos se ajustan a esta idea. Sin ir más lejos, Dalton mismo era bastante apolítico (aunque no, obviamente, sin definiciones ideológicas; recordemos su pacifismo). Pero muchos otros no podrían haber estado más alejados de ese perfil.

La personalidad de Stanislao Cannizzaro desmiente este y otros estereotipos de investigador científico. Cannizzaro nació en Sicilia, en ese entonces un reino aparte (el Reino de las Dos Sicilias, que incluía a Nápoles) gobernado por reyes borbones. Italia, como Alemania, no era una nación unida. Stanislao fue un muchacho precoz que entró en la Facultad de Medicina a los quince años para después abandonar la carrera y dedicarse a la química. Hizo sus primeras armas de laboratorio en la ciudad de Pisa, bastante lejos de su Palermo natal. Los hechos se precipitaron en enero de 1848. Los sicilianos se rebelaron contra la corona de Ferdinando III. Cannizzaro, galvanizado por los acontecimientos, volvió a Sicilia, donde se incorporó al ejército de artillería. Las tropas reales comenzaron a movilizarse hacia la isla legendaria, pero durante meses y meses les fue imposible retomar el control de manos de los rebeldes, quienes buscaban un gobierno de mayor equidad y representatividad. Las ideas de democracia y socialismo se encendían en toda Europa como reguero de pólvora. Pero hacia principios de 1849 Stanislao debió abandonar por mar el hogar del Etna y terminó en París.

Las rebeliones de Sicilia fueron sólo el comienzo de lo que resultó una ola masiva de revoluciones en toda Europa. Fue el año,

precisamente, en que Cari Marx y Friedrich Engels publicaron el *Manifiesto comunista*.

Cannizzaro no es un caso aislado. Por ejemplo, Jacques Monod, un célebre microbiólogo (Premio Nobel en 1965), fue durante muchos años un importante agente secreto de la resistencia francesa contra la invasión nazi. Tanto Antoine Lavoisier como Dimitri Mendeleev ofrecieron asiduamente sus conocimientos para beneficio de la sociedad y sus gobiernos. Si nos internamos en la historia del átomo en el siglo XX, en historias de radiactividad y energía nuclear, vemos que Albert Einstein jugó un papel central en convencer al presidente F. D. Roosevelt de Estados Unidos de que había que construir una bomba atómica antes de que lo hicieran los nazis. Pero no todos estuvieron del lado de la bomba. El químico Linus Pauling (de cuyo impacto en la biología molecular y la teoría de enlaces hablaremos en el próximo interludio) ganó dos veces el Premio Nobel; el segundo premio fue el Nobel de la Paz, por su lucha en contra del armamentismo nuclear.

Después de que Cannizzaro desembarcara en París, logró volver a Italia, en donde se dedicó de lleno a una de sus grandes pasiones: la docencia. Si bien en la visión popular ciencia y política no parecen ir muy de la mano, ciencia y docencia es un matrimonio que nos parece más natural. Sin embargo, por lo general creemos que la docencia se trata de enseñar lo que ya se sabe, mientras que la ciencia trata de descubrir (o inventar) aquello que no conocemos. Producción de conocimiento *versus* transmisión de conocimiento. Una de las virtudes de tener investigadores en las universidades es

que quien enseña es quien está *haciendo* el conocimiento a impartir. Esto, sin duda, genera una educación de alta calidad. Pero esta; división no es en realidad tan nítida. El otro aspecto, menos mencionado, es que el esfuerzo docente de un investigador no es tan diferente de su reflexión científica. Esto queda ilustrado en el caso de Cannizzaro, quien realmente hizo poca investigación en el laboratorio. Pero Cannizzaro encontró, al querer dar clases de química, un mundo en desorden. Y al tratar de imponer orden en las ideas de la época, concibió la herramienta fundamental para resolver el problema de los pesos atómicos y las fórmulas químicas. No fue una idea nacida en el laboratorio sino en el aula. Exactamente lo mismo puede decirse de la invención de la Tabla Periódica por Dimitri Mendeleev (véase el capítulo 9); el ruso inventó la Tabla para poder explicar mejor a sus alumnos el caótico mundo de los elementos y compuestos químicos. Fue su lado docente el que trajo luz a la ciencia.

En 1860, después del Congreso de Karlsruhe, Giuseppe Garibaldi volvía a Sicilia después de sus extensos viajes (entre los cuales tuvo injerencia en los acontecimientos vividos en las costas del Plata)³¹ y comenzaba a reunir sus tropas para derrocar una vez más (esta vez con éxito) al gobierno absolutista. Cannizzaro regresó a Sicilia para colaborar de nuevo con la insurgencia. Esta vez no lo hizo en el campo de batalla, pero a medida que Italia se consolidaba como nación bajo los esfuerzos de Garibaldi, Cannizzaro pasó a jugar un papel central en la organización del sistema educativo italiano.

³¹ En Uruguay, Garibaldi peleó contra Rosas y defendió a la Banda Oriental de los ataques de las Provincias Unidas del Río de la Plata.

Trabajó en varias universidades en Italia. Logró así combinar finalmente su ferviente patriotismo y sed de servicio con su amor por los estudiantes y su pasión absoluta por la docencia.

Capítulo 8

Bolas, palitos y la estructura molecular

Contenido:

§. *Isómeros: los misteriosos gemelos químicos*

§. *En la luna de valencia*

§. *Las moleculitas de Kekulé*

§. *El número de isómeros*

§. *El caso del benceno*

Hasta ahora uno podía imaginarse a los átomos como diminutas esferas perfectamente lisas, y a las moléculas como aglomerados amorfos, o de forma desconocida, de esas bolitas. Pero ¿quién no ha visto esos hermosos modelos moleculares en tres dimensiones en los que bolas de colores están unidas por palitos conectores? Éstas no son esferas perfectas ni aglomerados amorfos, son cosas con estructura compleja y hasta atractiva. Esta imagen más compleja del átomo estaba en proceso de fermentación en los años previos al Congreso de Karlsruhe, y una vez consolidados los pesos atómicos de Cannizzaro, floreció con rapidez. Veamos su historia.

§. Isómeros: los misteriosos gemelos químicos

Las primeras pistas de esta concepción en desarrollo de los átomos y las moléculas provinieron del estudio de las sustancias orgánicas. Mientras los debates sobre los pesos atómicos se llevaban adelante a lo largo del siglo XIX, muchos químicos estaban abocados a aislar y estudiar sustancias provenientes de plantas y animales. El azúcar

se extraía de las frutas; el alcohol, de su jugo fermentado; el ácido acético, del vinagre; el ácido fórmico, de hormigas machacadas. Había cientos de sustancias y cada vez aparecían más. Todas ellas contenían carbono e hidrógeno, por lo general también oxígeno y muchas veces nitrógeno y otros elementos, como azufre, fósforo o cloro.

¿Cómo era posible generar un número aparentemente gigantesco de sustancias con tan pocos tipos de átomos? La primera respuesta a esta pregunta fue establecida por el propio Dalton: cada uno de esos compuestos debe tener su propia proporción de cada uno de los átomos, o, en otras palabras: cada sustancia tiene su propia fórmula. Pero resulta que muchas sustancias orgánicas tienen exactamente la misma fórmula, la misma cantidad exacta de cada uno de los elementos. Por ejemplo, existen dos alcoholes con la fórmula C_3H_8O y numerosos azúcares con la fórmula $C_6H_{12}O_6$.

El fenómeno de sustancias diferentes (o sea, con propiedades diferentes) con una fórmula idéntica fue notado por primera vez por Gay-Lussac. Berzelius lo bautizó con el nombre de “isomerismo”. Dos sustancias son *isómeros* cuando tienen la misma fórmula. ¿Cómo se explica esto? Inmediatamente fue claro para los químicos que la respuesta tenía que encontrarse en la estructura interna de las moléculas. Los mismos átomos pueden unirse unos a otros de manera diferente, produciendo moléculas diferentes y, por lo tanto, con propiedades particulares y personales.

Ahora bien, ¿cuál es la estructura interna de una molécula y cómo puede determinarse? Ésta no era una cuestión sencilla en tiempos

en los cuales los científicos ni siquiera estaban de acuerdo sobre las fórmulas, en primer lugar.

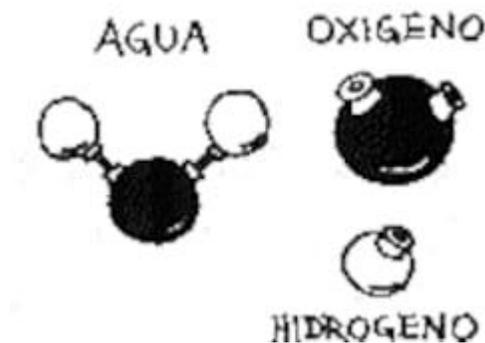
§. En la luna de valencia

En las décadas previas al Congreso de Karlsruhe varios químicos fueron advirtiendo patrones peculiares en la combinación de los elementos. Por ejemplo, el hidrógeno forma varios compuestos en los que existen sólo dos átomos, como HCl, HBr, H₂. También forma compuestos en los que hay dos átomos de hidrógeno y uno solo del otro tipo, como en H₂O y SH₂. En el caso del amoníaco (NH₃) hay tres átomos de hidrógeno y uno solo de nitrógeno. En ningún caso hay menos átomos de hidrógeno que cualquiera de los otros átomos. Nunca vemos un compuesto del estilo X₂H o X₃H (donde X representa cualquier otro elemento). Es como si el hidrógeno tuviera una sola capacidad o punto de unión con los otros átomos.

De estas fórmulas puede verse que el cloro y el bromo, por ejemplo, también parecen tener un solo punto de unión y por eso, al combinarse con hidrógeno, lo hacen uno a uno. El oxígeno, en cambio, parece tener dos puntos de unión y por eso se une con dos átomos de hidrógeno. De la misma manera, podemos ver que el nitrógeno parece tener tres puntos de unión.

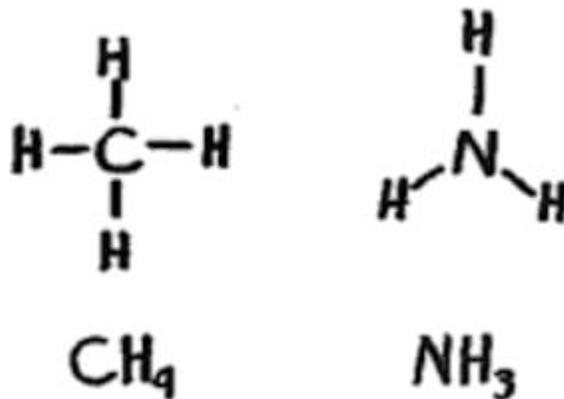
La idea de “puntos de unión” apareció por primera vez en los escritos de Edward Frankland y Alexander W. Williamson. El primero propuso el nombre de “atomicidad” para referirse al número de puntos de unión de un átomo. Más tarde se impuso el nombre de

“valencia” y ese nombre se impuso. Se habla del hidrógeno como un átomo de valencia 1 y de que el oxígeno tiene una valencia igual a 2. La idea de valencia resultó poderosísima, como veremos en un instante. Pero para empezar, notemos que nos provee inmediatamente de una nueva imagen mental del átomo, no con una superficie pulida y perfecta, sino con algún tipo de punto de unión. Podríamos representar un átomo de hidrógeno o uno de oxígeno como lo que vemos en la figura. Los puntos de unión obviamente son sitios de origen o de localización de algún tipo de fuerza que mantiene a los átomos unidos. Y uno podría también representar las uniones entre los átomos como barras.



Éste fue un camino que los químicos recorrieron con cierta aprehensión, porque no tenían forma de verificar si realmente estaban produciendo una imagen fidedigna del mundo microscópico. Pero las representaciones son útiles, se van colando en nuestras vidas, y con el tiempo van ganando fuerza. Frankland acuñó también el término “unión” o “enlace” para referirse a la fuerza entre los átomos. Esta inocente palabrita evoca en la mente

de muchos una entidad física: algo uniendo o enlazando dos cosas; Frankland no tenía una intención tan “concreta”, pero la imaginación popular se escapa de las manos de hasta el más pintado. Posiblemente esa misma idea sugirió al químico escocés Alexander Crum Brown, en 1861, el representar a cada átomo con su símbolo químico y a los enlaces entre ellos como rayitas. Ésta es la nomenclatura gráfica que los químicos conservan hoy en día. La figura siguiente muestra las moléculas de amoníaco y el gas de hornalla en representaciones de este estilo.



Y uno también podría preguntarse: ¿pero de qué están hechas estas uniones, qué tipo de fuerzas mantienen juntos a los átomos, por qué cierto número de uniones y no otro? Todas éstas son preguntas válidas, pero que en esa época resultaban difíciles o imposibles de contestar. Tampoco perdamos de vista que lo que vemos en estas figuras eran, y de alguna manera siguen siendo, simplemente representaciones:³² La idea de puntos de unión, si bien fue y sigue

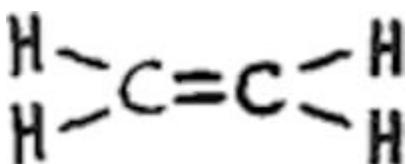
³² En la Antigüedad, la observación de los cielos llevó a los pensadores a proponer representaciones del cosmos en las que los planetas giraban en torno a la Tierra montados en

siendo útil, fue elaborada y modificada por los científicos con el correr del tiempo. Aun cuando en algunas áreas de la ciencia se siguen usando estas representaciones, muchos químicos trabajan con visiones altamente sofisticadas de la estructura interna del átomo y de cómo los átomos se unen unos con otros. La valencia nos recuerda que una idea científica puede ser útil y fructífera sin necesariamente ser cierta o eterna.

La idea de valencia fue explotada con todo vigor en 1858 por Kekulé, el alemán que convocaría al Congreso de Karlsruhe dos años más tarde.

§. Las moleculitas de Kekulé

Kekulé notó que podían dibujarse fórmulas para todos los compuestos orgánicos si se asumía que el hidrógeno tenía una valencia de 1, el oxígeno de 2, el nitrógeno de 3 y el carbono de 4. Además, tuvo la genial idea de que los átomos de carbono podían conectarse entre sí, dejando las uniones sobrantes para interactuar con otros átomos. Por ejemplo, el etileno (hoy conocido como eteno), un gas combustible, tiene dos átomos de carbono y cuatro de hidrógeno. Kekulé pudo escribirlo de la siguiente manera:³³



esferas giratorias gigantescas y transparentes. Tan creíble resultaba la representación que muchos se preguntaban de qué estarían hechas las esferas y si se gastarían en las superficies de contacto entre unas y otras.

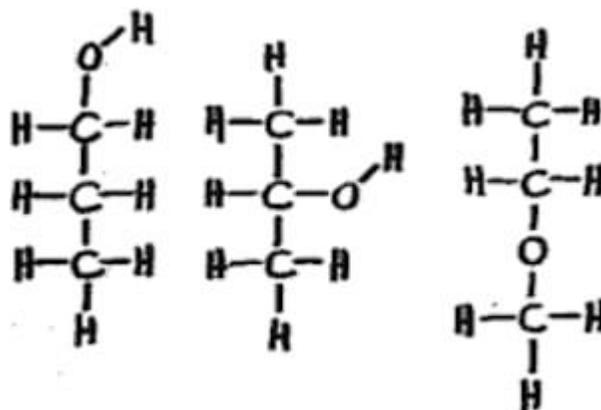
³³ Kekulé usaba otro tipo de representación gráfica, bastante confusa, pero la idea es la misma.

De esta forma, fue capaz de ir escribiendo, o deberíamos decir *dibujando*, toda clase de compuestos. El acetileno (hoy recibe el nombre de etino) tiene 2 átomos de carbono y 2 de hidrógeno. ¿Cómo lo dibujamos? Simple: con tres uniones entre los átomos de carbono y una unión con el hidrógeno sobrante de cada carbono.



Esta naciente visión de las moléculas recibió el nombre de “teoría estructural”,³⁴ pues trata de la estructura de las moléculas y es parte, naturalmente, de la teoría atómica. Con este esquema podía explicarse la existencia de isómeros; por ejemplo, las tres moléculas representadas en la figura corresponden a tres sustancias con propiedades diferentes, aunque puede verse que ambas contienen el mismo tipo y número de átomos.

³⁴ Kekulé no fue el único, desde luego, en hacer contribuciones fundacionales a esta rama de la ciencia. Entre otros figurones podemos nombrar al ruso Aleksandr Mikhailovich Butlerov. Para los amantes del chusmerío científico es divertido notar que Butlerov tuvo en Rusia unas peleas terribles con Dimitri Mendeleev, el padre de la Tabla Periódica. Créase o no, el enfrentamiento giró en torno al más allá. En esa época estaban de moda en Europa las sesiones espiritistas. Butlerov pensaba que valía la pena prestarles atención a estos fenómenos fantasmales y Mendeleev sostenía que era pura charlatanería.



§. El número de isómeros

En esa época no existía forma de establecer si esas fórmulas estructurales (los dibujos) correspondían o no a la disposición real de los átomos en el espacio en las moléculas verdaderas. Muchos científicos se horrorizaban ante la idea de sugerir que así podía ser. Pero existían evidencias indirectas que prestaban credibilidad al sistema, así como la Ley de Proporciones Múltiples de Dalton había prestado credibilidad a la idea original de átomos con pesos característicos.

La idea central aquí es que los isómeros tienen la misma cantidad y tipo de átomos, pero ensamblados de manera diferente. Si la diferencia en propiedades químicas depende de la forma de conectar los átomos, entonces tiene que haber tantos isómeros de una determinada fórmula como modos de ensamblar ese número de átomos. Esto no es difícil de determinar, basta con escribir todas las combinaciones posibles en un papel. Por ejemplo, los compuestos con fórmula CH₄, C₂H₆ y C₃H₈ sólo pueden dibujarse de una manera cada uno (es decir, existe sólo una forma de conectar los átomos respetando las valencias de cada uno) y los experimentos muestran

que sólo existe un compuesto con cada una de esas fórmulas (no tienen isómeros). En cambio, 4 átomos de carbono y 10 de hidrógeno pueden conectarse de dos maneras diferentes y, en efecto, los experimentos muestran que existen dos sustancias diferentes con la fórmula C_4H_{10} .

En casi todos los casos, el número de isómeros coincide con las permutaciones posibles de los átomos en las estructuras dibujadas de este modo, lo cual sustenta la idea de que estos dibujos realmente describen la manera en que los átomos están enlazados para formar una molécula.

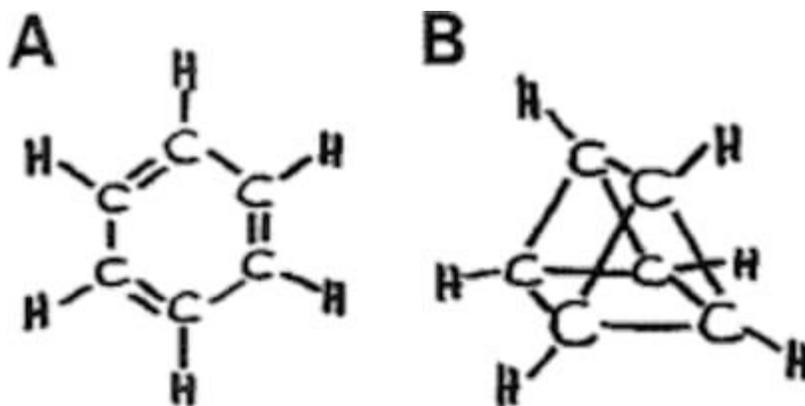
§. El caso del benceno

La teoría estructural, como su hermana más grande (la teoría atómica), tiene características que podemos ilustrar usando el ejemplo histórico de la molécula de benceno. El benceno es un líquido inflamable de olor penetrante y de fórmula C_6H_6 . Se le atribuye a Kekulé el haber “descubierto” la estructura molecular del benceno (contrariamente a las versiones estudiantiles, el nombre de este investigador no deviene de su suerte con los experimentos). Como veremos, esto es simplificar un poco las cosas.

Observemos antes que nada que una fórmula estructural con 6 átomos de carbono y 6 de hidrógeno es difícil de hacer si queremos que todos los átomos de carbono establezcan cuatro uniones. Kekulé cuenta que estaba trabajando arduamente en el problema cuando se quedó dormido frente a los leños ardientes de su hogar. En su sueño las llamas danzaban en el aire en forma de serpientes;

de pronto, una serpiente se mordió la cola formando un anillo y Kekulé se despertó sobresaltado. La respuesta estaba en su cabeza: el “primer” átomo de la cadena de benceno podía unirse con el “último” y formar un anillo. Así, ideó la estructura que vemos en la figura A.

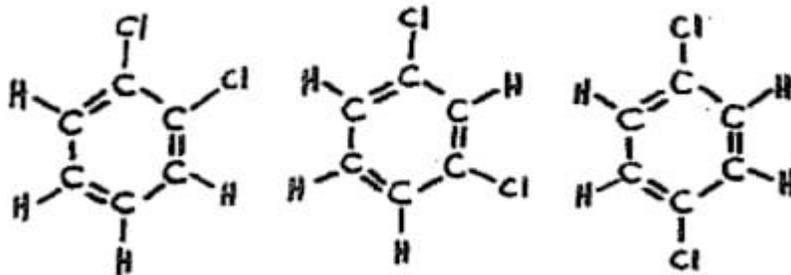
Esta estructura tenía la ventaja de conservar inalterada la suposición de que los átomos de carbono siempre establecen cuatro uniones. Además, tenía otra ventaja. Varios experimentos químicos habían mostrado que los átomos de hidrógeno del benceno podían ser sustituidos por otros átomos, por ejemplo, cloro.



Si se sustituye sólo un átomo de hidrógeno, obtenemos un solo tipo de sustancia, es decir, no existen isómeros de esa sustancia. La fórmula de Kekulé refleja este hecho porque no importa qué átomo de hidrógeno cambiemos por cloro, siempre obtenemos la misma cosa. Existen otras estructuras imaginables (pero que no mostramos) que implican otro número de isómeros y que, por lo tanto, no calzan con los resultados experimentales. Pero, a no entusiasmarse tanto, que otros científicos propusieron otras

estructuras que también cumplen con las condiciones de Kekulé, como la dibujada en la figura B.

A su vez, la estructura propuesta por Kekulé predice que, si sustituimos 2 átomos de hidrógeno por átomos de cloro, deberemos obtener 3 isómeros, con estructuras detalladas en la figura que sigue. En efecto, eso es lo que sucede.



Lo que vemos claramente en este caso es que la idea del anillo de benceno no se desprende inmediatamente de los experimentos sino que surge de la imaginación (el sueño) de Kekulé. Es una idea inventada, como la idea misma de los átomos. Una vez que Kekulé tiene esa imagen, sin embargo, analiza cómo acomoda los datos de la realidad; por ejemplo, el número de isómeros de los derivados clorados del benceno. Como los acomoda bien, Kekulé se siente más seguro de que su estructura probablemente refleje la realidad. Pero no puede estar absolutamente seguro. Otras alternativas son posibles también. Como en toda investigación científica, nuevos experimentos deben ser llevados adelante para poder determinar cuál de las estructuras propuestas describe mejor la realidad invisible de la molécula de benceno.

§. Otros avances

Con el mismo tipo de estrategia, el holandés Jaco, bus Henricus van't Hoff tuvo la interesante idea de que las uniones del átomo de carbono (esos palitos del dibujo) apuntan hacia los vértices de un tetraedro (una pirámide con lados que son triángulos equiláteros). Esto parece una idea descabelladamente detallada. ¿Acaso los vio? Nuevamente, no: el mundo de las moléculas seguía siendo inalcanzablemente diminuto, pero existían ciertos isómeros cuyos números y características podían explicarse elegantemente si se asumía esa geometría en particular. No vamos a entrar aquí en detalles, pero baste señalar que el mecanismo de imaginar cosas invisibles que permiten hacer que los resultados experimentales encajen tuvo más de una batalla ganada.

Eventualmente, se desarrollaron técnicas que permitieron establecer la posición de los átomos dentro de las moléculas usando otros principios. Algo más cercano a “ver”, pero dependiente de complejos estudios matemáticos del comportamiento de rayos X que pasaban a través de muestras cristalizadas de las sustancias pertinentes. Estos estudios fueron profundamente convincentes de que las moléculas son así en verdad, y no sólo en nuestra imaginación, pero tales técnicas son también indirectas y se han valido de lo que Galileo llamaba “el ojo de la mente”. El mismo Kekulé lo manifestó así: “Soñemos, caballeros, y entonces quizás encontremos la verdad... pero cuidémonos de publicar nuestros sueños antes de que sean puestos a prueba por la comprensión de nuestra vigilia”.

Octavo interludio

Científicos juguetones

A veces se piensa que la herramienta del pensamiento más fina y virtuosa de la ciencia es la matemática, que en el fondo lo que los científicos buscan lograr es una descripción mediante ecuaciones de los fenómenos que estudian. Que los dibujos, esquemas y modelos son herramientas menores, quizá de gran valor educativo o comunicativo, pero ciertamente no lo que los científicos serios y más sofisticados usan en el día a día. ¡Error!

Tanto en la geología como en la bioquímica, los dibujos, mapas y modelos son básicamente una forma de pensar, un recurso tan importante como la más exquisita de las ecuaciones de la física.

Esto se puso fuertemente de manifiesto en los albores de la biología molecular, cuando resultaba indispensable visualizar inmensas macromoléculas en tres dimensiones para empezar a adivinar qué hacían y cómo. Los dos desafíos mayores eran el ADN (el material de la herencia) y las proteínas (las máquinas moleculares que realizan casi todos los trabajos en el interior de las células). Para estudiar la posición de los átomos dentro de estas moléculas, varios científicos y científicas en Inglaterra usaban la técnica de cristalografía de rayos X, cuyos resultados eran enormemente difíciles de interpretar. En Estados Unidos, el químico Linus Pauling decidió atacar el problema en forma totalmente diferente. Pauling había jugado un papel protagónico en estudiar la naturaleza física del enlace químico, llevando la vieja idea de valencia a definiciones mucho más

sofisticadas y precisas. Él, más que nadie, entendía de qué se trataba esta unión; su libro más famoso se llama, de hecho, *La naturaleza del enlace químico*. Para estudiar las proteínas se valió del hecho de que éstas son largas cadenas de unidades más chicas llamadas aminoácidos (algo así como collares de cuentas moleculares). Decidió entonces estudiar a fondo las características químicas de los enlaces dentro y entre los aminoácidos, las unidades constitutivas de las proteínas. Con este conocimiento detallado pudo imaginar cómo podían girar y moverse los átomos en el espacio en tres dimensiones.

Una vez, en 1948, mientras visitaba a otros investigadores en Europa, Pauling contrajo una gripe que lo dejó en cama por varios días. Aburrido, se dedicó a dibujar en escala sobre un papel una cadena polipeptídica, es decir, varios aminoácidos unidos unos a otros. Pudo hacerlo con facilidad pues sabía de memoria los ángulos y longitudes de todos los enlaces pertinentes. Los recortó y empezó a... jugar. Sí, a jugar. Los fue plegando y doblando, siempre respetando las leyes de ángulos y distancias. Hasta que su modelito de papel se le plegó en las manos en la forma de una hermosa serpentina, como una escalera de caracol: lo que los científicos llaman una “hélice” (y que no debe ser confundida con la hélice de un barco).

Con esta idea en la mano, confirmó de manera más rigurosa, junto con Robert Corey, que su intuición era correcta, y todos sus cálculos indicaron que sí. A principios de 1951 Pauling dio una charla en el Instituto Tecnológico de California (Caltech), en

Pasadena (EE.UU.), en la que reveló al mundo lo que él había bautizado como “alfa-hélice”. Esta maravilla de molécula es una larga cadena de eslabones que se pliega sobre sí misma en el espacio, como una escalera caracol. La presentó a su público en forma de un modelo en 3-D, el cual explicó con minucioso detalle. En abril de 1951, él y Corey publicaron sus resultados. En algunos años más los cristalógrafos ingleses confirmaron atónitos que la alfa-hélice realmente está presente en numerosas proteínas.

Esta misma actitud juguetona fue adoptada por James Watson y Francis Crick cuando decidieron imaginarse la estructura tridimensional del ADN. Encargaron modelos de las subunidades del ADN al taller del instituto en donde trabajaban (hermosos modelos hechos de metal a perfecta escala). Pero como el taller tardaba mucho, Watson, cansado de esperar y preocupado por la posibilidad de que el mismo Pauling se les adelantara en el arte del juguete científico, dibujó las partes correspondientes en cartulina, las recortó y empezó a jugar con ellas. Mediante ese juego, Watson descubrió la mañana del 28 de febrero de 1953 uno de los principios más importantes de la biología: el de la complementariedad de bases (según el cual A se aparea con T y C se aparea con G, como puede leerse en un libro básico de biología).

Estos dos ejemplos nos muestran que los modelos, además de ser el producto de la imaginación, son también promotores de la imaginación, porque permiten a los investigadores jugar con sus ideas, probar nuevas combinaciones, “ver qué pasa”. En ambos

casos, los juguetones e imaginativos llegaron a las ideas clave antes que aquellos que juntaban dato sobre dato sin atreverse a soñar.

Capítulo 9

La Tabla

La Tabla Periódica era increíblemente hermosa, la cosa más bella que hubiera visto nunca. Nunca logré analizar adecuadamente qué quise decir aquí con belleza. ¿Simplicidad? ¿Coherencia? ¿Inevitabilidad? O quizá sólo era la simetría, la comprensividad de cada elemento firmemente trabado en su lugar, sin agujeros, sin excepciones, cada cosa implicando todas las demás.

Oliver Sacks

Contenido:

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

En el verano de 1860 llegaron al Congreso de Karlsruhe dos vivaces estudiantes rusos. Uno de ellos era Alexander Borodin, quien más tarde se convertiría en uno de los más importantes compositores rusos y pasaría a la fama con, entre otras obras, la ópera *El príncipe Igor*.³⁵ El otro, amigote del primero, iba a recibir en el congreso un sacudón intelectual que terminaría catapultándolo al panteón de los dioses de la química. Era Dimitri Ivanovich Mendeleev, el padre de la Tabla Periódica.³⁶

La Tabla Periódica de los Elementos es el símbolo emblemático de la química. La encontramos en todas las aulas de ciencia y en sus libros. Aparece pintada en remeras y en corbatas, y hasta en calzoncillos, y ha sido la inspiración de varias impostoras menos científicas (y nada periódicas) como la “tabla periódica de las frutas” o la “tabla periódica de los postres” La Tabla, sin duda, ha dejado una huella permanente en la cultura de nuestra civilización. Obviamente, la asociamos con los átomos y la teoría atómica. Irónicamente, su inicio tuvo poco que ver con los átomos, pero su impacto contribuyó a hacer del átomo una realidad física creíble.

La Tabla tiene infinidad de virtudes, muchas profundas, pero entre ellas se destaca el ser un modo económico de clasificar los

³⁵ La obertura a esta ópera recibe el nombre de “Las danzas polovtsianas” y tiene una linda melodía que puede reconocerse en la canción “Quiéreme” de Julio Iglesias y en otra en inglés titulada “A stranger in paradise”.

³⁶ La Tabla Periódica no fue creada por una sola persona. Fue el resultado de una evolución más bien paulatina de ideas. Las bases conceptuales de la Tabla fueron establecidas de forma independiente por varios autores, además de Mendeleev. Entre ellos se encuentran el francés de Chancourtois, el inglés Newlands, y sobre todo el alemán Lothar Meyer. Sería interesante explorar cómo estos autores, y aquellos que allanaron el terreno con innumerables ideas y descubrimientos fueron dándoles forma a las ideas detrás de la Tabla. Concentrarse sólo en Mendeleev es en parte serle infiel a la historia, pero lo cierto es que el ruso estudió más el tema y con mayor profundidad que ninguno de los otros.

elementos químicos. Como sistema de clasificación, la Tabla tiene un evidente beneficio didáctico: de un golpe uno puede ver, lógicamente ordenados, todos los ladrillos fundamentales que componen el Universo. Nada más ni nada menos.

Número atómico		Símbolo químico		Nombre químico		Peso atómico relativo	
1	H						
2	He						
3	Li						
4	Be						
5	B						
6	C		Carbono		12,01		
7	N						
8	O						
9	F						
10	Ne						
11	Na						
12	Mg						
13	Al						
14	Si						
15	P						
16	S						
17	Cl						
18	Ar						
19	K						
20	Ca						
21	Sc						
22	Ti						
23	V						
24	Cr						
25	Mn						
26	Fe						
27	Co						
28	Ni						
29	Cu						
30	Zn						
31	Ga						
32	Ge						
33	As						
34	Se						
35	Br						
36	Kr						
37	Rb						
38	Sr						
39	Y						
40	Zr						
41	Nb						
42	Mo						
43	Tc						
44	Ru						
45	Rh						
46	Pd						
47	Ag						
48	Cd						
49	In						
50	Sn						
51	Sb						
52	Te						
53	I						
54	Xe						
55	Cs						
56	Ba						
57	La						
58	Ce						
59	Pr						
60	Nd						
61	Pm						
62	Sm						
63	Eu						
64	Gd						
65	Tb						
66	Dy						
67	Ho						
68	Er						
69	Tm						
70	Yb						
71	Lu						
72	Hf						
73	Ta						
74	W						
75	Re						
76	Os						
77	Ir						
78	Pt						
79	Au						
80	Hg						
81	Tl						
82	Pb						
83	Bi						
84	Po						
85	At						
86	Rn						
87	Fr						
88	Ra						
89	Ac						
90	Th						
91	Pa						
92	U						
93	Np						
94	Pu						
95	Am						
96	Cm						
97	Bk						
98	Cf						
99	Es						
100	Fm						
101	Md						
102	No						
103	Lr						
104	Rf						
105	Db						
106	Sg						
107	Bh						
108	Hs						
109	Mt						
110	Ds						
111	Rg						
112	Cn						
113	Nh						
114	Fl						
115	Mc						
116	Lv						
117	Ts						
118	Og						
119	Uue						
120	Uuq						
121	Uup						
122	Uuq						
123	Uub						
124	Uut						
125	Uuq						
126	Uuq						
127	Uuq						
128	Uuq						
129	Uuq						
130	Uuq						
131	Uuq						
132	Uuq						
133	Uuq						
134	Uuq						
135	Uuq						
136	Uuq						
137	Uuq						
138	Uuq						
139	Uuq						
140	Uuq						
141	Uuq						
142	Uuq						
143	Uuq						
144	Uuq						
145	Uuq						
146	Uuq						
147	Uuq						
148	Uuq						
149	Uuq						
150	Uuq						
151	Uuq						
152	Uuq						
153	Uuq						
154	Uuq						
155	Uuq						
156	Uuq						
157	Uuq						
158	Uuq						
159	Uuq						
160	Uuq						
161	Uuq						
162	Uuq						
163	Uuq						
164	Uuq						
165	Uuq						
166	Uuq						
167	Uuq						
168	Uuq						
169	Uuq						
170	Uuq						
171	Uuq						
172	Uuq						
173	Uuq						
174	Uuq						
175	Uuq						
176	Uuq						
177	Uuq						
178	Uuq						
179	Uuq						
180	Uuq						
181	Uuq						
182	Uuq						
183	Uuq						
184	Uuq						
185	Uuq						
186	Uuq						
187	Uuq						
188	Uuq						
189	Uuq						
190	Uuq						
191	Uuq						
192	Uuq						
193	Uuq						
194	Uuq						
195	Uuq						
196	Uuq						
197	Uuq						
198	Uuq						
199	Uuq						
200	Uuq						
201	Uuq						
202	Uuq						
203	Uuq						
204	Uuq						
205	Uuq						
206	Uuq						
207	Uuq						
208	Uuq						
209	Uuq						
210	Uuq						
211	Uuq						
212	Uuq						
213	Uuq						
214	Uuq						
215	Uuq						
216	Uuq						
217	Uuq						
218	Uuq						
219	Uuq						
220	Uuq						
221	Uuq						
222	Uuq						
223	Uuq						
224	Uuq						
225	Uuq						
226	Uuq				</		

Mendeleev estaba realizando parte de sus estudios en química en la ciudad alemana de Heidelberg cuando se convocó el congreso. Allí se codeó con varios químicos importantes, como Richard Erlenmeyer (creador del frasco cónico, que es un verdadero icono del laboratorio químico) y Robert Bunsen (creador del igualmente famoso mechero Bunsen). Mendeleev volvió a San Petersburgo en febrero de 1861,³⁷ cinco días antes de que el zar Alejandro II emitiera el Manifiesto de Emancipación de los Siervos, la primera de una serie de reformas que transformarían a la Rusia feudal en un Estado europeo más moderno. Dimitri había de encontrar muchas oportunidades en esa nueva sociedad, la que también ayudó a ordenar. El mundo de los elementos químicos no era el único que requería de un profundo esfuerzo organizativo.

§. Ordenar para explicar

Recién llegado de Alemania, Mendeleev no tenía un peso partido al medio. Para ganarse unos rublos, se puso a escribir un libro de química orgánica, y le fue de maravillas. Pronto consiguió un puesto de profesor en la Universidad de San Petersburgo y en 1867 se hizo cargo de la cátedra básica de Química General e Inorgánica. Descubrió que no existían buenos libros actualizados de química general en ruso, de modo que decidió escribir un libro él mismo para que lo pudieran usar sus alumnos universitarios. Cuando comenzó a abordar el mundo de las sustancias inorgánicas y el de los elementos que las componen, advirtió que el tema era demasiado

³⁷ Ésta es la fecha de acuerdo con el calendario gregoriano en uso actual. En esa época, Rusia todavía usaba el calendario juliano, que (en ese entonces) estaba adelantado doce días.

vasto y que necesitaba desesperadamente algún criterio organizador que le permitiera transmitir con eficacia los conceptos y la enorme cantidad de información relevante.

En más o menos un año había logrado lo que se había propuesto: un recurso ordenador que le permitiera enseñar mejor: la Tabla. Desarrolló, primero, una versión cruda que contenía los elementos más livianos. Enseguida, advirtió que lo que tenía entre manos era mucho más que lo que había pensado originariamente, que esta Tabla revelaba un orden fundamental del Universo. Se apresuró entonces a publicarla para la comunidad científica y se dedicó a investigar a fondo cómo incluir todos los elementos en ella, a pulirle los bordes. Esta tarea le llevaría casi diez años. De modo que el origen de la Tabla no es otro que una simple y sencilla necesidad pedagógica.

§. La génesis de la Tabla

Nadie sabe bien cómo se le ocurrió la idea de la Tabla a Mendeleev. Existe una versión según la cual todo ocurrió en el transcurso de un día (miércoles 17 de febrero de 1869), in el que Mendeleev escribió los símbolos químicos de todos los elementos hasta entonces conocidos en tarjetas de cartulina, y que después se dedicó a jugar algo así como “solitarios” con cartas químicas. En una de esas, dice la leyenda, le salió la Tabla. Esta versión no goza de mucho crédito entre los historiadores. Como con Dalton, la reconstrucción del proceso de pensamiento de Mendeleev es difícil. En este libro sólo plantearemos una forma en la que *pudo* haber procedido, a los fines

simplemente de entender la lógica de la Tabla y sin pretender que la descripción se ajuste a lo que realmente sucedió, Al mismo tiempo, vamos a tratar de ver a vuelo de pájaro en qué consiste esta famosa Tabla.

En primer lugar, ¿cuáles son esos elementos que había que clasificar? Cuando Lavoisier introdujo la idea de elemento químico, confeccionó una lista de 33 elementos, de los cuales sólo 23 se consideran aún como tales; Hacia la época del Congreso de Karlsruhe la lista ya tenía 49 elementos. La Tabla moderna contiene 92 elementos que se encuentran en la naturaleza y muchos otros sintetizados en laboratorios (generalmente usando aceleradores de partículas y consiguiendo las exiguas cantidades de uno o dos átomos); en 2006, por ejemplo, se logró sintetizar el elemento número 118. Pero en la época en que Mendeleev atacó el problema, debía poner orden a un conjunto de tan sólo 62 elementos. El no tener el juego completo de elementos presentó varios problemas a Mendeleev y es un tributo a su genio que los haya resuelto. En particular, señalemos que ninguno de los elementos de la última columna (los gases nobles) se conocían en ese entonces, Mendeleev conocía muy bien los elementos que quería clasificar: era un verdadero erudito de la química. Sabía que los elementos vienen en familias con propiedades similares y este conocimiento jugó un papel central en la elaboración de la Tabla. Antes que él, muchos otros pensadores habían clasificado los elementos en grupos por semejanzas químicas. De hecho, hasta existían versiones previas de la Tabla, aunque el ruso no estaba muy al tanto de éstas. Además

de los agrupamientos por afinidad de propiedades, el otro concepto rector del pensamiento de Mendeleev fue el de peso atómico. Mendeleev creía firmemente que el *peso atómico* era la propiedad definitoria de los elementos, de la cual dependían las demás. Esta gigantesca fe en la importancia central del peso atómico es, sin duda, un legado de la potencia de las ideas de Cannizzaro.

La Tabla actual refleja esos dos criterios centrales. La Tabla se lee de izquierda a derecha y de arriba abajo, como cualquier texto castellano. Cada elemento químico tiene un casillero. Los elementos están ordenados, salvo raras excepciones que discutiremos enseguida, en orden creciente de peso atómico, de modo que el hidrógeno es el primer elemento de la Tabla en la esquina superior izquierda. Los elementos en una misma columna tienen propiedades químicas similares, son las familias que Mendeleev conocía bien. Por ejemplo, la primera columna, de la que el litio es el elemento paradigmático, contiene la familia de los “metales alcalinos” Estos metales brillan como los otros, pero por lo general son mucho más blandos y terriblemente más reactivos. Por ejemplo, si ponemos un pedazo de sodio en agua, el metal empieza a efervescer violentamente y, por lo común, estalla en llamas. No es lo que se espera de un pedazo de hierro o plata. No todas las filas tienen el mismo número de columnas; a medida que avanzamos en la Tabla, el número de columnas aumenta en varias ocasiones. Esto hace a la Tabla parecer más complicada, pero la idea fundamental se encuentra en la noción de que las columnas contienen elementos

con características similares. En la Tabla hay otras bellezas que veremos pronto.

Las familias químicas reconocidas en la época de Mendeleev contenían elementos con la misma valencia. Así, los elementos de la familia de metales alcalinos que mencionamos más arriba tienen todos una valencia de 1, es decir, tienen un solo punto de unión con otros átomos. Otra familia de elementos era la de los “alcalino-térreos”, también metales muy reactivos, pero en menor medida que sus primos los alcalinos. Esta otra familia reúne elementos con valencia de 2. Algunas familias son difíciles de establecer. Por ejemplo, hay una llamada de elementos halógenos que contiene dos gases venenosos (flúor y cloro), un líquido (bromo) y un sólido violeta (yodo). Pero todos ellos forman sales parecidas cuando reaccionan con otros elementos, y además todos tienen generalmente una valencia de 1.

Mendeleev notó que, si nos concentramos en el peso atómico, vemos que a cada miembro de una familia le sigue, por lo general, un elemento de otra familia. Es decir, cada familia tiene una familia vecina. Y más aún, a los elementos de la familia de los alcalinos (valencia 1) le sigue siempre un elemento de la familia de los alcalino-térreos (valencia 2). Por ejemplo, al sodio le sigue el magnesio, al potasio le sigue el calcio. A ellos sigue generalmente un elemento con valencia de 3; a éstos, uno con valencia de 4; luego elementos con valencia de 3 otra vez; luego de 2 y finalmente de 1.

De este modo, Mendeleev logró armar una tabla (al principio provisoria) en la que los elementos estuvieron ordenados por peso

atómico creciente, y en la que, a la vez, cada columna contenía elementos con la misma valencia. No sólo eso, resultó que las valencias tenían un elegante patrón de sube-y-baja: valencias de 1, 2, 3, 4, 3, 2, 1. Usando la Tabla actual, vemos lo siguiente:

Elemento	Litio	Berilio	Boro	Carbono	Nitrógeno	Oxígeno	Flúor
Peso atómico	6,9	9,0	10,8	12,0	14,0	16,0	19,0
Valencia	1	2	3	4	3	2	1

Esto quiere decir que, si uno va observando los elementos uno a uno en orden creciente de pesos atómicos, ve que las propiedades se repiten con cierto ritmo: después de un halógeno (como el flúor o el cloro) siempre viene un metal alcalino, después de un metal alcalino siempre viene un metal alcalino-térreo. Esta repetición de propiedades es a lo que alude la palabra “periódico”. Es como decir que siempre después de un lunes viene un martes, o que siempre después de un “re” viene un “mi”,³⁸ o que después del otoño vienen los fríos.

Una vez que Mendeleev “vio” este patrón, empezó a tratar de acomodar todos los datos a su disposición dentro del esquema. Como veremos, esto no resultó una tarea sencilla. Lo interesante de la historia es cómo Mendeleev resolvió esos problemas.

§. Elementos que no encajaban

³⁸ Las dos primeras repeticiones de la Tabla tenían en ese entonces 7 elementos (el octavo es parecido al primero); esto sugirió al científico inglés John Newlands lo que designó (en anticipación al trabajo de Mendeleev) como la Ley de Octavas. Esa comparación con la música le valió la infundada ridiculización de la comunidad científica.

No todos los elementos caían perfectamente en el lugar adecuado. Determinar “el lugar” de un elemento no era una tarea trivial; por un lado, porque las propiedades de los elementos no son tan fáciles de analizar y no siempre dan familias de elementos perfectamente delimitadas y, por otro lado, porque muchas veces seguían existiendo dudas acerca de la exactitud de los pesos atómicos calculados.

Frente a esta situación, Mendeleev tenía varias alternativas. Podía desechar la idea misma de que las propiedades de los elementos se repetían de manera periódica; en otras palabras, tirar la Tabla a la basura. Podía cuestionar la verosimilitud de las propiedades de los elementos tal como eran conocidas en ese entonces. O podía poner en tela de juicio los números publicados de los pesos atómicos de los diferentes elementos.

Obviamente, la primera opción no estaba abierta psicológicamente a Mendeleev, porque uno siempre ama el producto de su propia creación. Además, porque ¿cuál es la gracia de darse por vencido de entrada? La segunda opción tampoco era viable, porque Mendeleev conocía muy bien las propiedades químicas de los elementos en el laboratorio y tenía un *feeling* muy profundo de cada elemento. De modo que atacó el único flanco abierto: los pesos atómicos de los elementos que no encajaban debían estar mal calculados.

¿Cómo es esto posible? Los elementos más livianos (los primeros de la Tabla) forman sustancias gaseosas o volátiles, las cuales pueden ser analizadas por el método Cannizzaro. Pero el lector sagaz habrá notado que el método del italiano no sirve si las sustancias que

forman *un* elemento son todas líquidas o sólidas, como es el caso, por ejemplo, de la mayoría de los metales. Para los metales se usaba un descubrimiento curioso que realizaron los franceses Pierre-Louis Dulong y Alexis Petit (en 1819). Resulta que cada sustancia necesita una cantidad de calor (medido en calorías) diferente para ser calentada un grado centígrado. Si uno multiplica esta cantidad de calor para cada elemento por su peso atómico, el resultado es siempre 6 o cercano a 6. Parece raro, ¿no? Muy raro, pero a la vez muy útil, y recibe el nombre de Ley de Dulong y Petit, obviamente. Este sistema había provisto de cifras para los pesos atómicos de los metales conocidos.

Uno de los elementos que causaban dolores de cabeza a Mendeleev era nada más ni nada menos que el berilio, uno de los primeros de la Tabla. El método de Dulong y Petit daba un peso atómico de 14.6. Esto colocaba al berilio muy cerca del nitrógeno, pero donde no encajaba en ningún casillero. El berilio es un metal que se parece más a los elementos del lado izquierdo de la Tabla, mientras que el nitrógeno está en el costado derecho. Mendeleev se valió de algunos trucos astutos y propuso que el berilio debía tener una valencia de 2 y que, de acuerdo con la composición de sus óxidos, su peso atómico debía ser alrededor de 9, lo cual lo movía al costado izquierdo de la Tabla. Esto equivalía a argüir que la Ley de Dulong y Petit no se aplicaba a este caso, y que la estructura de su Tabla (un ente teórico) debía tomar precedencia frente a una ley experimental. Ésta era una propuesta audaz. Como resultado, el berilio debía ir inmediatamente después del litio, encabezando la columna número

dos. Determinaciones posteriores establecieron que el hechicero ruso tenía razón y ahí es donde está el berilio ahora, lo más pancho. De manera similar, Mendeleev “corrigió” los pesos del uranio, el titanio, el platino, el oro, el cobalto, el níquel y el potasio.

§. Yodo y telurio: los "errores" pertinaces

Mendeleev también postuló que los pesos atómicos del yodo y del telurio debían estar mal. Según los cálculos de la época el yodo era más liviano que el telurio y debería precederlo en la Tabla, pero sus propiedades químicas ponían claramente al telurio en la columna 6 y al yodo en la columna 7, lo cual sugería que el telurio debía ser más liviano que el yodo y no viceversa. A pesar de eso, la historia no le dio la razón a Mendeleev en este caso. El yodo es definitivamente más liviano que el telurio. Pero esto quiere decir que no siempre en la Tabla Periódica los elementos van en estricto orden creciente de pesos atómicos. A veces hay que invertir un par para que la Tabla conserve su estructura. Mucho más tarde fue posible establecer que el orden en la Tabla no responde al peso atómico sino a otra cantidad (el número atómico, o cantidad de protones, medido por primera vez por el inglés Henry Moseley). Si se tiene en cuenta el *número* atómico en vez del peso atómico, el orden de la Tabla resulta perfecto. Yodo y telurio no son los únicos elementos que aparecen “desordenados”; hay otros “pares invertidos” Están constituidos por las duplas níquel-cobalto y argón-potasio.

Existen versiones de que Mendeleev astutamente invirtió el orden de estos elementos y, por lo tanto, “desordenó” la Tabla, priorizando

consistencia interna sobre orden estricto de pesos atómicos. Esto no es cierto. Mendeleev basó sus “inversiones” en proponer que los pesos atómicos de esos elementos estaban mal determinados. La idea de una inversión le resultaba difícil de digerir, aun con Alka-Seltzer.

§. Predicciones

El otro problema que tenía la Tabla en sus etapas tempranas era que, si uno se fijaba en las propiedades químicas para establecer las columnas, entonces quedaban obvios huecos sin rellenar. Por ejemplo, el elemento inmediatamente más pesado que el zinc era entonces el arsénico, el cual, de acuerdo con sus propiedades, debía estar debajo del fósforo, y no del aluminio ni del silicio. Esto dejaba dos agujeros en la Tabla.

En vez de intimidarse por esta dificultad, Mendeleev la dio vuelta como un panqueque y convirtió astutamente problema en oportunidad. Dijo: “Acá lo que pasa es que hay dos elementos que *todavía no se han descubierto*”. Y no satisfecho con esto, pasó a predecir con precisión fantasmagórica las propiedades que estos elementos debían tener. Para empezar, el elemento justo debajo del aluminio debía tener una valencia de 3, porque pertenece a la columna con valencia 3. Además, debía tener un peso atómico algo mayor que el del zinc. Para calcular exactamente el peso atómico del elemento faltante, Mendeleev procedió a calcular el promedio de los pesos atómicos de los elementos a la izquierda y derecha y arriba y abajo del elemento incógnita. Esta técnica la usó no sólo para

interpolar el valor del peso atómico sino el de muchas otras propiedades, como la densidad. Para demostrar que esta técnica servía, Mendeleev la probó primero para calcular el peso atómico de un elemento conocido; eligió para esto el selenio. El lector puede confirmar que el promedio de los cuatro elementos rodeando al selenio (azufre, arsénico, bromo y telurio), en efecto, “da” el peso atómico del selenio. Sorprendentemente, sin embargo, los números que Mendeleev ofreció como predicciones no siempre eran los que se obtienen con esta técnica; los números de Mendeleev son mejores, pero nadie sabe aún cómo demonios se las arregló para calcularlos. Algo de brujo tenía.

El misterioso pensador hizo, primero, tres predicciones de suma precisión en 1871, incluyendo pesos atómicos, densidades del estado elemental, fórmula de los óxidos e hidróxidos, algunas propiedades de sus sales y punto de fusión aproximado. En 1875, un químico francés aisló un elemento al que llamó galio y caracterizó sus propiedades. La comunidad científica toda advirtió con estupor que estas propiedades coincidían en casi todos sus detalles con uno de los elementos predichos por Mendeleev. En 1879, un químico sueco identificó el escandio, otra de las profecías del brujo eslavo. La tercera profecía se cumplió en 1886: el elemento fue encontrado por un alemán y bautizado germanio.

Un éxito de ese calibre, con predicciones tan precisas y detalladas, ejerce una atracción irresistible para los científicos. Mendeleev adquirió bastante fama con su logro. Envalentonado, se lanzó a hacer más predicciones, esta vez con menos tino, o quizá

simplemente con menos suerte. Predijo los elementos “x” e “y” de pesos atómicos menores que el hidrógeno.³⁹ Estos elementos jamás fueron aislados y el desarrollo de la teoría atómica moderna, de acuerdo con el estudio de la estructura interna del átomo, nos advierte que la búsqueda es vana: jamás serán encontrados. Mendeleev predijo otros cinco elementos que nunca fueron aislados. Aunque también predijo la existencia de otros cinco con mejores resultados (tecnecio, rhenio, polonio, fiando y protactinio).

A pesar de que el número de “pifies” es significativo, la comunidad científica ha reconocido que la capacidad de formular predicciones exitosas de alta precisión habla de la enorme credibilidad de la Tabla. Hay algo con esa Tabla, algo que habla de la estructura profunda del Universo.

Hemos dicho que una teoría científica debe poder acomodar los datos disponibles en el momento de ser formulada. Debe poder, también, formular predicciones que puedan ser puestas a prueba. Si bien la Tabla no es en sí una “teoría”, es una construcción científica abstracta que comparte atributos con las teorías clásicas. Estos dos son claramente algunos de esos atributos, ya que la Tabla acomodó elegantemente en su estructura una enorme cantidad de elementos y luego permitió la predicción de otros nuevos. Otro de los atributos de una teoría, que mencionamos en capítulos anteriores, es la capacidad de acomodar datos obtenidos después de que la teoría fue formulada. Aquí es donde la Tabla no sólo vuelve a

³⁹ Mendeleev sostenía que el primero de esos elementos era el “éter lumínico”, al que bautizó newtonio.

parecerse a una teoría, sino que es además donde tuvo su mayor momento de gloria.

Todo comenzó...

§. Los gases nobles

... cuando John Strutt, mejor conocido como lord Rayleigh, decidió realizar mediciones de la densidad del nitrógeno, principal componente de la atmósfera.

Para llevar esto a cabo, Rayleigh obtuvo muestras de nitrógeno por diversos métodos. Encontró que su densidad dependía del modo de obtención del gas. Uno de los métodos consistía en tomar una muestra de aire y despojarla de oxígeno mediante reacciones químicas. Otro consistía en realizar una reacción química que liberase nitrógeno. El nitrógeno obtenido químicamente es consistentemente menos denso que el nitrógeno de la atmósfera.⁴⁰

Rayleigh no desestimó esta anomalía. Como buen científico, tuvo la sagacidad de preguntarse: ¿pero por qué? Para contestar esta pregunta, recurrió a la ayuda de colegas químicos. Un tal William Ramsay respondió el pedido:

Se les ocurrió entonces a Ramsay y Rayleigh que quizá la muestra atmosférica contuviera otro gas, hasta el momento desconocido, de mayor densidad que el nitrógeno mismo. Acumularon evidencia de que así era. Inmediatamente, tropezaron con nuevos problemas. Al

⁴⁰ La diferencia entre densidades obtenida por Rayleigh era del orden del 0,4%. Comparándola con los datos de Gay-Lussac y Dalton de capítulos anteriores, podemos adivinar que Rayleigh trabajó con un grado muchísimo mayor de precisión para poder advertir significativamente diferencias tan pequeñas. Los científicos nunca trabajan con “números; perfectos” sino con niveles distintos de precisión.

querer caracterizar las propiedades químicas del nuevo elemento, encontraron que ¡no tenía ninguna! El nuevo gas no reaccionaba con nada. Lo bautizaron con el nombre de “argón” (palabra que viene del griego y significa inactivo o perezoso). Con la ayuda de estudios físicos lograron establecer que la molécula de argón contenía un solo átomo o, dicho de otra manera, que constaba de átomos sueltos. No sólo este elemento no se combinaba con otros... ¡tampoco se combinaba consigo mismo! Su peso atómico parecía ser de alrededor de 40. Publicaron sus resultados en 1895.

Todo esto fue recibido con enorme escepticismo por la comunidad científica. ¿Qué es esto de un gas totalmente inerte? ¿Cómo saben que está puro y no es una mezcla de diferentes gases? ¿Cómo saben que es un elemento y no un compuesto terriblemente difícil de descomponer?⁴¹ Y todavía peor: ¿dónde demonios encaja este elemento inerte en la Tabla Periódica? Mendeleev no quería saber nada de nada con el argón.

Ramsay no se dio por vencido. Siguió buscando otros gases similares. Y pronto los encontró. Los bautizó helio, criptón, neón y xenón. Todos eran inertes químicamente. Todos parecían estar constituidos por átomos libres (moléculas monoatómicas). Ninguno parecía encontrar su lugar en la Tabla.

Finalmente, Ramsay tuvo su idea brillante. En 1900 se comunicó con Mendeleev para sugerirle que todos esos elementos nuevos podían acomodarse perfectamente como una nueva columna entre los gases halógenos y los metales alcalinos. No sólo había lugar y los

⁴¹ Muchos propusieron que se trataba de N₃.

pesos atómicos coincidían perfectamente, sino que su inclusión le daba a la Tabla una completud absoluta en el patrón de subidas y bajadas del número de valencia. Empezando por la izquierda, tenemos valencia de 1, 2, 3, 4, y luego *un* descenso de 3, 2, 1. ¡Ahora la nueva columna agregaba la valencia cero! Una valencia cero obviamente corresponde a elementos que carecen totalmente de capacidad de combinación.⁴²

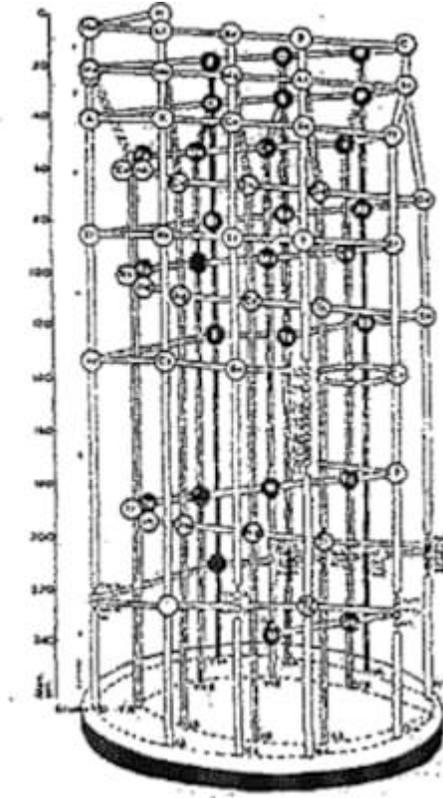
Los gases nobles fueron un horrible dolor de cabeza para Mendeleev y su Tabla por varios años, pero la acomodación de Ramsay en una nueva columna no sólo resolvió el problema sino que produjo uno de los respaldos más sólidos y formidables a la increíble estructura levantada por Mendeleev. Rayleigh ganó el Premio Nobel de Física por su descubrimiento del argón y Ramsay el Nobel de Química por los demás gases nobles y su lugar en la Tabla.

§. Evoluciones de la Tabla

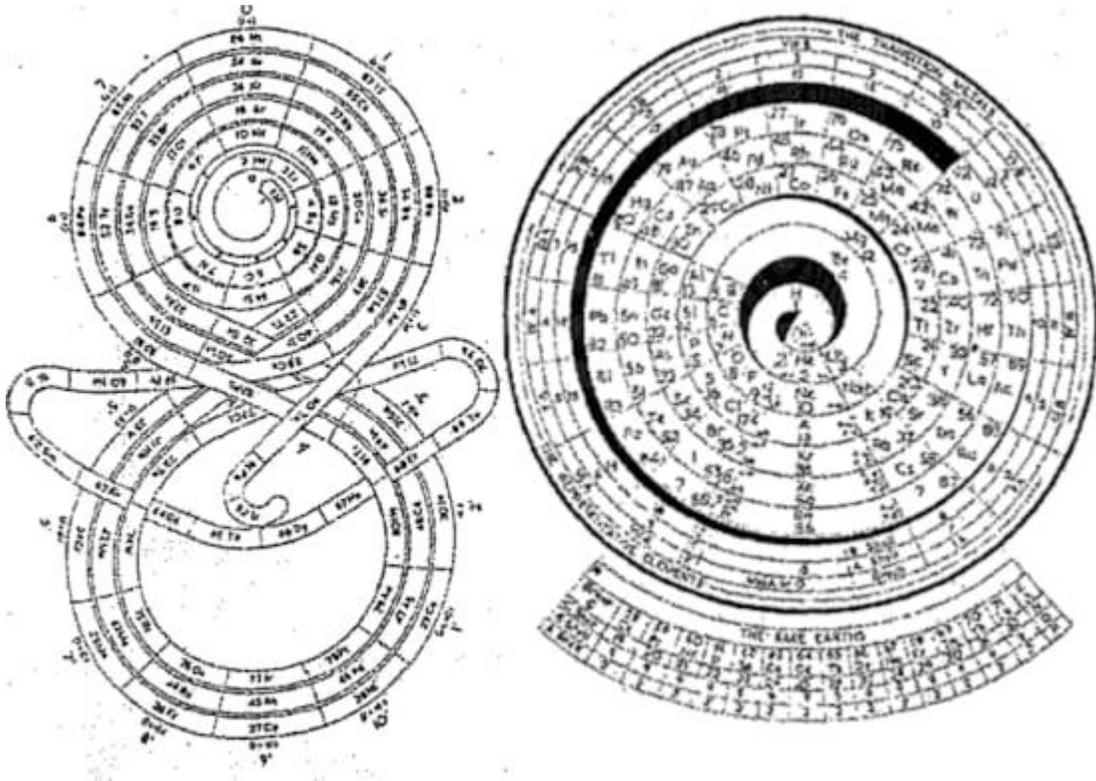
Uno tiende a pensar en la Tabla Periódica como la ve ahora y como se la ve en la figura que incluimos al inicio de este capítulo. Pero la Tabla no es una cosa de la realidad, como el aire y el agua, sino una forma de ordenar los elementos. La Tabla sufrió importantes cambios en el tiempo, y hasta admite muy diferentes formas de ser representada. Ni siquiera existe una “Tabla definitiva” porque los

⁴² Esto no es estrictamente cierto. Existen algunos compuestos de gases nobles. Por ejemplo, el tetrafluoruro de xenón es un sólido cristalino que puede prepararse fácilmente a partir de sus elementos. Pero estos compuestos son más la excepción que la regla. Para más detalles puede consultarse el artículo “The Chemistry of Noble Gases, A modern Case History in Experimental Science” de H. Hein y G. E. Hein (1966), *Journal of the History of Ideas*, 27 (3), pp. 417-428.

científicos y educadores siguen proponiendo nuevas maneras de ordenar y presentar las cosas.



Algunas de estas representaciones son verdaderamente ingeniosas: en espiral, en ocho, en tres dimensiones, en forma de cohete (]). Algunas incluso forman grupos de elementos que no son los tradicionales. Contemplar las tablas alternativas que se incluyen en estas páginas nos recuerda hasta qué punto eso que hemos aprendido a aceptar como un emblema de la ciencia química es sólo una forma de presentar un complejo conjunto de fenómenos.



§. Nuevos rumbos

Además de acomodar y predecir, dijimos que una teoría apunta a nuevas direcciones, da a los científicos la flecha de nuevos rumbos. La Tabla Periódica, nuevamente, en esto se parece mucho a una teoría. La pregunta clave, y sencilla, es: ¿por qué tiene la Tabla la estructura que tiene? ¿Qué hay en los átomos que hacen que a medida que aumenta el peso atómico, la valencia suba y baje? ¿Qué característica de los átomos hace que las propiedades se repitan de manera cíclica?

Para contestar esas preguntas, la ciencia habría de adentrarse en la estructura misma del átomo, una odisea increíble y fascinante, pero más allá de las fronteras de este libro.

Noveno interludio

Un brindis por la taxonomía

Entre algunos científicos, tales como físicos, químicos e incluso biólogos moleculares, no es raro escuchar palabras de menosprecio para con la taxonomía, la ciencia de clasificar, a la que se refieren como un mero “coleccionar de estampillas”. Pero la taxonomía es algo más complejo, más profundo y más útil que el mero coleccionar.

El clasificar implica imponer un orden a un universo de entidades. Muchos sistemas clasificatorios persiguen un fin meramente práctico: nadie duda de la utilidad del orden en un sistema alfabético de archivos. Muchas clasificaciones de plantas, minerales y sustancias químicas perseguían este propósito, y ordenaban los entes de acuerdo con su uso: en medicina, en textilería, en alimentos, etcétera.

Otros sistemas de clasificación, llamados “naturales” buscan determinar un orden que refleje de alguna manera características intrínsecas de los objetos a clasificar. Este tipo de clasificación es, entonces, una representación de un orden que existe en la naturaleza y es externo a las decisiones arbitrarias de nuestra conveniencia.

Por supuesto, es discutible hasta qué punto la mente descubre o impone ese orden sobre el caos.

La clasificación “lineana” de animales y plantas comenzó con Karl Linneo en el 1700, pero no tomó su forma actual hasta mucho

tiempo después, con las contribuciones de George Cuvier y otros naturalistas. Esta clasificación buscaba desentrañar el orden divino de la creación y, en ese sentido, buscaba encontrar la lógica del diseño que Dios había impuesto al Universo.

Más allá del ánimo religioso de ciertas aventuras científicas, lo cierto es que muchas mentes dedican formidables esfuerzos de intuición e imaginación a percibir el orden en las cosas. La clasificación es una de las formas de orden, pero hay otras. Las leyes naturales describen patrones matemáticos que rigen el comportamiento de ciertos sistemas: por ejemplo, que un gas se expande al calentarse y que existe una relación matemática precisa entre el incremento de temperatura y el crecimiento del volumen ocupado por el gas. La naturaleza presenta todo tipo de patrones que llaman la atención de científicos y no científicos, como las formas simétricas de las flores o pifias, las vueltas de un caracol o la disposición de las facetas en un cristal.

Los patrones y regularidades pueden resultar fascinantes y despertar esa sensación de que uno está a punto de develar un misterio realmente trascendente, de orden místico. ¿Por qué la naturaleza habría de seguir precisas fórmulas matemáticas, por qué es posible describirla con esa simpleza y economía de recursos?

A veces la belleza de un patrón, de un simple y abarcativo acto de explicación nos deja perplejos, literalmente sin aliento. A veces el orden mismo es de absoluta belleza. El neurólogo Oliver Sacks habla de la belleza que encontró desde niño en la Tabla Periódica. Proust sentía que había descubierto una mano invisible que

controla la “balanza de la naturaleza”, y Gay-Lussac deseaba más que nada encontrar una ley natural que llevara su nombre.

Pero los patrones y regularidades, apenas nos conducen a ese umbral con lo misterioso, nos piden a gritos que los expliquemos. ¿Por qué las plantas y animales pueden ser clasificados de esa manera? ¿Se trata del plan divino? ¿Por qué los elementos químicos pueden organizarse en forma de tabla? ¿Por qué esa forma, por qué hay un agujero en el medio, por qué algunas filas tienen ocho elementos y otras más, por qué la valencia sube y baja?

La clasificación de los seres vivos tiene un patrón de grupos dentro de grupos. Los vertebrados contienen a las aves y los mamíferos; los mamíferos contienen, entre otros, a carnívoros y roedores; los carnívoros contienen a felinos y cánidos; los felinos a leones, gatos y tigres. Cada grupo tiene subgrupos. Esta organización puede graficarse también en forma de árbol, con los grupos “madre” en forma de ramas gruesas y los subgrupos como ramificaciones sucesivas. ¿Por qué esta disposición? Fue Darwin quien estableció una explicación satisfactoria de este patrón.

Los grupos de especies relacionadas, propuso Darwin, tienen un ancestro común; los ancestros comunes de varios grupos, a su vez, tienen su propio ancestro común. Todos los seres vivos descienden de un único ancestro en el pasado profundo; nos parecemos más a nuestros hermanos y un poco menos a nuestros primos.

Muchos científicos del siglo XX dedicaron sus esfuerzos a comprender los orígenes del patrón que exhibe la Tabla Periódica. Niels Bohr fue uno de ellos. La respuesta, nos dicen, tiene que estar

en la organización de los electrones alrededor del núcleo y cómo estos son capaces, o no, de establecer lazos con otros átomos. Y a pesar de que la mecánica cuántica ofrece ideas poderosas al respecto, el tema es todavía motivo de investigación.

Lo que sí es cierto es que la clasificación, como una honorable clase de cacería de patrones en la naturaleza, es una fructífera y rigurosa actividad científica. Nos llena de nuevos, misterios a explorar.

Capítulo 10

Sí, pero... ¿existen?

He sido conducido al santuario de la diminuez y el poder, donde las moléculas obedecen las leyes de su existencia, chocan entre sí en feroces colisiones o luchan en abrazos aún más feroces, construyendo en secreto las formas de las cosas visibles. ¿Quién me conducirá a esa aún más oculta y tenue región donde el Pensamiento esposa al Hecho?

James Clerk Maxwell, 1870

Contenido:

§. *Ese tipo de movimiento que llamamos calor*

§. *Billar molecular*

§. *La caída del muro.*

Uno podría pensar que después del Congreso de Karlsruhe, después del establecimiento inequívoco de pesos atómicos, después de la construcción de fórmulas estructurales de átomos conectados, de la idea de valencia o de enlace atómico, después de la monumental Tabla Periódica con cada elemento en su lugar, la comunidad científica adoptaría la idea de átomos como una realidad. Una realidad invisible, pero una realidad al fin. Pero no.

El químico y geólogo norteamericano Sterry Hunt lo expresó así:

¿No estaremos yendo más allá de los límites de la filosofía seria cuando trabajamos con hipótesis sobre partículas duras con espacios vacíos, sobre átomos y moléculas con uniones y conexiones, para explicar afinidades; y cuando le damos forma concreta a nuestra concepción mecánica de las grandes leyes de proporciones definidas y múltiples a las cuales los procesos químicos están subordinados? No confundamos la imagen de la cosa con la cosa misma, al punto que [...] terminemos confundiendo las sugerencias de la fantasía por la realidad de la naturaleza y cesemos de distinguir entre conjetura y hecho.

Así que los átomos son imágenes, fantasías o conjeturas. El químico inglés William Holding fue más enfático: “Hay quienes, como yo, no creen en los átomos”. El químico francés Marcellin Berthelot exclamó:

“No quiero que la química degenera en una religión; no quiero que el químico crea en la existencia de los átomos como el cristiano cree en la presencia de Cristo en la hostia”.

Si bien el ateo Berthelot desdeñaba la idea fantástica del átomo, muchos cristianos sentían lo mismo hacia una idea que percibían como fundamentalmente materialista (y que, por lo tanto, dejaba

poco espacio para una mente divina y un sentido de propósito en el Universo).

Científicos tan destacados como Humphry Davy y su discípulo, el gran Michael Faraday, expresaban su escepticismo, cuando no su hostilidad, a la teoría atómica. Incluso el gran Kekulé descreía de la existencia de los átomos. ¿Qué sucede aquí? ¿Acaso eran todos los científicos de la época antiatomistas? ¿Acaso no veían que la teoría atómica acomodaba los datos de maravilla?

La respuesta es algo sutil. Sí, los científicos, y en especial los químicos, estaban absolutamente persuadidos del éxito de la teoría en acomodar y explicar fenómenos, especialmente fenómenos de la química, como la combinación en pesos definidos. Su respuesta consistía en que la teoría atómica era un instrumento del pensamiento sumamente útil pero no necesariamente algo que reflejara la realidad material de la naturaleza. Una herramienta maravillosa para su uso en ciencia, incluso aún mejor, para su uso en educación; lo que técnicamente se llama un instrumento “heurístico” algo que sirve para pensar. En otras palabras, para estos científicos la naturaleza se comporta “como si” los átomos existieran, pero eso no quería decir que realmente existieran desde el punto de vista físico, como existen los faroles y los diccionarios de bolsillo.

Sin duda, las sustancias se combinan y reaccionan en paquetes de materia y esos paquetes resultan “indivisibles” en el mundo de las reacciones químicas: todos los resultados de la química apuntan en esa dirección. Esos “paquetes indivisibles químicamente.” reciben el

nombre de “átomos químicos” Nadie en su sano juicio cuestionaba la “existencia” de esos “átomos” porque se trataba simplemente de una manera conveniente de describir el comportamiento de la materia en reacciones químicas. Ahora bien, ¿existen en verdad minúsculas partículas flotando en el vacío en el interior de cada uno de los objetos que vemos a nuestro alrededor? Éstos fueron llamados “átomos físicos” y de su existencia sí que había más que una duda, sobre todo de parte de los físicos.

Detrás de esas dudas había numerosas posiciones filosóficas más básicas. Para algunos la cuestión era irrelevante: la naturaleza se comporta como si existieran y eso es todo lo que podemos decir por ahora; si aparece nueva evidencia, ya veremos. Para otros la cuestión era más fundamental: la ciencia no puede decir nada sobre lo que no podemos observar con *nuestros* sentidos, de modo que ofrecer visiones teóricas sobre lo que no vemos no sólo es inútil sino pernicioso. Ésta era la posición de Ernst Mach, un físico y filósofo alemán de gran influencia (quien será el foco del cierre de este libro, en nuestro postludio). Como hemos sugerido, además, muchos pensadores tenían dificultades en aceptar la existencia física del átomo por razones, en el fondo, religiosas, el mismo tipo de dificultades que tuvo lord Kelvin (el inventor de la escala absoluta de temperaturas) en aceptar la teoría evolutiva de Darwin. ¿Dónde queda Dios si todo es mutación al azar? ¿Dónde queda Dios si todo es movimiento de partículas? Incluso otros tenían recaudos menos grandiosos, pero de corte filosófico. La teoría atómica invocaba la existencia de tantos tipos de átomos como elementos tiene la Tabla;

para muchos, eso era demasiado desorden: la naturaleza *time* que ser más económica, debe existir uno y sólo un tipo de materia.⁴³

En este mar de dudas, algunos químicos sí creían en la existencia real de los átomos físicos; entre ellos estaba, desde luego, John Dalton, y también Jacob Berzelius, y muchos otros ya hacia fines del siglo XIX.

Vemos entonces que allá por el 1870 existían serias dudas, fundadas o no, sobre la existencia física de los átomos. Al finalizar el siglo las dudas comenzaron a disiparse rápidamente. El trabajo necesario para proveer las pruebas finales provinieron no de la química sino, naturalmente y como era necesario, de la física.

§. Ese tipo de movimiento que llamamos calor

Lavoisier, en su tabla de elementos, incluyó el “calórico”, una sustancia que supuestamente se alojaba en los cuerpos y fluía de los más calientes a los más fríos. El primer gran paso en los avances de la teoría física que validarían el átomo provino de reconocer que el calor no es una sustancia material. Fue propuesto numerosas veces que se trataba de *un* tipo de movimiento, tal como lo sugiere el hecho de que el frotamiento genera calor.

Los estudios fundamentales del calor fueron realizados al principio sobre materiales sólidos o líquidos, pero retomó fuerza con el descubrimiento de los isótopos. Si en vez de átomos de hidrógeno se

⁴³ La idea de una materia básica y fundamental apareció con fuerza en la hipótesis de William Prout. Este científico observó que los pesos atómicos de los elementos parecen ser múltiplos enteros del peso del hidrógeno, con lo cual aventuró la idea de que todos los átomos están constituidos por átomos de hidrógeno. La idea cayó en desgracia con mejores mediciones de los pesos atómicos.

piensa en protones, la idea no es tan descabellada, como los experimentos de James Prescott Joule (quien fue alumno de John Dalton en Manchester), que establecieron que el calor y el trabajo mecánico pueden convertirse el uno en el otro. En la jerga actual decimos que el calor es una forma de energía.

Pero el paso decisivo para la teoría atómica fue, una vez más, concentrarse en el comportamiento de los gases. El alemán Rudolf Clausius⁴⁴ elaboró entonces un ingenioso modelo del estado gaseoso. Las características salientes de un gas son su fluidez y compresibilidad; la contrapartida de su compresibilidad es que los gases tienden a expandirse y llenar totalmente los recipientes que los contienen (lo que hace que muchos olores, mal que nos pese, viajen por el aire hasta nuestras narices). Los líquidos, si bien también fluyen, no son compresibles. La manera más fácil de explicar esto con la teoría atómica es suponer que, mientras que en un líquido o en un sólido las partículas están tan cerca unas de las otras como pueden estarlo, en un gas las moléculas de la sustancia se hallan muy alejadas unas de las otras, y que esas vastas distancias contienen nada más que vacío. Al comprimir un gas, lo único que estamos haciendo es disminuir la distancia entre las moléculas; una vez que las moléculas se están tocando unas con otras ya no podemos comprimir más y hemos alcanzado el estado líquido (o sólido). A su vez, la expansibilidad de los gases puede explicarse suponiendo que las moléculas del gas están en constante movimiento, rebotando unas contra otras y contra las paredes del

⁴⁴ Clausius es, además, quien inventó el concepto y la palabra “entropía”, tan cara a la ciencia y a la ciencia ficción.

recipiente. Si abrimos la tapa del recipiente, obviamente las partículas encontrarán su camino a la libertad de tanto rebotar de aquí para allá.

Esta idea de visualizar un gas como un millar de bolitas en furioso movimiento no era original de Clausius, para nada. Es más, antes que él, el suizo-holandés Daniel Bernoulli había elaborado una descripción matemática de la presión de los gases. Todos sabemos que los gases ejercen presión sobre las paredes de los recipientes que los contienen, como en el caso de un globo o de una llanta de bicicleta, que puede perder presión cuando tenemos la mala suerte de que se pinche. Bernoulli interpretó la presión de un gas como el golpeteo incesante de las minúsculas partículas en movimiento. Al comprimir un gas (es decir, al forzarlo en un recipiente más chico) aumenta su presión. Esto se entiende perfectamente con la idea de presión como efecto del choque de las moléculas en las paredes del recipiente. Advirtió que, si reducimos el volumen del recipiente, la cantidad de golpes en las paredes irá en aumento; en efecto, Bernoulli dio una descripción matemática de esta visualización. Muchos otros investigadores refinaron esta visión, incluido Clausius. Es más o menos evidente que, si las partículas se mueven más rápido, golpearán las paredes con mayor frecuencia, es decir, que aumentará la presión del gas. Clausius interpretó matemáticamente la temperatura como la velocidad promedio de las partículas del gas, en un trabajo que tituló, en 1857, precisamente, “Sobre el tipo de movimiento que llamamos calor”. La “hipótesis atómica” comenzaba a ser realmente poderosa en las manos de los

físicos; había nacido lo que hoy se conoce como la teoría cinética de los gases. No había de hacer otra cosa que crecer en sofisticación.

§. Billar molecular

La teoría cinética de los gases asume, básicamente, que las moléculas de gas son duras y perfectamente elásticas, como bolas de billar idealizadas. Esta analogía no es de divulgadores de la ciencia ni de educadores sino de los propios científicos. Pero no se trata de un mero ejercicio de analogías; este juego de billar físico trabaja con fórmulas matemáticas para describir lo que vemos en términos de lo que imaginamos. Su propósito inicial consistía en reducir las propiedades macroscópicas de los gases a las leyes del movimiento de Newton en una escala microscópica.

En uno de esos virtuosismos del cálculo matemático, Clausius demostró que la respuesta al calor de los gases en diferentes condiciones podía relacionarse con el tipo de molécula que uno suponía que conformaba el gas. Así, una molécula biatómica produciría un tipo de resultado, mientras que una monoatómica produciría otro.⁴⁵ Este costado de la teoría de Clausius fue usado por William Ramsay para analizar muestras de gases nobles (helio, neón, criptón). Los datos obtenidos mostraban que las moléculas de los gases nobles eran monoatómicas, es decir, contenían un solo y

⁴⁵ La diferencia está en los grados de movimiento interno de la molécula. Al absorber calor, la energía cinética total del gas aumenta. Si la molécula es monoatómica, toda esta energía cinética se traducirá en desplazamientos de las moléculas, lo cual es percibido como un aumento de temperatura. Si la molécula es biatómica, entonces parte de la energía cinética se usará en vibraciones y rotaciones de la molécula; el cambio en temperatura será diferente. Para el más ducho en física, esto se traduce en números al comparar las capacidades caloríficas del gas a presión o volumen constante. (¡Uf, qué difícil, basta de jerga!)

único átomo. Esto constituyó un dato clave para encontrar lugar para los gases nobles en la Tabla Periódica (véase el capítulo 9).

El billar molecular fue elaborado muchísimo más por el inglés James Clerk Maxwell (padre de la teoría electromagnética) y el austriaco Ludwig Boltzmann. El tratamiento original de Clausius consistía en imaginar que todas las moléculas se mueven a una misma velocidad, aunque es obvio que, al chocar alocadamente, algunas se moverán más rápido y otras más lento, y que la velocidad de cada una de las moléculas estará sujeta a permanentes cambios de intensidad y dirección debido a las múltiples colisiones. Maxwell incorporó esta faceta de complejidad al tratamiento matemático haciendo uso del cálculo de probabilidades. Así perfeccionó aún más este tratamiento.

Esta visión (matemáticamente refinada) tiene ciertas consecuencias que jugaron un papel determinante en la historia de la teoría atómica. Imaginemos un objeto como una mota de polvo flotando en un gas (puede ser aire). Para nosotros, una mota de polvo es tan pequeña que necesitamos un microscopio para verla. Desde el punto de vista atómico, sin embargo, la mota es gigantesca. Esta mota; suspendida por ahora en el aire, está en principio rodeada del vacío sepulcral imaginado por Demócrito, pero es bombardeada a gran velocidad por una miríada de moléculas, por todos los costados. De hecho, no sólo las motas de polvo sino todos los objetos, incluidos nosotros, pueden ser imaginados como víctimas de este golpeteo enloquecido e invisiblemente microscópico. Ahora bien, de acuerdo con las visiones de Maxwell y Boltzmann, las

moléculas no se mueven todas a la misma velocidad y estas velocidades cambian debido a sus propios choques. Es perfectamente posible, por lo tanto, que la mota de polvo reciba en un instante dado más golpes (o golpes más fuertes) de un lado que del otro. Si esto es así, se verá empujada hacia un costado con una fuerza neta. Al instante siguiente, desde luego, el desequilibrio en la fuerza de las colisiones puede darse en la otra dirección, y la mota de polvo bailará de un lado a otro en respuesta al golpeteo desigual de la lluvia de minúsculos proyectiles. Si la mota es suficientemente grande, la probabilidad de un bombardeo desigual se hace realmente muy pequeña. Por ejemplo, ¿cuál es la probabilidad de que todas las moléculas que chocan contra nuestra espalda sean más poderosas que las que chocan con nuestro frente y nos caigamos de boca al suelo? Pero, para una motita chiquita, las probabilidades de estos eventos asimétricos no son despreciables y es de esperar que salte de acá para allá alocadamente, como una especie de frijol saltarín, como gobernada por una fuerza interna.

Esto es exactamente lo que advirtió Robert Brown en su microscopio, al observar granos de polen flotando en agua y que hoy conocemos como movimiento browniano. En 1905 Albert Einstein tomó las ecuaciones de Maxwell y Boltzmann y las aplicó al estudio del movimiento browniano. En sus manos, los cálculos conectaban la trayectoria y el movimiento de las partículas con propiedades de los gases y de sus moléculas. Si esta conexión se verificaba con experimentos, era posible tener alguna idea de las dimensiones reales de las moléculas, de su tamaño y peso real, no meramente el

relativo. El francés Jean Baptiste Perrin confirmó experimentalmente las predicciones matemáticas de Einstein. Perrin recibió el Premio Nobel por este trabajo en 1926.

§. La caída del muro

La teoría atómica era un cuerpo de conocimiento maduro en manos de los químicos hacia fines del siglo XIX. Las dudas que manifestaban los físicos provenían en gran parte del hecho de que ellos mismos no habían podido conectar las ideas atomistas con sus propios cuerpos de teoría, como la mecánica newtoniana, la teoría de campo electromagnético o la termodinámica. Por un lado estaba la física, y por otro, la química con sus átomos.

El escepticismo de los físicos (y el sometimiento de los químicos ante esa disciplina que parecen considerar como su hermana mayor) fomentaba un clima de duda que, en realidad, estaba basado más en concepciones filosóficas que en el apoyo o no de la evidencia empírica. El siglo XIX vio el surgimiento de muchas de las más grandes teorías científicas de manos de quienes hemos mencionado ya y de otros como Maxwell y Darwin; sin embargo, fue también un siglo gobernado por el sentimiento de que la ciencia debía responder a la experimentación y la observación, que debía construirse desde abajo y abstenerse de especular o imaginar, o de soñar entidades o estructuras que no pudiéramos medir directamente. De esta forma esquizofrénica, la ciencia estaba construyendo sus edificios más exquisitos a través de una imaginación que (aunque controlada cuidadosamente por experimentos y observaciones) brotaba de una

fuelle irreprimible y fructífera, y que al mismo tiempo ponía en duda y hasta denigraba los maravillosos productos de esos actos creativos.

Rudolf Clausius ya había dado forma a la teoría cinética de los gases cuando se celebró el Congreso de Karlsruhe. De hecho, Cannizzaro se refirió al apoyo que los físicos brindaban a la hipótesis de que volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de partículas. Y Ramsay usó esas ideas para encajar los gases nobles en su lugar en la Tabla. Sin embargo, fueron las predicciones de Einstein sobre el movimiento browniano las que sacudieron a la comunidad científica como una ola incontenible. El químico alemán Wilhelm Ostwald⁴⁶ (ganador del Premio Nobel en 1909 por su trabajo en la cinética química), y quien fue la mayor parte de su vida un opositor declarado de los átomos físicos, dijo al conocer los resultados de Perrin:

Estoy convencido de que hemos tomado recientemente posesión de la evidencia experimental de la naturaleza granular o discreta de la materia, que la hipótesis atómica ha buscado en vano por cientos o miles de años. Estas investigaciones justifican a los científicos más cautos en decir que poseemos prueba experimental de la naturaleza atómica de la materia.

Finalmente los científicos aceptaban la realidad física del átomo. Sin embargo, es quizás en su forma incorpórea, como etérea imagen

⁴⁶ Ostwald fue quien introdujo la idea de “mol” a la química.

virtual, que el átomo tuvo su más profunda y persuasiva influencia en la ciencia y la cultura. La idea de átomo, de partícula última, ha servido de inspiración en muchas otras áreas de la ciencia. El átomo es conceptualmente la unidad de materia. La física del siglo XX estableció la divisibilidad del átomo, pero, a su vez, se lanzó a la búsqueda y conquista de nuevas entidades indivisibles o elementales; esas partículas se convirtieron en los nuevos átomos, las nuevas unidades físicas de la materia. Pronto, y sin duda debido a la inspiración de esta idea fundamental, los físicos identificaron el “átomo de electricidad” es decir, descubrieron que la carga eléctrica también viene en paquetes discretos. Max Planck propuso la idea radical de que la energía misma viene en paquetes o “átomos de energía” a los que denominó cuantos, abriendo las puertas a lo que hoy se conoce como física cuántica, una de las grandes ramas de la ciencia actual Einstein extendió esta idea a la naturaleza de la luz y definió al fotón, que no es nada más ni nada menos que el átomo de luz. Esta influencia se extendió a las ciencias biológicas. La célula no es otra cosa que el “átomo de vida”, “la mínima unidad de vida que puede existir libremente”. De hecho, las células fueron buscadas por varios científicos conducidos por la imagen del átomo; Mendel pensó en unidades indivisibles de herencia sin duda inspirado por la teoría atómica, y el gen bien puede ser considerado el átomo de la herencia: Podemos ver una ansiosa búsqueda de unidades mínimas en los primeros años de la biología molecular: el *mutón* (la unidad de mutación), el *recón* (la unidad de recombinación), el *cistrón* (unidad genética funcional); el *operón*

(unidad de regulación) y, quizás el más afamado de todos, el *codón* o triplete, la unidad mínima de codificación genética.

La imagen del átomo es casi el símbolo mismo de la ciencia moderna, de su poder de penetración intelectual y también de transformación material. Asociamos a esta imagen con la del experimento y las certidumbres matemáticas. Pero sus orígenes están en la especulación, el sueño y la osadía, que son tan científicas como la más rigurosa de las demostraciones. En 1900 nadie había visto lo invisible, pero la intuición e ingenio de una pléyade de mentes creativas había logrado, a lo largo de un siglo, convencer a la humanidad de su existencia, tan tangible como el abrazo del mejor de los amigos.

Postludio

¿Has visto uno?

En 1909, exiliado en Ginebra y más tarde en Londres, Vladimir Ilyich Ulyanov, mejor conocido como Lenin, compuso y publicó su libro *Materialismo y empiriocriticismo*. Esta obra, que más tarde pasaría a ser parte del canon filosófico del marxismo soviético, era una apasionada respuesta a las posturas filosóficas del influyente físico alemán Ernst Mach, a quien bien podríamos considerar como el último antiatomista.

Mach tenía una visión bastante particular de la ciencia, sus métodos y su enseñanza, fruto de su concepción de cómo entender la realidad. Mach sostenía que lo único que verdaderamente podemos conocer es lo que nos revelan los sentidos. Por lo tanto, la ciencia sólo puede ocuparse de aquellas cosas que podemos describir a partir de nuestra percepción sensorial: los objetos, sus propiedades, sus desplazamientos. Vemos que un auto se acerca a otro, y luego, que ambos cambian de forma y cambian su velocidad abruptamente. Pero, argumentaba Mach, ¿hasta qué punto podemos afirmar que este auto ejerció una fuerza sobre aquél o viceversa? De acuerdo con Mach, invocar entidades teóricas que no podemos observar para explicar las cosas que observamos es un juego a la vez inútil y peligroso. Obviamente, se opuso vehementemente a la idea de átomo. Sus ideas tuvieron gran impacto en varios científicos y pensadores de la época. Lenin intuyó que las posiciones filosóficas de Mach estaban reñidas con las

visiones materialistas, de las cuales el atomismo es quizá la más acabada, y por lo tanto eran una amenaza para el materialismo histórico, la ciencia social fundada por Marx⁴⁷ y la base ideológica del comunismo y del movimiento revolucionario ruso.

Lenin no fue el único en enfrentarse intelectualmente con Mach; los debates más calurosos ocurrieron con otros científicos, particularmente Ludwig Boltzmann (uno de los padres de la teoría cinética de los gases) y Max Planck (responsable de la idea de que la energía misma viene en paquetes o cuantos). La confrontación entre Planck y Mach fue de alto tono y tuvo lugar a través de publicaciones y ponencias de uno y otro. Mientras que Mach insistía en que la provincia lícita de la ciencia eran solamente las cosas que podemos apreciar con nuestros sentidos, Planck insistía en que la mismísima razón de ser de la ciencia es precisamente trascender esos sentidos y describir la realidad por fuera de nosotros mismos. En el fondo, para Planck existía una realidad externa, independiente de nuestra percepción y susceptible de descripciones objetivas; para Mach, si tal realidad de hecho existe, es inalcanzable porque lo único que legítimamente podemos confiar es su impacto sobre nuestros sentidos. Estas dos posiciones son de una profunda raíz filosófica y se manifiestan en la historia del pensamiento una y otra vez. A la posición de Planck se la denomina con frecuencia “realismo” y en ella abrevan pensadores como Einstein y Galileo. A la posición de Mach se la conoce como “empiricismo” (aunque hay otras denominaciones) y los físicos de principios del siglo XX, como

⁴⁷ Incidentalmente, el libro de Lenin no fue la primera intersección del marxismo con los átomos; el mismo Marx escribió su tesis doctoral comparando las ideas de Demócrito y Epicuro.

Niels Bohr y Werner Heisenberg, autores de la visión interna del átomo, se inscriben en esta corriente.

Tal era la tenacidad con que Mach defendía su celo por la percepción sensorial que cada vez que alguien le hablaba de la teoría atómica o de los átomos él replicaba: “¿Has visto uno?”.

No hizo falta ver uno para que la mayor parte de los científicos se convencieran de la existencia real de estas entidades diminutas. A medida que avanzaba el siglo XX las cosas se precipitaron desde todos los ángulos. El estudio de la electricidad en tubos al vacío produjo rayos de lo que resultaron ser partículas aun más chiquitas que el más pequeño de los átomos, a las cuales llamaron electrones. El descubrimiento de los rayos X y de la radiactividad resultó en el florecimiento de nuevas ramas de la física que comenzaron a explorar el interior mismo del átomo. Ya no cabía duda de su existencia: el camino trazado era ahora entender su estructura íntima, de qué estaba hecho. Pronto se desarrollaron técnicas para detectar partículas cargadas individualmente, y más tarde aparatos que trazaban la marcha de átomos individuales en cajas llenas de neblina. Las técnicas se siguieron refinando; los rayos X permitieron adivinar la posición relativa de átomos dentro de cristales de diversas moléculas, incluido el ADN e infinidad de proteínas. Recientemente, se desarrolló una técnica llamada Scanning Tunneling Microscope (o STM), que permite obtener una imagen de una superficie a nivel atómico. En esas imágenes se puede distinguir cada uno de los átomos como un abultamiento preciso. Los científicos de IBM incluso han manipulado átomos individuales

al punto de poder escribir la palabra “átomo” en japonés con hileras de átomos individuales; esas imágenes son visibles en internet. En 1988, los técnicos de IBM lograron visualizar moléculas de benceno, las cuales tenían justamente la forma hexagonal propuesta por Kekulé. En 1980, Hans Dehmelt (Premio Nobel en 1989) logró aislar un solo átomo de; bario mediante la llamada “trampa iónica”, una cámara especialmente diseñada a tal efecto, y observar la luz de un láser reflejada por este átomo sofito y su alma. Era la primera vez que se podía hablar de un átomo particular, aislado de todos los demás. Tan importante fue el acontecimiento que los científicos decidieron ponerle nombre al atomito. Lo bautizaron Astrid.

Todavía es debatible si realmente hemos visto átomos o si se trata de imágenes altamente elaboradas por técnicas complejas de escaneo que poco tienen que ver con nuestros ojos. Lo que sí es indudable es que técnica tras técnica, experimento tras experimento apuntan a la existencia real de esos pequeños demonios. Y cada vez estamos más cerca de poder verlos, aunque los investigadores se siguen preguntando qué es exactamente eso que creemos ver.

Planck diría que no hace falta ver para creer, que el ojo de la mente puede imaginar lo invisible. *El Principito* diría que lo esencial es invisible a los ojos. Si no lo esencial, sin duda muchas veces lo más interesante.

Bibliografía comentada

La mayoría de los textos aquí comentados está en lengua inglesa; lamentablemente existe poca bibliografía de historia de la teoría atómica publicada en español.

- **Isaac Asimov, *Breve historia de la química*, Madrid, Alianza Editorial, 1975.** Contiene comentarios pertinentes, pero *no* detallados, de muchos de los temas tocados en este libro.
- **D. P. Melior, *The evolution of the atomic theory*, Amsterdam, Elsevier Publishing Company, 1971.** Muy completo y sintético, toma exactamente el periodo de tiempo considerado en este libro (desde la Antigüedad hasta principios del siglo XX).
- **Elizabeth C. Patterson, *John Dalton and the Atomic Theory. The Biography of a Natural Philosopher*, Nueva York, Doubleday and Company, Inc., Garden City, 1970.** Una biografía de John Dalton.
- **Eric R. Scerri, *The Periodic Table: Its Story and Its Significance*, Nueva York, Oxford University Press, 2006.** Un libro muy claro sobre la Tabla Periódica y su historia con algunas consideraciones filosóficas.
- **Bernard Pullman, *The Atom in the History of Human Thought*, Nueva York, Oxford University Press, 1998.**
- **Andrew G. van Melsen, *From Atomos to Atom: The History of the Concept Atom*, Nueva York, Harper and**

Brothers, 1952. Dos volúmenes que analizan cuestiones filosóficas alrededor de la idea de átomo.

Artículos disponibles en internet

- **R. G. Badill, R. Pérez Miranda, M. V. Uribe Beltrán, L. Cuéllar Fernández, y R. Y. A. Rodríguez, "El concepto de valencia: su construcción histórica y epistemológica y la importancia de su inclusión en la enseñanza", *Ciencia & Educación*, 10 (3), 2004, pp. 571-583.**
- **Rosa Muñoz Bello y José Ramón Bertomeu Sánchez, "La historia de la ciencia en los libros de texto: la(s) hipótesis de Avogadro", *Enseñanza de las Ciencias*, 21 (1), 2003, pp. 147-159.**
- **Antonio J. Diéguez, "Realismo y Antirrealismo en la discusión sobre la existencia de los átomos", *Philosophica Malacitana*, 8, 1996, pp. 49-65.**

Estos artículos discuten aspectos de la historia del átomo con relación a la enseñanza de la química.

Imágenes de átomos en <http://www.almaden.ibmcom/vis/stm/gallery.html>

Acerca de las biografías

Gran parte de la información biográfica proviene del maravilloso *Dictionary of Scientific Biographies*, editado por Charles Coulston Gillispie. En particular, fueron *muy* útiles los siguientes ensayos

contenidos en ese volumen: Gay-Lussac (por M. P. Crossland), Lavoisier (por H. Guerlac), Dalton (por A. Thackaray), Cannizzaro (por H. M. Leicester).

El libro *The World of the Atom*, editado y comentado por Henry A Boors y Lloyd Motz (1966, Nueva York, Basic Books Inc.), contiene una muy completa colección de fragmentos de trabajos originales sobre el átomo (como los textos de Lucrecio, Dalton y Cannizzaro, entre otros); cada fragmento es antecedido por vividas e informativas viñetas biográficas de cada científico.

El autor puede dirigir al lector interesado a una lista bibliográfica más completa.