

MIGUEL KATZ

**La teoría atómica:
Laureles para Dalton, pero la
idea original fue de Higgins**



Asociación Química Argentina

**La teoría atómica:
Laureles para Dalton, pero la
idea original fue de Higgins.**

Miguel Katz

**La teoría atómica:
Laureles para Dalton, pero la
idea original fue de Higgins.**



**Asociación Química Argentina
Ciudad Autónoma de Buenos Aires
2024**

La teoría atómica: Laureles para Dalton, pero la idea original fue de Higgins.

1a ed. - Katz, Miguel

Editores: Asociación Química Argentina, 2024.

Avda. Santa Fe 1145 C1059ABR

Ciudad Autónoma de Buenos Aires. República Argentina.

Tel-Fax (14 11) 4814 5942

Libro digital, PDF/A

Archivo Digital: descarga y online

La teoría atómica: Laureles para Dalton, pero la idea original fue de Higgins

ISBN 978-987-47159-8-2

ISBN 978-987-47159-8-2



Libro de edición electrónica

Hecho en la República Argentina

Hecho el depósito de la Ley 11.723

Derechos reservados

*A mi hijo Hernán,
con el cariño de siempre.*

*Agradecimientos:
A la Asociación Química Argentina en las personas de
su presidente, Dr. Carlos Cañellas,
su vicepresidente, Dr. Alberto Capparelli
y a la Directora de la División Educación, Dra. Sandra Hernández.*

PRÓLOGO 1

Para el matemático Julio Rey Pastor, la apropiada comprensión de cualquier tema requiere, como paso inicial y fundamental, situar el mismo en su adecuado contexto histórico. La teoría atómica es probablemente uno de los temas más importantes tanto de la física como de la química, además de extender sus ramas inclusive a la biología, a la medicina y a casi todas las disciplinas del saber científico. Por ello, todo libro que contribuya a situar históricamente el atomismo, y arrojar claridad sobre sus vaivenes, sobre su lento abrirse paso dentro del pensamiento científico, es bienvenido y saludado como una necesaria contribución al entendimiento de la teoría atómica.

El libro del Dr. Katz nos ubica en un momento de la historia de la química en el que se produce la transición de las ideas más antiguas hacia una visión atomística de la materia. Nos muestra cómo en los primeros modelos atómicos pervivían imágenes que pueden remontarse a Demócrito, Leucipo y Lucrecio. Hace una referencia al no muy conocido atomismo de Galileo, y a la posibilidad de que la condena de la Iglesia fuese debida a este concepto, y no tanto al copernicanismo, como lo sugiriera Pietro Redondi en su hermosa obra “Galileo Herético”. El relato del Dr. Katz nos sorprende con el hecho de que la composición química de la molécula de agua, que hoy conoce hasta un escolar de los primeros años de escuela primaria, fue hallada después de numerosos tanteos, hipótesis y errores. Hasta la muy básica idea de que cada sustancia presenta una determinada composición, a partir de otras más simples, fue un conocimiento al que tuvo que llegarse después de una larga serie de intentos, discusiones y opiniones encontradas.

Y, cuando profundizamos en la historia de una disciplina científica, siempre, casi diría inevitablemente, aparecen una o varias figuras en las sombras, precursores o competidores de otros nombres a los que la historia o la fortuna volvió más conocidos. Las luces de la fama, incluso en la ciencia, suelen ser algo arbitrarias, y tanto el recuerdo como el olvido no siempre van de la mano con la justicia. El personaje que nos presenta el Dr. Katz, y que se mueve “detrás de las cortinas” de la teoría atómica, es el Dr. William Higgins.

Debo confesar que antes de leer el manuscrito de esta obra nunca había oído hablar del Dr. Higgins. Un personaje interesante, situado algunos años después de Lavoisier, en aquella época en la que la teoría del flogisto era paulatinamente abandonada, y en la que se discutía intensamente el significado del concepto de “átomo”. Y muy interesante también su tío, Bryan Higgins, cuyos aportes a la química, y especialmente a la evaluación de los pesos atómicos, merecerían estudiarse. William, Bryan y el aún menos conocido William Austin fueron “los atomistas de Londres”, y merecen ser considerados como quienes dieron pasos importantes en la construcción del atomismo.

El libro, por supuesto, no intenta desmerecer la obra de John Dalton, cuyos aportes a la química, la física y hasta la meteorología son plenamente reconocidos. Pero nos recuerda que la historia del pensamiento científico es compleja, que las ideas raramente surgen en la mente de una única persona, y que las teorías científicas son como enormes edificios construidos con muchísimos bloques de piedra. Algunos de esos bloques serán de mayor tamaño, o más elegantes, o estarán más a la vista, pero el edificio necesita de todos esos bloques para mantenerse en pie.

Siempre aprendemos un nombre nuevo, una nueva figura cuyos aportes a la ciencia no figuran en las marquesinas de los teatros. Así como alguna vez aprendimos que Gaspard Coriolis aportó mucho más que la “fuerza de Coriolis”, o que hubo un André Debierne que fue fundamental en los trabajos de Marie y Pierre Curie, o que nuestra Rebeca Gerschman formuló la teoría que explica cómo las radiaciones afectan los sistemas biológicos, hoy aprendemos que hubo un William Higgins cuya contribución a la teoría atómica no debe ser despreciada.

Saludo este nuevo saber que brinda reconocimiento al oculto personaje histórico de William Higgins.

Agradezco al Dr. Katz su claro, riguroso y entretenido trabajo histórico y divulgativo, y a la Asociación Química Argentina (AQA) por haberme invitado a prologar este libro.

Dr. Jorge Norberto Cornejo

Facultad de Ingeniería, Universidad de Buenos Aires, Argentina.

PRÓLOGO 2

O Professor Miguel Katz possui uma vasta carreira docente com experiência de mais de 50 anos em sala de aula, atuando em diversas áreas da química. Além de rigoroso na preparação de suas aulas, sempre se preocupou com a construção de materiais diferenciados de caráter didático para os seus estudantes. Exemplo é seu livro *Curso de Química Geral*, que aponta para a importância de elementos históricos e interdisciplinares na construção da ciência química. Escreveu ainda obras tanto de história das ciências, como de ciências em geral que abordam temáticas como atomismo, mecânica quântica, medicina antiga, eletromagnetismo e termodinâmica.

O presente livro está dividido em quatro momentos principais. No primeiro, Katz aponta para uma das questões que desde a Antiguidade inquieta os humanos: a constituição da matéria, afinal a pergunta pelo âmbito da materialidade está entre as primeiras especulações filosóficas. É nesse sentido que surgem as concepções iniciais acerca do átomo. De maneira breve o autor menciona desde os atomistas antigos como Empédocles, Leucipo, Demócrito, Epicuro e Lucrecio até filósofos naturais e cientistas mais modernos como Gassendi, Boyle, Newton, Bernoulli, Lavoisier e Proust. Todos problematizaram e desenvolveram conceitos fundamentais sobre o atomismo e o corpuscularismo ao longo da história.

No segundo momento do texto, o autor discute elementos da vida e da obra do químico, físico e meteorologista britânico John Dalton, para, então, apontar os fundamentos de sua teoria atômica, bem como a sua importância para a história da química. Tanto a primeira tabela de pesos atômicos, como os textos *System of Chemistry* (1807) de Thomas Thoman e a *A New System of Chemical Philosophy* (1808) do próprio Dalton são abordados de maneira bastante rigorosa, problematizando, por exemplo, a maneira com que Dalton pode inferir as propriedades dos átomos a partir de análises químicas. O livro, preocupando-se tanto com aspectos epistemológicos como históricos da questão, apresenta as ideias de Dalton levando em consideração sua dinâmica histórica e aqui observamos com toda vivacidade surgir tanto a influência de Newton e Lavoisier para a estruturação do pensamento de Dalton, como perguntas chave para o desenvolvimento da química moderna, como, por exemplo, por que a hipótese de Avogadro-Ampere não teve aceitação imediata?

No terceiro momento do livro, a perspectiva atômica do irlandês William Higgins, pouco conhecido na História das Ciências é discutida. Ao analisar o texto de Higgins intitulado *Experiments and Observations of The Atomic and Electrical Phenomena* (1814) ficamos sabendo da reivindicação do autor pela paternidade da teoria atômica, que ocorreu entre os anos de 1814 e 1816. A partir desse momento entramos em contato com uma teoria química atomista bastante rica e complexa. Tanto o

uso de uma linguagem química, com diagramas e letras, bem como a diferenciação que Higgins propõe entre dissolução e reação química aponta para uma familiaridade com a questão das afinidades (que hoje chamamos de valência).

Finalmente na última parte do livro, acompanhamos o autor na instigante polêmica entre Dalton e Higgins e alguns de seus desdobramentos para a ciência química. Aqui Katz ao enfatizar a importância de Thomas Thomson em favor de Dalton, em textos como *Atomic Theory*, *Encyclopedia Britannica* e *System of Chemistry*, mostra para nós leitores a importância da historiografia para a compreensão da dinâmica científica. A partir desse ponto, o autor apresenta sua tese: se, por um lado, Higgins não conhecia, de fato, a obra de Dalton, e, portanto, não há evidências que houve um plágio, por outro, Katz defende a tese de que Higgins foi o primeiro a utilizar conceitos da teoria atômica em trabalhos de Química. O cientista irlandês, por exemplo, já teria apontado a importância da combinação de átomos em múltiplas proporções e utilizado a ideia de ligação de átomos por forças, para explicar as diferentes reações químicas. Porém, Higgins não teria dado atenção suficiente a questão dos pesos dos átomos, ao contrário de Dalton que se preocupou e teve como um de seus objetivos principais explicar as leis quantitativas das combinações químicas.

Assim, ficamos diante de um livro que expõe de maneira clara, objetiva e com rigor químico um episódio importante da História e da Filosofia da Química. Ao mesmo tempo apresenta como as polêmicas científicas podem ajudar no esclarecimento de questões epistêmicas, metodológicas e mesmo historiográficas relativas ao conhecimento científico.

Dra. Luciana Zaterka. Universidade Federal do ABC, São Bernardo do Campo, Brasil.

PREFACIO

Allá por los años '90, mientras cursaba la Licenciatura, buscando material acerca de la teoría del flogisto, encontré una referencia al libro de William Higgins "A Comparative View of the Phlogistic and Antiphlogistic Theories" que me llamó la atención. Ese autor, en vez de usar relaciones de masas en las combinaciones químicas, que a finales del siglo XVIII y principios del siglo XIX darían lugar a las llamadas "leyes gravimétricas" utilizaba relaciones entre los átomos que se combinan para la formación de compuestos e, inclusive, intentaba establecer una relación cuantitativa entre las fuerzas que ligaban a los átomos en esas combinaciones. Dado que ese tipo de relaciones sólo podrían haber surgido luego del establecimiento de la teoría atómica clásica con sus leyes de combinación entre masas o entre volúmenes de sustancias, las ideas de Higgins despertaron mi curiosidad, Afortunadamente, pude conseguir una fotocopia de la edición de 1789 y utilicé conceptos allí vertidos para redactar un pequeño trabajo final de una de las asignaturas que sorprendió al titular de la cátedra, el Dr. Erwin Baumgartner, quien me bautizó "Mr. Higgins". Pasaron varias décadas y la observación de que, a pesar de las polémicas suscitadas durante el siglo XIX y la primera mitad del siglo XX en la comunidad química, acerca de la paternidad de la teoría atómica, el desconocimiento de la obra de William Higgins es bastante generalizado, motivó la presentación de este trabajo con más detalles de las polémicas acerca de la paternidad de la teoría atómica clásica.

Miguel Katz

Abril 2024

ÍNDICE

I.-	LOS ORÍGENES DE LA TEORÍA ATÓMICA	1
II	VIDA Y OBRA DE DALTON	14
III	WILLIAM HIGGINS	32
IV	LA POLÉMICA HIGGINS – DALTON	41
V	CONCLUSIONES	53
	BIBLIOGRAFÍA GENERAL	57

"El término partícula última significa la última división de la materia elemental y el término molécula la última división de un compuesto químico".

William Higgins. "A Comparative View of the Phlogistic and Antiphlogistic Theories" (1789)

"...las partículas últimas de todos los cuerpos homogéneos son perfectamente iguales en peso, forma, etc. En otras palabras, cada partícula de agua es igual a toda otra partícula de agua, cada partícula de hidrógeno es igual a toda otra partícula de hidrógeno, etc.,...."

John Dalton, "A New System of Chemical Philosophy" (1808)

RESUMEN

El objetivo central del presente trabajo es rescatar una polémica, no muy difundida, acerca de la paternidad de la hipótesis atómico-molecular que constituye la base científica de la teoría atómica moderna. El trabajo incluye una reseña biográfica de William Higgins y los conceptos sobre la naturaleza de la materia y las interacciones entre las partículas elementales que este químico utilizó en su trabajo experimental. Dado que él encontró experimentalmente resultados que años más tarde darían lugar a la formulación de las leyes y teorías más importantes de la Química del siglo XVIII, se consideró con derecho a reclamar la paternidad de la Teoría Atómica, paternidad que la comunidad científica adjudicó a John Dalton. Su reclamo fue infructuoso y él murió en el anonimato. La polémica que despertó su reclamo en 1814, se reavivó a mediados del siglo XX entre dos importantes historiadores de la Química. Tiempo después, el descubrimiento de documentación al respecto permitió acercar las posiciones y hoy debe considerarse a William Higgins como un precursor de la Teoría Atómica, cuyo trabajo experimental tiene tanta importancia como lo fue el trabajo de Galileo para el desarrollo de la Mecánica newtoniana.

I – LOS ORÍGENES DE LA TEORÍA ATÓMICA

1-1.- Los atomistas griegos.

El problema de la estructura íntima de la materia fue encarado en las antiguas civilizaciones, asirias, caldeas y egipcias, como un producto de la voluntad de los dioses.

Si bien algunos autores¹ citan como antecedente más antiguo de la concepción atomística de la materia a un filósofo fenicio llamado Mochos de Sidón, que habría vivido antes de la guerra de Toya, es en Grecia, a partir del siglo IV a.C. donde surgen concepciones acerca del tema, desde puntos de vista filosóficos, suficientemente independizados de la magia y de la religión.

Empédocles de Agrigento, (500 – 430 a.C.), consideró que la materia estaba formada por cuatro raíces: tierra, agua, aire y fuego, Estas cuatro raíces eran, para Empédocles, el producto material de cuatro cualidades fundamentales, caliente, frío, seco y húmedo y su unión o separación estarían determinadas por las fuerzas del amor y el odio.

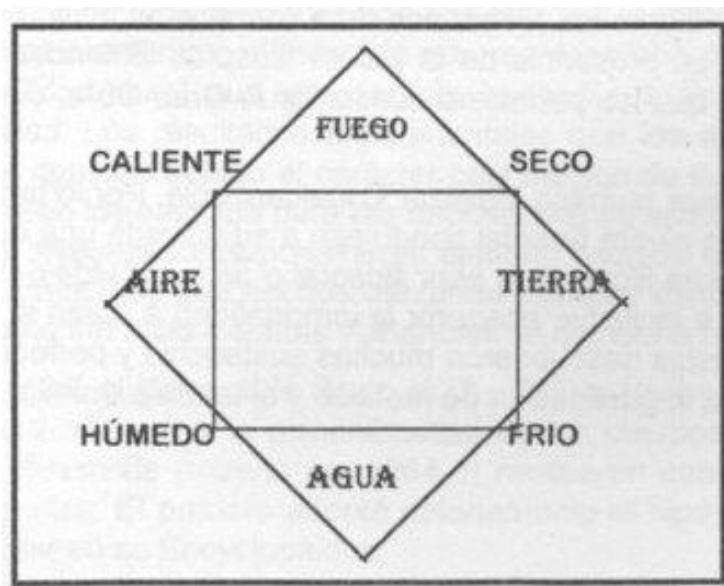


Figura 1.- El esquema de los cuatro elementos.

Para Leucipo de Mileto (siglo V a.C (460 – 361 a. C.) y su discípulo Demócrito de Abdera, la materia estaría formada por átomos (en griego: ατομο indivisible) y vacío². Los átomos son eternos, indivisibles y están en continuo movimiento. Son cualitativamente iguales, aunque diferentes en forma, tamaño y posición relativa en los cuerpos, conservándose siempre invisibles. Estos átomos

¹ Strabo (63 – 3 a.C.). *Geographica*, XVI, 2 p, 756 C.

² Los átomos representan el “ser” y el vacío el “no ser”.

invisibles son los constituyentes permanentes del Universo y los cambios observados pueden interpretarse en función de sus movimientos.

Se suponía que los átomos de los líquidos eran lisos, lo que les permitía fluir unos sobre otros. Los sabores de algunas sustancias simples se debían a que esos átomos tenían aristas agudas que lastimaban la lengua.

La hipótesis de Empédocles fue aceptada, con algunas modificaciones por Aristóteles de Estagira (384 – 322 a. C.). Aristóteles no podía aceptar la teoría de Demócrito pues ella implicaba la existencia del vacío, algo que el estagirita negaba. La doctrina de Demócrito no influyó sobre sus contemporáneos, pero, en el siglo III, fue incorporada a la doctrina de Epicuro de Samos. Por el contrario, los estoicos, Cicerón, Séneca y Galeno se oponían al atomismo de Epicuro. La teoría atomista fue expuesta en el año 57 a. C. por el poeta latino Lucrecio en su poema *De Rerum Natura*³. Como su concepción era netamente materialista, — sólo existen átomos y vacío — fue rechazada por la Iglesia⁴ y, durante la Edad Media, cayó en el olvido.

1.2.- La concepción atomista durante la Edad Media.

Durante la Edad Media, la Química dejó de tener el carácter de “ciencia divina” del que gozaba entre los egipcios para transformarse, gracias al influjo de la civilización árabe, en la Alquimia. La Alquimia constituirá un jalón importantísimo en el desarrollo de la Ciencia. Los alquimistas mantuvieron, en principio, las concepciones aristotélicas de los cuatro elementos fundamentales; tierra, fuego, aire y agua, resultantes de la combinación de cuatro principios abstractos, frío, calor, sequedad y humedad, esquematizados en la figura 1. Combinando los principios en proporciones adecuadas y de manera apropiada era posible obtener cualquier sustancia.

Por ese entonces el oro era el patrón monetario por excelencia. No debe extrañar, entonces, que los alquimistas dedicaran sus esfuerzos a obtener oro a partir de metales menos valiosos, como el plomo, el hierro y el cobre. Como los resultados eran siempre negativos, supusieron que la transmutación sólo podría ocurrir en presencia de la *pedra filosofal*, un material que provocaba el inicio de la transmutación, por lo que dedicaron sus esfuerzos a la búsqueda de esa piedra filosofal que les permitiese consumir la “Gran obra”, o sea, la tan ansiada transmutación.

Es propio de la naturaleza humana idealizar lo inalcanzable. Por lo tanto, no es de extrañar que la infructuosa búsqueda de la piedra filosofal condujese a adjudicarle diversas propiedades milagrosas. Así, el imaginario de los buscadores hizo creer que la piedra filosofal podría llegar a eliminar las enfermedades, devolver la juventud e, inclusive, asegurar la inmortalidad a quienes, en alguna forma, la ingiriesen.

³ *De Rerum Natura* fue redescubierto en 1417 (impreso en 1473 y reimpresso en 1486) y sus seis libros se convirtieron en la fuente primaria (aún en nuestros días) de las ideas de Leucipo y Demócrito.

⁴ Entre las importantes figuras de la Iglesia que escribieron contra la teoría de los átomos se menciona a Dyonisios (Obispo de Alejandría 200 d.C.), Lactantius (muerto en el 324 d.C.) y Agustín (354 – 430 d.C.)

En el proceso de sus búsquedas, los alquimistas descubrieron muchas sustancias y perfeccionaron aparatos y técnicas de laboratorio destinadas a la purificación de metales y al análisis químico.

Con el tiempo, se fue dejando de lado la concepción aristotélica y la materia comenzó a concebirse como la combinación de tres elementos: el mercurio que representaba materialmente a los principios de la *metalinidad* y la *volatilidad*, la sal, que representaba la *solidez* y la *solubilidad* y el azufre que representaba la *combustibilidad*. Los resultados experimentales que los químicos obtenían eran guardados en el secreto más riguroso debido al carácter casi mágico de la Alquimia y al hecho que sus practicantes se considerasen los elegidos para ser depositarios de la Verdad. Los pocos trabajos que llegaron a manos de los investigadores posteriores estaban escritos en un lenguaje oscuro, en los que se describían operaciones más que hechos, utilizando signos y símbolos bastante confusos⁵

El uso de símbolos para representar a las distintas sustancias se mantiene hasta la actualidad.

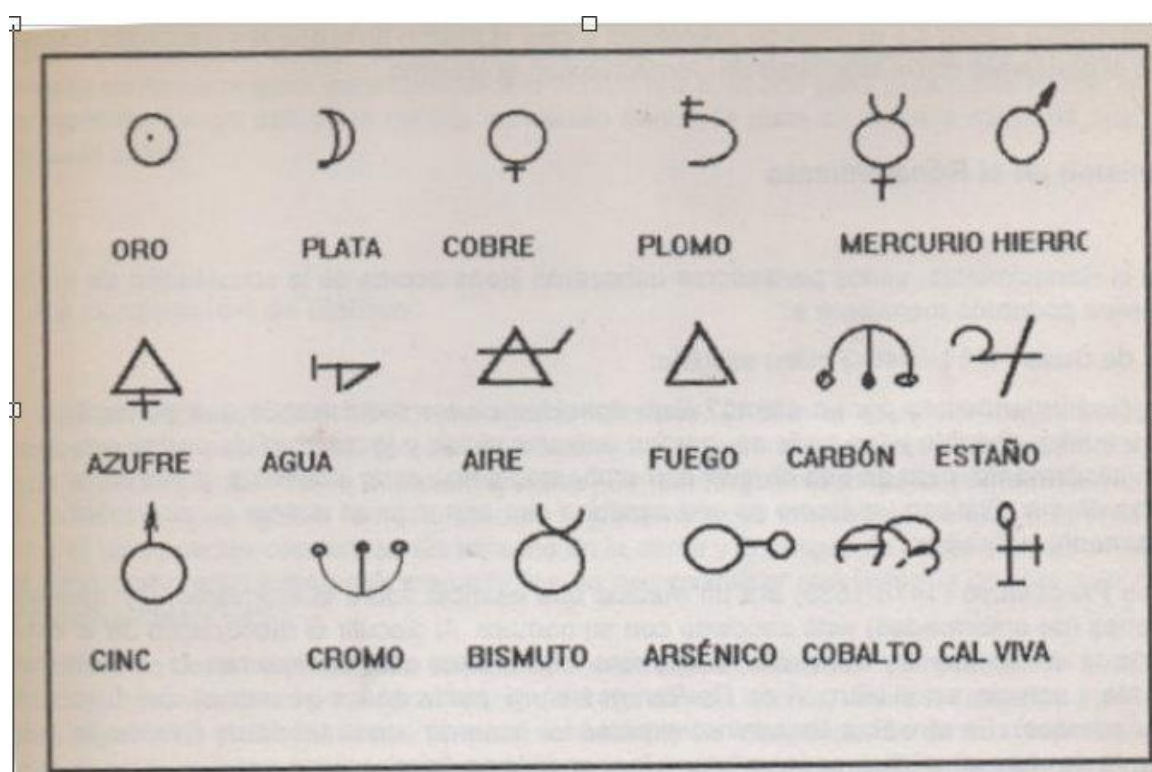


Figura 2.- Algunos símbolos usados por los alquimistas.

Isidoro de Sevilla (560 – 636), el Venerable Beda (672 – 735) y Hrabanus Maurus (776 – 856) usaron la palabra átomos para referirse a la discontinuidad de los cuerpos. William de Councches (1080 – 1154) y Vincent de Beauvais (muerto ca. 1264–8) mostraron, en sus escritos, conocimientos sobre

⁵ El *Liber Mutus*, un libro de Alquimia de la época, no contiene texto alguno. Sólo 15 grabados, casi ininteligibles que detallan la preparación de la *piedra filosofal*.

la concepción atomística. El primero adoptó abiertamente la hipótesis de Demócrito, mientras que el segundo la menciona en su Encyclopaidea.

La obra de Aristóteles se redescubre en la Europa Occidental a principios del siglo XI mediante traducciones latinas de traducciones árabes del griego. Muchas discusiones escolásticas, sobre la compatibilización de las concepciones aristotélicas con la doctrina de la Iglesia, tuvieron lugar durante ese siglo. En particular, las de Santo Tomás de Aquino (1225 – 1274) y las de Roger Bacon (1214 – 1292). Con el transcurso del tiempo, la Iglesia comenzó a elevar los escritos de Aristóteles casi al mismo nivel de las Sagradas Escrituras y asoció el pensamiento atomístico de Demócrito con el ateísmo.

1.3.– El atomismo en el Renacimiento.

Durante el Renacimiento, varios pensadores esbozaron ideas acerca de la constitución de la materia. Entre ellos podemos mencionar a:

Nicolás de Cusa (1401 – 1464), quien escribió:

“¿Qué entendemos por un átomo? Bajo consideraciones mentales, lo que es continuo se vuelve divisible y las partes se vuelven divisibles y la multitud de partes progresa infinitamente, pero en una división real arribamos a una parte indivisible, a esa parte la llamo átomo. Por eso un átomo es una cantidad que, tomando en cuenta su pequeñez, es realmente indivisible”.

Girolamo Fracastoro (1478 – 1553) fue un médico que escribió sobre el atomismo. De hecho, la expresión “gérmenes” (de enfermedad) está asociada con su nombre. Al discutir el mecanismo de la infección, supuso la existencia de diminutas sustancias, indivisibles, que transportan la enfermedad, (curiosamente, Lucrecio, en el Libro VI de su obra *“De rerum Natura”* escribió sobre “los gérmenes que favorecen la vida y las semillas”- En otro libro, Fracastoro expresó su acuerdo con la teoría de Demócrito y expresó un punto de vista atomístico concerniente a las reacciones químicas.

Petrus Ramus — también conocido como Pierre de la Ramee, — (1515 – 1572), siendo aún muy joven, rompió con la teoría aristotélica. A los 21 años, presentó su tesis de magíster en la Sorbona *“Quaecumque ab Aristotele dicta essent commentitia esse”*⁴. El jurado estuvo atacando sus ideas durante varias horas, pero les fue imposible rebatir sus argumentos. Finalmente, no tuvieron otra opción que otorgarle el grado y con honores. En 1543 Ramus escribió dos libros en los que atacó la teoría aristotélica. Eso provocó una violenta reacción en la Iglesia la que inmediatamente prohibió su publicación y ordenó la quema de sus libros. Por orden del Papa Francisco I se le ordenó, de por vida, guardar silencio en público y se le prohibió el acceso a cualquier cátedra docente. Luego de la muerte del Papa y gracias a la protección del Cardenal de Lorena, Ramus retomó la docencia y fue nombrado Profesor de Matemáticas en el College de Francia. Las divergencias religiosas de la época alcanzaron niveles irracionales y Ramus, que había abrazado las ideas de Lutero, fue expulsado de su trabajo, su casa fue quemada y él fue asesinado en la Matanza de San Bartolomé, luego de lo cual su cuerpo fue arrastrado por las calles y arrojado al Sena.

Si bien Ramus no publicó nada específico sobre el atomismo, se lo considera el referente más importante del rechazo fundamentado a la teoría aristotélica de la materia.

Giordano Bruno, nacido Filippo Bruno, (1548 – 1600), un hombre religioso de los dominicos, que, influenciado por las ideas de Erasmo de Rotterdam, las expuso públicamente y luego de pasar siete años en la cárcel de la Inquisición de Roma, fue quemado en la hoguera por haber desafiado a la Iglesia e ir en contra de las ideas que ella imponía, como que la Tierra no es el centro del Universo,

En 1588, Giordano Bruno escribía,

*“... La división de las cosas naturales tiene un límite. La división de las cosas naturales llega a las partes últimas y más pequeñas que no son perceptibles aun con la ayuda de los instrumentos...”*⁶

Entre los partidarios del atomismo se suele citar también a Sebastien Basson (también conocido como Sebastian Basso, nacido alrededor de 1573, la fecha de su muerte no se conoce) que escribió sobre las partículas de primer, segundo y tercer orden que tienen estructuras que unifican a los átomos (lo que hoy llamamos moléculas), Johann Crysostom Magnenus (1590 – 1679[?]), quien intentó calcular el tamaño de los átomos. Daniel Sennert (1572 –1637), quien sostuvo que se podía dividir la materia hasta una *mínima naturalia*, quien comprobó que las partículas del vapor del vino atraviesan cuatro capas de papel, con lo que demostraba la pequeñez de los átomos. Sennert sostuvo que los átomos de materiales diferentes son diferentes y que se pueden unir en proporciones diferentes para formar materiales diferentes. También sostuvo que, a pesar de las transformaciones que puedan sufrir, pueden retener su forma original, Para demostrarlo, fundió oro puro con plata pura hasta formar una aleación homogénea. Luego trató la aleación homogénea con ácido nítrico, mostrando que la plata quedaba disuelta en el ácido mientras que el oro volvía a recuperar sus propiedades originales.

1.4.- La concepción de Galileo.

Galileo Galilei (1564 – 1642), creía en los átomos, si bien al igual que los primeros atomistas griegos parecía confundir la idea de la indivisibilidad física con la de tener dimensión física nula, es decir, los consideraba como puntos materiales. Sin embargo, sus ideas lo enfrentaron con la Iglesia. La convicción de la Iglesia romana tanto en la doctrina de la transubstanciación – la creencia que el pan y el vino pueden convertirse literalmente en la carne y la sangre de Cristo – como en la existencia del alma como ente inmaterial, eran difíciles de compatibilizar con la teoría de que solo existen átomos indivisibles y vacío.

Galileo no desarrolló muy bien su concepción de átomo. Trasmitió la impresión de que los átomos, si bien son infinitamente pequeños⁷ tienen, dentro de esa escala, distintos tamaños y presentan distintas superficies y que la mayor o menor cohesión entre ellos depende de sus superficies. Sobre la base de esta hipótesis trató de explicar el "horror al vacío" razonando que cuanto menor es la masa de un

⁶ Debemos recordar que la Inquisición lo condenó a la hoguera, por estas concepciones y por afirmar que, gracias a la teoría copernicana, estábamos en el Cielo. Galileo no llegó a ser condenado a la hoguera, terminó con arresto domiciliario.

⁷ *Dos nuevas ciencias*, pp. 52 – 53.

cuerpo mayor es su superficie específica y que en el caso de los sólidos la cohesión de los átomos se debía a la succión del vacío entre superficies infinitamente pequeñas. Por supuesto, estaba en la pista equivocada. Irónicamente, muy poco después de su muerte, su discípulo Evangelista Torricelli fue el primero en darse cuenta que las fuerzas de succión eran, en realidad, un resultado de la presión atmosférica.

Algunos autores⁸ fijan, precisamente, el renacimiento del pensamiento atómico con la invención del barómetro por Torricelli en 1634. En la parte superior del barómetro había “vacío”, un aspecto importante que ni Aristóteles ni la Iglesia admitían. Esta invención, y la de la bomba de vacío realizado por Otto von Guericke en 1654, hirió severamente, si no la hizo desaparecer, la hipótesis de la no-existencia del vacío.

1.5.- Gassendi y los átomos de Dios.

Pierre Gassendi (1592-1655) es considerado por muchos como el que "revivió al atomismo, pero como acabamos de ver, el atomismo nunca desapareció. Él logró que el atomismo fuese mejor comprendido y aceptado, especialmente al separarlo de su identificación con el ateísmo.

La prédica de Gassendi a favor del atomismo fue riesgosa dado que en 1624 el Parlamento de París habla sancionado un decreto que establecía que todo aquel que sostuviera o enseñara posiciones opuestas a Aristóteles (incluyendo el atomismo) era pasible de la pena de muerte. Gassendi sobrevivió gracias a que tenía amigos muy influyentes. En 1649 publicó su mayor obra sobre el atomismo, *Synagma Philosophiae Epicuri*, dividida en tres secciones: Lógica. Física y Ética. Aún antes de exponer acerca de los átomos, Gassendi dedicó tres capítulos a discutir sobre el vacío y su necesidad, extendiéndose en el análisis de los experimentos de Torricelli. Explayándose en la tesis de Epicuro describió a los átomos diciendo que no pueden ser creados ni destruidos, tienen peso y no pueden ser subdivididos. No son como puntos geométricos, sino que tienen un tamaño definido, aunque muy pequeño. Donde se diferenció de la concepción griega, fue en cuanto a su origen, ellos no han existido por siempre, sino que fueron creados por Dios. Los átomos no se mueven “a se *ipsis*” (por sí mismos) sino por “*Dei gratia*” (por gracia de Dios). Esta es la idea que trató de liberar al atomismo del ateísmo.

Gassendi consideró que los átomos pueden unirse formando grupos a los que llamó “*moleculae*” dio “*corpúscula*”. Sin embargo, estos grupos no se mantienen juntos por fuerzas atractivas, sino que están abrochados.

1.6.- La opinión de Boyle

Robert Boyle (1627 – 1691) es considerado el fundador de la Química moderna, tanto por introducir en la Química un método experimental riguroso, como por ser un firme partidario del atomismo.

⁸ J. R. Partington: *A History of Chemistry*, McMillan 4 Vol, 1961 – 1964.

Al respecto escribió:

*“... Esas teorías de los viejos filósofos, actualmente resucitadas con gran éxito ...”*⁹

y

*“... No parece absurdo imaginar que, en la Primera Producción de los Cuerpos Compuestos, la Materia Universal, de la cual están formados ellos y las otras partes del Universo, estuviese realmente dividida en pequeñas partículas de varias formas y tamaños dotados de movimientos también variados ...”*¹⁰

En su “definición” de elemento:

*“... Por elemento quiero expresar lo que los químicos quieren significar con sus Principios, esto es, ciertos cuerpos Primitivos y Simples o perfectamente libres de toda mezcla. Son los ingredientes con lo que están hechos todos los así llamados cuerpos perfectamente mezclados y esto de un modo inmediato. Esos cuerpos pueden, en última instancia, resolverse en sus elementos. Los elementos no pueden ser hechos con otros cuerpos ni pueden ser obtenidos unos de otros ...”*¹¹

Por cuerpos perfectamente mezclados se entienden las sustancias compuestas en contraposición a las mezclas mecánicas. Nótese que reemplazando elementos o cuerpos por átomos se obtiene uno de los postulados de Dalton.

Boyle llevó a cabo una gran variedad de experimentos mediante los cuales comprobó que ni los elementos aristotélicos ni los de los alquimistas eran tales.

1.7.- Newton y la naturaleza de la materia

Ya más avanzado el siglo XVII, Isaac Newton (1642 - 1727) expuso una perspectiva mucho más moderna sobre los átomos y las fuerzas Interatómicas En su *Óptica (libro 3 Parte 1)* expresa:

*“Cuestión 31 ¿No tienen las pequeñas partículas de los cuerpos ciertas potencias, virtudes o fuerzas mediante /as cuales actúan a distancia, no sólo en **los** rayos de luz, reflejándolos, refractándolos e inflectándolos, sino también produciendo, unas sobre otras, una gran parte de los fenómenos de la Naturaleza?”*

"Bien se sabe que los cuerpos actúan unos sobre otros por la atracción de la gravedad, magnetismo y electricidad y esas Instancias muestran el tenor y curso de la Naturaleza y hace

⁹ *Sceptical Chymist*, 1661, p. 23.

¹⁰ *Sceptical Chymist*, 1661, p. 37.

¹¹ *Sceptical Chymist*, 1661, p. 350. No es la definición de elemento que él sostiene sino la que adopta circunstancialmente para rebatir los argumentos de sus oponentes en una discusión.

que no sea improbable que haya más fuerzas atractivas que esas. Por lo que debemos estudiar de los fenómenos de la Naturaleza qué cuerpos se atraen unos a otros y cuáles son las leyes y propiedades de la atracción antes de inquirir la causa por la cual esa atracción se lleva a cabo. Las atracciones de la gravedad, magnetismo y electricidad se ejercen a distancias muy sensibles y así se han observado a simple vista y debe haber otras que se ejercen a distancias tan pequeñas que, hasta la fecha, escapan a la observación y quizás la atracción eléctrica pueda ejercerse a tan pequeñas distancias aún sin ser excitadas por fricción".

De hecho, si bien las fuerzas que ligan a los átomos en las moléculas no pueden entenderse propiamente sin la Mecánica cuántica, muchas de esas fuerzas son fuerzas eléctricas de corto rango – fuerzas entre cuerpos que carecen de carga eléctrica neta, pero con distribución de carga distorsionada. Esas fuerzas pueden caracterizarse como “atracción eléctrica ejercida a muy pequeñas distancias”. Llama la atención que Newton dejó la puerta abierta para el descubrimiento de otras fuerzas de corto rango, las que fueron finalmente descubiertas en la década de 1930.

Newton desarrolló el argumento que supone la existencia de fuerzas de atracción entre partículas sugiriendo explicaciones muy naturales para varios fenómenos físico – químicos, como la delicuescencia, la facilidad de destilación y el calor de disolución.

"Por cuanto la sal del tártaro corre per deliquium, ¿no está esto provocado por la atracción entre las partículas de la sal del tártaro y las partículas de agua que flotan en el aire en la forma de vapores? ...

“¿Y de donde viene, si no es de su fuerza atractiva, que el agua que destila sola con el calentamiento suavemente templado, no destile de la sal del tártaro sin un gran calentamiento? Y cuando el agua y el aceite de vitriolo se vuelcan sucesivamente en el mismo recipiente crece mucho la temperatura en la mezcla, ¿acaso esta temperatura no argumenta un gran movimiento en las partes de los licores? ¿Y acaso este movimiento no argumenta que las partes de los dos licores en la violenta mezcla coalescente no se precipitan unas hacia las otras con un movimiento acelerado?”

Evidentemente, Newton concebía al calor como resultado del movimiento molecular y que cuando se mezclan moléculas disimiles que se atraen unas a otras se genera calor mediante la conversión de energía potencial en energía cinética.

En la Cuestión 30 formula una pregunta interesante:

“¿Acaso la luz y los cuerpos voluminosos no son convertibles unos en otros y acaso los cuerpos voluminosos no reciben mucha de su actividad de las partículas de la luz, las que entran en sus composiciones? ... El cambio de cuerpos en luz y de luz en cuerpos está muy de acuerdo con el curso de la Naturaleza, la que parece estar encantada con las transmutaciones.”

A pesar de la visión aguda de Newton debemos tener presente que Newton no creía en el movimiento de las partículas gaseosas. Si el movimiento es energía y esa energía provoca calor, el hecho que una masa gaseosa permanezca a temperatura constante le hizo pensar que los átomos de un gas

permanecen en forma más o menos estática y que la presión que ejercen proviene de la repulsión mutua entre partículas vecinas.

Newton era corpuscularista. Creía firmemente que tanto la luz como la materia estaban formadas por partículas materiales¹² – dos siglos y medio después, la teoría dualista de la luz le daría una cuota de razón – y estaba convencido que buena parte de la Química podía ser explicada en términos de la mecánica de corpúsculos. Sin embargo, para él había algo más importante y más difícil de explicar, una suerte de espíritu vital que era la base de la vida y que estaría de algún modo conectado con los elementos de los alquimistas: el mercurio, la sal y el azufre. Creyó que estos eran la clave para descubrir la manera en que Dios le dio forma al Universo. Sostenía que la mera interacción mecánica entre los corpúsculos no podría generar las riquísimas variedades de la vida. Esto hizo que se dedicara de lleno al estudio de la Alquimia para descifrar el misterio de la creación divina del Universo. Según algunos autores¹³, Newton “*puso a prueba toda la vasta literatura de la antigua alquimia como nunca habla sido experimentada anteriormente o después*”. Utilizó en sus investigaciones las más precisas medidas cuantitativas que, sin embargo, no le dieron la noción de la conservación de la masa sobre la que trabajaría Lavoisier un siglo después – probablemente porque Newton no contabilizaba los distintos gases absorbidos o emitidos a los que consideraba incidentales y no realmente importantes para sus reacciones, o porque no tenían un olor muy grato¹⁴.

Newton pagó un alto precio por su curiosidad científica. Una intoxicación mercurial obligó a internarlo durante un par de años y, según sus historiadores, su capacidad intelectual quedó resentida¹⁵

1.8- Los atomistas del siglo XVIII

Daniel Bernoulli (1700 - 1782) hijo y nieto de científicos famosos, ganador 10 veces del Gran Premio de la Academia de París, siguiendo a Newton adhirió a la teoría corpuscular de la materia.

En 1734 escribió, en San Petersburgo, su obra más famosa: “*Hydrodynamica*”, aunque ésta se publicó recién en 1738. En el Capítulo X discutió las bases de la teoría cinética de los gases, estableciendo las leyes básicas del comportamiento gaseoso y a la presión como el resultado de los múltiples choques de los átomos contra las paredes del recipiente que los contiene. También expuso, aunque no con todos los detalles, que cuando la presión es elevada las interacciones entre los átomos afectan a la presión. Además, hizo notar la importancia relativa del volumen propio de los átomos en el volumen total. Estas observaciones serían las bases de la ecuación, que, en 1873, enunciaría Johan Diderick van der Waals.

¹² Dado que en su concepción sólo existían partículas y vacío, uno de sus grandes problemas fue explicar la “acción a distancia”

¹³ **Richard Westfall**: *Never at Rest*, p.290.

¹⁴ Una receta para preparar fósforo, que Newton tomó de Boyle, comenzaba con: “Tome un barril de orina...” **Richard Westfall**: *Never at Rest*, p.285.

¹⁵ Johnson, L. W. and Wolbarsht, M. L., “Mercury Poisoning. A probable Cause of Isaac Newton’s physical and Mental Ills”, *Notes and records of the Royal Society* 34, (1979), 1 – 9.

1.9.- Lavoisier

El primer paso realmente importante hacia la Química cuantitativa moderna fue dado por Antoine – Laurent de Lavoisier (1743 - 1794) hacia fines del siglo XVIII. Él comprendió que la combustión es una reacción química entre un material que se quema y un componente del aire. Llevando a cabo reacciones químicas en recipientes cerrados de manera de poder cuantificar las masas de las sustancias actuantes comprobó que la masa final de todos los productos era igual a la masa total de los reactantes. Esto lo indujo a pensar la Química en términos de átomos indestructibles e increables. Repitió en forma cuantitativa y meticulosa los experimentos de Cavendish para analizar las propiedades del hidrógeno, constató que el agua no es un elemento y mediante una experimentación cuidadosa estableció que el agua pura no se transmuta en tierra por calentamiento, como se supuso durante largo tiempo. Corroboró que el fuego no es un elemento y que el aire tampoco lo es, sino que es una mezcla de dos componentes, uno de los cuales ayuda a la respiración y a la combustión, al que bautizó “oxígeno”. En 1783, conjuntamente con Laplace usó por primera vez un conejo de la India para medir cuantitativamente la relación entre el oxígeno inspirado y el dióxido de carbono producido. Su obra, lamentablemente interrumpida por la guillotina, hizo que quedase completamente descartada, por medio del análisis, la teoría aristotélica de los cuatro elementos.

Gracias a la concepción impuesta por Lavoisier de que el objetivo de la Química es descifrar la relación entre las propiedades de la materia y su naturaleza mediante el análisis cuantitativo, la Química cobró un impulso notorio. En su *Traité Élémentaire de Chemie* (1789), Lavoisier escribió "*La química avanza hacia su objetivo, dividiendo, subdividiendo y volviendo a subdividir*". En esta misma obra analizó la polisemia de la palabra elemento:

“Si por el término elemento queremos expresar aquellos átomos simples e indivisibles de los cuales está formada la materia, aún no sabemos nada de ellos, pero podemos aplicar el término elemento, o principio de los cuerpos, para expresar nuestra idea del último punto que se puede alcanzar mediante el análisis ...”

1.10.- La Química cuantitativa

A partir de las enseñanzas de Lavoisier, las balanzas, los “bertholímetros”, los “eudiómetros”, pasaron a ser instrumentos infaltables en cualquier laboratorio y de esta manera se llegaron a enunciar varias “leyes” empíricas que se conocen, hoy en día, con el nombre de “Leyes gravimétricas”.

Estas leyes enuncian relaciones entre *masas* de distintas sustancias en distintos procesos de síntesis, descomposición o combinación.

Los enunciados de estas leyes, que suelen ser un trabalenguas para nuestros estudiantes, fueron la base del establecimiento de una teoría acerca de la naturaleza de la materia que, si bien ha sido completamente reinterpretada, permitió un avance espectacular en el desarrollo de la Química.

Las leyes gravimétricas se asientan en una ley empírica enunciada por Lavoisier referida a la constancia de la masa en los procesos químicos, enunciada como “ley de la indestructibilidad de la materia” en el texto citado y que traducida a un lenguaje contemporáneo puede expresarse como

“La masa de un sistema aislado permanece constante cualesquiera sean las transformaciones físicas o químicas que en él ocurran”.

Otra ley gravimétrica fue enunciada por Jeremiah Benjamín Richter (1762 – 1807) quien encontró una relación matemática entre los “*equivalentes*” de una misma sustancia al reaccionar con sustancias diferentes. En esa época se entendía por equivalente a la masa de un ácido requerida para neutralizar una masa dada de álcali. Hoy en día se ha extendido el concepto llamando equivalente a la masa de un elemento que se combina con (o que sustituye a) 1,0 g de hidrógeno, u 8 g de oxígeno o 35,5 g de cloro en un determinado compuesto.

En el año 1795 Richter enuncia,¹⁶

“Si P es la masa de un elemento determinante y $a, b, c, d, e, etc.$, las masas por él determinados y si Q es la masa de otro elemento determinante y $\alpha, \beta, \gamma, \delta, etc.$, representan las masas del mismo elemento y si, las masas de compuestos neutros $P + a$ y $Q + \beta, P + a$ y $Q + \gamma, P + c$ y $Q + \delta, P + a$ y $Q + \epsilon, etc.$ se descomponen por doble afinidad, de modo que los productos resultantes sean neutros, se verifica que las masas $a, b, c, d, e, etc.$, tienen entre sí las relaciones cuantitativas iguales a las correspondientes entre las masas $\alpha, \beta, \gamma, \delta, \epsilon, etc.$, o inversamente”.

Muy claro ¿no? Este jeroglífico, traducido al lenguaje químico moderno dice que “*Los equivalentes químicos de un mismo elemento en compuestos distintos guardan entre sí una relación sencilla*”.

En 1802 Emst Gottfried Fischer tradujo al alemán el libro de Berthollet *Recherches sur les Lois de L'Affinité* en el cual agregó una tabla única de pesos equivalentes de ácidos y bases referidos a 1000 partes de ácido sulfúrico¹⁷

Esta tabla se reproduce parcialmente en la Figura 3. De la tabla se observa, por ejemplo, que para neutralizar 859 partes en peso de soda (NaOH) se requieren 427 partes en peso de lo que se llamaba en ese entonces ácido fluórico (HF), 577 partes en peso de ácido carbónico (H₂CO₃), etc, o para neutralizar 1405 partes en peso de ácido nítrico (HNO₃) se requieren 525 partes en peso de alúmina (Al₂O₃.H₂O), 615 partes en peso de magnesia (Mg(OH)₂), etc.

En el año 1803, Richter también publicó una tabla conteniendo los datos de 18 ácidos y 30 bases.

¹⁶ Ueber die Neuem Gegenstande der Chymie, 1795, IV, 67.

¹⁷ Ueber die Gesetze der Verwandtschaft. Claude Louis Berthollet. Berlin. 1802, p. 229.

Bases		Ácidos	
Alúmina	525	Fluórico	427
Magnesia	615	Carbónico	577
Amoniaco	672	Muriático	712
Cal	793	Oxálico	755
Soda	859	Fosfórico	979
Estronciana	1329	Sulfúrico	1000
Potasa	1605	Nítrico	1405
Barita	2222	Acético	1480

Figura 3. Tabla de equivalentes de Fischer

1.11.- Proust y su ley gravimétrica

Joseph Louis Proust (1754 – 1826) realizó un gran número de investigaciones sobre la composición de sustancias minerales de origen natural y artificial y encontró que varios metales pueden formar más de un óxido y más de un sulfuro, cada uno de los cuales tiene una composición definida

En 1797 enunció explícitamente la llamada “*Ley de las proporciones constantes*” de la siguiente forma:

“Debemos reconocer una mano invisible que maneja la balanza en la formación de los compuestos. Un compuesto es una sustancia a la cual la naturaleza asigna relaciones fijas, o sea un ser al cual la Naturaleza crea siempre con una balanza en la mano, pondere et mesura”.

En nuestro lenguaje moderno:

“Cada sustancia tiene una composición en peso definida”.

Esta ley encontró una encendida oposición en Claude Louis Berthollet (1748 - 1822) quien, a través de su libro *Statique Chimique*, sostenía que:

"Los metales como el cobre, estaño y plomo, al ser calentados al aire pueden absorber oxígeno continuamente en proporciones que van aumentando hasta un cierto límite superior fijo,

dando de este modo, una serie continua de óxidos, como queda evidenciado, en el caso del plomo, por el cambio de color"

Proust, en una serie de artículos que aparecieron entre 1802 y 1808, demostró que esos óxidos eran mezclas de un número pequeño de óxidos definidos y distinguió cuidadosamente entre mezclas (*mélanges*) y soluciones (*dissolutions*) por una parte y compuestos químicos (*combinaisons*) por otra.

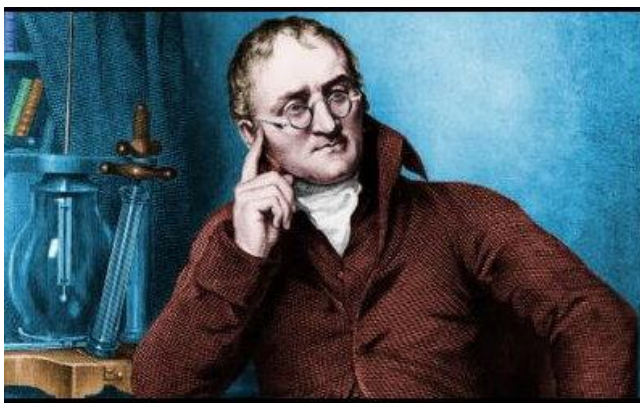
Así, de esta manera, los términos de la supuesta serie de óxidos de estaño eran mezclas de dos óxidos definidos, el subóxido (80 % de estaño y 20 % de oxígeno) y del protóxido (estaño 72%, oxígeno 28%). Analizando sulfuros metálicos encontró casos análogos de mezclas.

También refutó Proust las opiniones de Berthollet sobre la composición variable de ciertas sales de cobre, de nitratos de mercurio, etc. Sin embargo, no pudo refutar empíricamente la hipótesis de Berthollet según la cual las aleaciones metálicas y los vidrios eran “compuestos” formados en proporciones indefinidas.¹⁸

En los albores del siglo XIX, no sólo Proust sino un gran número de químicos hablan reconocido que los elementos pueden combinarse en más de una proporción para dar compuestos distintos. Sin embargo, no llegaron a establecer claramente las relaciones entre las masas de un elemento que se combinaba con la misma masa de otro formando compuestos distintos. Sería Dalton el que llegaría, por primera vez, a una conclusión correcta al respecto, lo que le permitió el “salto creativo” hacia la enunciación de su Teoría Atómica.

¹⁸ Hoy en día se conoce un gran número de sustancias naturales (por ejemplo, muchos silicatos) y un elevado número de sustancias artificiales que no tienen composición definida, a pesar de lo cual se las considera “sustancias”. Los compuestos que tienen composición definida se llaman “daltónidos”, en homenaje a Dalton, quien fue un firme defensor de la teoría de Proust. Las sustancias que tienen composición variable se llaman “bertholidos” en homenaje a BVerthollet.

II. Vida y obra de Dalton



John Dalton (1766-1844)

Nació en Eaglesfield, un pueblo de Cumberland el 5 de septiembre de 1766. Fue el quinto hijo de una familia cuáquera de condición humilde. Desde muy chico tuvo que dedicarse a las tareas rurales, pero no dejó de concurrir a la escuela cuáquera de Pardshow Hall donde su maestro John Fletcher le enseñó matemática, lengua inglesa, latín, griego y ciencias naturales. A los doce años dirigió una escuela donde los alumnos eran, generalmente, mayores que él.

En 1785 abrió otra escuela en Kendall que dirigió hasta 1793, año en que se mudó a Manchester, donde ejerció la docencia en una escuela presbiteriana.

Desde niño fue aficionado a la meteorología y, a lo largo de su vida, hizo más de 200.000 observaciones meteorológicas cuidadosamente anotadas en su diario de trabajo. En 1793 publicó en Manchester su primer libro *Meteorological Observations and Essays*. En 1799 se retira de la escuela y se dedica a dar clases particulares y a investigar privadamente temas relacionados con el comportamiento de los gases en la atmósfera.

En 1802 enunció su “Ley de las presiones parciales” y al año siguiente publicó su escala de pesos atómicos en la parte final de un trabajo sobre la ley de Henry, aunque no expuso los fundamentos de esa escala.

En 1808 se publicó su obra más importante, el Volumen 1 de *A New System of Chemical Philosophy* que, a pesar de los trabajos de Gay Lussac sobre las relaciones de volúmenes en las

combinaciones entre gases, suscitó una gran adhesión de la comunidad científica de la época. Las comprobaciones de Berzelius, Davy, Wollaston y otros científicos sobre la ley de las proporciones múltiples hizo que, durante la década siguiente a la publicación de su obra, su fama se extendiese a toda Europa.

En 1822, viajó a París, donde fue nombrado miembro de la Academia Francesa de Ciencias y fue agasajado por los más importantes científicos franceses, encabezados por Laplace.

A pesar de su fama, vivió una vida pobre, dando clases particulares de aritmética. Recibió una medalla de oro de la Corona Británica, fue nombrado Fellow de la Royal Society y fue recibido personalmente por el Rey William IV.

En 1837 sufrió una parálisis parcial y su salud comenzó a deteriorarse. Sin embargo, no dejó de hacer observaciones meteorológicas un sólo día, incluso el de su muerte, el 27 de julio de 1844.

Fue su interés por la controversia entre Proust y Berthollet la que concitó su atención sobre la naturaleza de las partículas que forman la materia. La hipótesis de que todos los átomos de un mismo elemento son iguales en peso, forma, etc., rondaba, aparentemente, en la cabeza de Dalton ya en 1802, pues comenzó a trabajar en su laboratorio tratando de relacionar masas de combinación. Si todas las *partículas últimas*, como él las llamaba, de un mismo elemento tienen el mismo peso y si cuando los elementos se combinan para formar un compuesto lo hacen una relación numérica definida, la composición de la sustancia resultante debe ser constante. De allí que más adelante escribiría:

*“... Las opiniones a las que me refiero, en particular, son las de Berthollet, sobre las leyes de la afinidad química, como son que, la afinidad química es proporcional a la masa y que en todas las uniones químicas existen grados insensibles en las proporciones de los principios constituyentes. La inconsistencia de estas opiniones, tanto con la razón como con la observación, pienso que no pueden dejar de llamar la atención de cualquiera que adquiera una visión apropiada de los fenómenos ...”*¹⁹

Los químicos de la época expresaban el resultado del dosaje de las sustancias compuestas refiriéndolas a 100 partes de la misma. Se decía que en 100 partes de “*gas de los pantanos*” (metano) existen 75 partes de carbono y 25 partes de hidrógeno. El “*gas olefiante de los holandeses*” (acetileno) contiene 92,3 partes de carbono y 7,7 partes de hidrógeno. Presentados los datos de este modo, no se evidenciaba ninguna relación simple. Dalton – matemático al fin – comparando los dos hidrocarburos citados averiguó qué masas de carbono se hallan combinadas con la misma masa de hidrógeno. Un cálculo simple de las proporciones le demostró que, dentro del límite de precisión de las mediciones, una de estas masas podía considerarse como el cuádruple de la otra. Reproduciendo cuidadosamente en su laboratorio los análisis de pares de sustancias binarias distintas formadas por los mismos elementos, los resultados lo llevarían, años más tarde, a formular la Ley de las proporciones múltiples a la que nos referiremos más adelante.

¹⁹ *A New System of Chemical Philosophy*, Manchester, Vol. I. 1808.

En octubre de 1803, el germen de la Teoría Atómica bullía en la cabeza de Dalton, aunque no le podía dar la forma científica adecuada para presentarla en sociedad. El 21 de ese mes leyó ante el auditorio de la Philosophical Society de Manchester el artículo “*Sobre la Absorción de los gases por el agua y otros líquidos*” donde corroboró los experimentos de William Henry y que hoy se conocen como “Ley de Henry”²⁰ y estableció lo que hoy se conoce como “Ley de las presiones parciales”²¹.

En este artículo recurre a la hipótesis “*de la acción independiente de los fluidos elásticos al ser mezclados*” y del comportamiento de los gases como un conjunto de partículas en movimiento. Afirmó que

“Todos los gases que penetran en el agua y otros líquidos por medio de una presión están mezclados mecánicamente con el líquido y no combinados químicamente con él. Los gases mezclados de esta manera con el agua, etc., retienen la elasticidad o poder repulsivo entre sus propias partículas exactamente lo mismo en el agua que fuera de ella, no interviene el agua ni tiene mayor influencia al respecto que el mero vacío ... Una partícula de gas que presione sobre la superficie del agua es semejante a una única bala que presiona sobre la cumbre de una pila de balas de base cuadrada ...”

Aquí subyace la concepción mecánico – cinética²² de que los gases están formados por partículas en movimiento y vacío. Finalmente comentó:

“... la mayor dificultad concerniente a la hipótesis mecánica surge de que los diferentes gases cumplen leyes diferentes ¿Por qué el agua no admite el mismo volumen de cualquier clase de gas? He considerado debidamente esta cuestión, y aunque no puedo darme todavía por satisfecho estoy casi persuadido de que la circunstancia depende del peso y número de las partículas últimas de los diferentes gases: son menos absorbibles aquellas cuyas partículas son simples y más livianas y las otras son tanto más a medida que aumentan en peso y complejidad.

Una investigación sobre los pesos relativos de las partículas últimas de los cuerpos es un tema, que yo sepa, enteramente nuevo. He estado últimamente realizando esta investigación con éxito notable. El fundamento de ello no tiene cabida en este escrito, solamente incluiré los resultados que parezcan confirmados por mis experimentos ...”

A final agregó la tabla de la Figura 4²³

Curiosamente, el conocimiento de los principios de la Teoría Atómica de Dalton no se debió a su autor sino a Thomas Thomson (1773 –1852) quién en 1807, en la tercera edición de su libro *A System of Chemistry*, expuso las suposiciones que se deben efectuar respecto de la composición de las

²⁰ “La solubilidad de un gas en un líquido es directamente proporcional a la presión que ejerce ese gas sobre el líquido”.

²¹ “La suma de las presiones parciales de los gases constituyentes de una mezcla gaseosa es igual a la presión total que ejerce la mezcla”.

²² Es notoria la influencia de la Hidrodinámica de Bernoulli

²³ Dalton no explicó cómo obtuvo la tabla, pero hizo una referencia al método en un par de conferencias dadas en la Royal Institution (London) en diciembre de 1803 y en enero de 1804.

sustancias para deducir a partir de los análisis cuantitativos de las mismas los pesos atómicos de los elementos.

Hidrógeno	1
Ázoe	4,2
Carbono	4,3
Amoniaco	5,2
Oxígeno	5,5
Agua	6,5
Fósforo	7,2
Hidrógeno fosforado	8,2
Gas nitroso	9,1
Éter	9,6
Óxido de carbono gaseoso	9,8
Óxido nitroso	13,7
Azufre	14,4
Ácido nítrico	15,4
Ácido carbónico	15,3
Alcohol	15,1
Ácido sulfuroso	19,9
Ácido sulfúrico	25,4
Hidrógeno carburado de aguas estancadas	6,3
Gas olefiante	5,3

Tabla de los pesos relativos de las partículas últimas de cuerpos gaseosos y de otro tipo.

En 1808, cinco años después de aquella lectura en la Philosophical Society, Dalton publicó su teoría en el Volumen 1 de la primera edición de *A New System of Chemical Philosophy*. Tanto su austero espíritu cuáquero como la meticulosidad de los experimentos con que intentó corroborar sus hipótesis fueron los responsables de esa demora. De esa edición rescatamos los siguientes párrafos que sintetizan los postulados de la teoría y algunas de sus hipótesis auxiliares.

“El preguntarse si las partículas últimas de un cuerpo, tal como el agua, son todas semejantes, esto es, de la misma forma, peso, reviste bastante importancia. De lo que conocemos, no tenemos razón para suponer alguna diversidad en estos aspectos: si ello existe en el agua, debe existir igualmente en los elementos que constituyen el agua, a saber, hidrógeno y oxígeno. Ahora bien, es casi imposible concebir como los agregados de partículas diferentes pueden ser tan uniformemente iguales. Si algunas de las partículas de agua, fuese más pesada que las otras y si alguna porción del líquido estuviere, en alguna ocasión, constituida principalmente por estas partículas más pesadas, debe suponerse que esto afectará el peso específico de la masa, circunstancia no conocida. Por lo tanto, podemos concluir que las partículas últimas de todos los cuerpos homogéneos son perfectamente iguales en peso, forma, etc. En otras palabras, cada partícula de agua es igual a toda otra partícula de agua, cada partícula de hidrógeno es igual a toda otra partícula de hidrógeno, etc. ...”

“... Cuando un cuerpo existe en estado elástico, sus partículas últimas están separadas una de otra por una distancia mayor que cualquier otro estado. Cada partícula ocupa el centro de una esfera relativamente grande y sostiene su posición manteniendo a todas las demás... a una distancia considerable. El intentar concebir el número de partículas en un gas es algo así como si intentásemos concebir el número de estrellas en el Universo... pero si tomásemos un volumen dado de cualquier gas, nos parece que si hacemos las divisiones muy pequeñas, el número de partículas debe ser finito, lo mismo que un espacio dado del Universo el número de estrellas y planetas no puede ser infinito”

El análisis y la síntesis química consisten en la separación de las partículas unas de otras y de su reunión. Ninguna creación de la materia está dentro del alcance de la acción química... Los cambios que podemos producir, consisten tan solo en separar las partículas que estaban en estado de cohesión o de combinación y unir aquellas que previamente estaban separadas.

“... Uno de los grandes objetos de este trabajo es mostrar la importancia y la ventaja de asegurar los pesos relativos de las partículas últimas, tanto de los cuerpos simples como de los compuestos, el número de partículas simples elementales que constituyen una partícula compuesta y el número de partículas menos compuestas que entran en la formación de una más compuesta”.

A continuación, enuncia ciertas hipótesis para tratar de establecer esos pesos relativos, acompañado de varias *“reglas generales que pueden ser adoptadas como guía en todas las investigaciones relativas a la síntesis química.”*

"Si hay dos cuerpos A y B que tienden a combinarse, el orden según el cual los componentes pueden formarse, comenzando por el más simple, es el siguiente:

1 átomo de A + 1 átomo de B = 1 átomo de C, binario

1 átomo de A + 2 átomos de B = 1 átomo de D, ternario

2 átomos de A + 1 átomo de B = 1 átomo de E, ternario

1 átomo de A + 3 átomos de B = 1 átomo de F, cuaternario

3 átomos de A + 1 átomo de B = 1 átomo de G, cuaternario

Las siguientes reglas generales pueden ser adoptadas como guía en todas las investigaciones relativas a la síntesis química:

1°) Cuando puede obtenerse un solo compuesto de dos cuerpos, se supondrá binario a menos que alguna causa indique lo contrario.

2°) Cuando se observen dos compuestos, se los supondrá a uno binario y al otro ternario.

3°) Cuando se obtienen tres compuestos podemos esperar que uno de ellos sea binario y los otros dos ternarios.

4°) Cuando se observan cuatro compuestos, deberían esperarse uno binario, dos ternarios y uno cuaternario, etc.

5°) Un compuesto binario deberá tener siempre un peso específico mayor que la mezcla de los dos ingredientes.

6°) Un compuesto ternario deberá tener siempre un peso específico mayor que la mezcla de un binario y uno simple que de combinarse lo formarían.

7°) Las reglas y observaciones anteriores se aplican igualmente cuando se combinan dos cuerpos tales como C y D, D y E, etc.

Por la aplicación de estas reglas a hechos químicos ya bien establecidos, deducimos las siguientes conclusiones:

Que el agua es un compuesto binario de hidrógeno y oxígeno y los pesos relativos de los átomos elementales están aproximadamente 1 : 7.

Que el amoníaco es un compuesto binario de hidrógeno y ázoe y los pesos relativos de los dos átomos están aproximadamente como 1 : 5 ...".

De los tres primeros párrafos se pueden extraer tres hipótesis que pueden considerarse "núcleo duro de la teoría".

Todos los cuerpos están constituidos por un vasto número de partículas. o átomos materia, que – en el caso de sólidos o líquidos – se mantienen unidos por fuerzas de atracción más o menos potentes o – en el caso de los gases – se mantienen a distancias considerables. '

Los átomos de un mismo elemento son perfectamente iguales entre sí (en peso, forma, volumen, etc.), pero distintos a los átomos de otros elementos.

Los átomos son indivisibles, indestructibles e increables. El análisis y la síntesis química consisten simplemente en la separación o la unión de átomos.

El cuarto párrafo podría sintetizarse

Los átomos se combinan en proporciones numéricas sencillas (1:1, 1:2, 2:1, 2:3, 3:2, etc.)

Los primeros tres enunciados constituyen un modelo hipotético que se diferencia de la imagen griega en que incorpora las fuerzas de atracción como causa de unión de los átomos (supuesta ya por Newton), considera a los átomos gaseosos en posiciones fijas (hoy sabemos que esto es erróneo) y sostiene que los átomos de elementos distintos son de naturaleza diferente. Cabe preguntarse entonces: ¿Cuál es la diferencia fundamental entre esta teoría y la concepción griega? ¿Por qué se considera a Dalton el padre de la teoría atómica, cuando un siglo y medio antes, científicos distinguidos como Boyle y Newton ya hablan recurrido a la representación corpuscular de la materia? En primer lugar, la teoría griega no fue una teoría científica en la medida que no estaba fundamentada o corroborada por una experimentación cuidadosa, sino que se basaba sobre simples conjeturas. La respuesta al segundo interrogante quizás no satisfaga plenamente al lector no avezado en ciencias; simplemente, porque encontró que los diversos datos experimentales pueden ser resumidos en conjunto limitado de generalizaciones acerca de la naturaleza y comportamiento de la materia.

Las distintas publicaciones científicas presentan un considerable número de artículos que describen técnicas de investigación, experimentos y sus resultados, tablas de valores, datos estadísticos, etc. De cuando en cuando algún científico descubre alguna relación de causalidad entre los experimentos descritos en distintos artículos y les da coherencia bajo la forma de un enunciado general. ¿Cuál es su mérito? Su mérito es precisamente ese: darle unidad a un conjunto de datos experimentales dispersos mediante una "explicación" de porqué se obtienen esos resultados experimentales. Ese enunciado constituye una *hipótesis general*. Un conjunto articulado de hipótesis generales acerca de un campo de la realidad constituye una *teoría científica*. A partir de allí los trabajos de investigación sobre los temas de ese campo de la realidad se facilitarán enormemente por una razón muy simple: existe una teoría al respecto.

Un párrafo aparte merece el cuarto enunciado. Suponer que los átomos se combinan en proporciones numéricas sencillas fue en su momento algo arbitrario. Sin embargo, le permitió a Dalton inferir las propiedades de los átomos a partir del análisis químico. Este enunciado está basado sobre

el *Principio de mayor simplicidad* y no es la primera vez que la convicción en la simplicidad de las leyes de la Naturaleza hace posible el acercamiento a la solución de un problema.

A diferencia de Richter – quien pudo establecer una escala de pesos equivalentes usando, simplemente, un indicador ácido-base que le permitía determinar qué masa de una especie neutralizaba una cierta masa de la otra –, Dalton carecía de un indicador que le permitiese conocer la relación numérica de los átomos en los compuestos. De allí que haya utilizado todo ese conjunto de reglas auxiliares – que ni siquiera se cumplen en los ejemplos propuestos – para calcular los pesos atómicos relativos del oxígeno y del nitrógeno a partir de considerar al agua y al amoníaco compuesto binarios.

Como dato anecdótico podemos mencionar que, en 1818, cuando Louis Jacques Thenard le comunica su síntesis del agua oxigenada (H_2O_2), Dalton supuso que la relación de 1 a 1 entre los átomos se cumplía en esta sustancia y no en el agua, aunque mantenía para el oxígeno un peso atómico relativo igual a 7.

Fue el mismo Berthollet, quién en el prólogo a la traducción francesa del libro de Thomson, *A System of Chemistry*, explicita lo arbitrario de las reglas de simplicidad y advierte al lector que hipótesis de ese tipo pueden dar lugar a cálculos erróneos en los pesos atómicos relativos.

Una buena teoría debe justificar las leyes experimentales. Veamos cómo, a partir de los postulados de Dalton, pueden inferirse algunas de las ya estudiadas.

Si los átomos son indivisibles, indestructibles e increables, el número de átomos de cada elemento presente en un sistema cerrado permanecerá constante, cualquiera sea la modificación física o química que en ese sistema se produzca. Entonces, la masa de cada elemento (que es la suma de las masas de todos sus átomos) se mantendrá constante y la masa del sistema, que está dada por la suma de las masas de todos los elementos, también se mantendrá constante. Es decir, se debe cumplir la *ley de Lavoisier*.

Si todos los átomos de un elemento A son iguales entre sí y todos los átomos de otro elemento B son iguales entre sí y además A y B se combinan para formar un compuesto C cuyas partículas son iguales entre sí, los átomos de A y de B se combinan según una relación numérica definida. Todas las partículas resultantes tendrán los mismos números y clases de átomos. Si todos los átomos de un mismo elemento tienen la misma masa, cada partícula resultante tendrá una composición en peso definida. Por lo tanto, la sustancia – que es el conjunto de todas esas partículas – tendrá una composición constante y definida. Es decir, se debe cumplir la *ley de Proust*.

Dalton tuvo que recurrir al cuarto enunciado aun no estando plenamente convencido de su validez pues era la única forma que podía relacionar porcentajes en peso de los compuestos con los números de los distintos átomos que forman sus partículas y a partir de eso establecer una escala arbitraria de pesos atómicos. La tabla original publicada en el Volumen I fue modificada en ediciones posteriores sobre la base de datos de la bibliografía y de análisis propios.

Veamos como elaboró su tabla de pesos atómicos. El agua era el único compuesto conocido que contiene oxígeno e hidrógeno. Por el cuarto enunciado supuso que es un compuesto binario. La

reacción de pesos de oxígeno e hidrógeno que se combinan para formar agua será la misma que la de los pesos de sus átomos. Si se toma como unidad de referencia el peso de un átomo de hidrógeno el valor obtenido da el peso atómico relativo del oxígeno. Mediante consideraciones análogas, supuso que el amoníaco es un compuesto binario (en rigor está formado por 4 átomos) y partiendo de la composición en peso del amoníaco el peso atómico relativo del nitrógeno. De esta manera fue elaborando una escala de pesos atómicos relativos.

Supongamos que los átomos de dos elementos A y B, se pueden combinar para dar dos compuestos diferentes C y D. Sean p y q los átomos de A que se combinan con el mismo número n de átomos de B respectivamente. Si el cuarto enunciado es válido y se aplican las reglas, p y q deben ser números pequeños.

$$p : n / q : n = p / q$$

tiene que ser una relación de números enteros. Ahora bien, consideremos una masa m_B de la sustancia B en la que hay $z.n$ átomos, cada uno de ellos de masa α_B . Resulta evidente que

$$m_B = z.n \alpha_B$$

Con esos $z.n$ átomos de B se combinan $z.p$ átomos de A para dar C y $z.q$ átomos de A para dar D. Las respectivas masas de A, m_A y m'_A , que se combinan con m_B serán

$$m_A = z.p \alpha_A$$

y

$$m'_A = z.q \alpha_A$$

donde α_A es la masa de cada átomo de A. Dividiendo miembro a miembro estas dos igualdades, se tiene que

$$m_A / m'_A = p / q$$

que es una relación de números enteros. Por lo tanto:

Cuando dos sustancias simples, A y B, se combinan entre si para dar más de un compuesto, las masas de una de ellas m_A y m'_A que se combinan con la misma masa de la otra, m_B , guardan entre si una relación de números enteros y pequeños.

Esta es la *ley de las proporciones múltiples*, que fue predicha por Dalton utilizando los postulados de su teoría. Los resultados de esta predicción fueron probados experimentalmente por Thomas Thomson²⁴ y William Hyde Wollaston²⁵ en 1808 y especialmente por Jons Jakob Berzelius (1779 –

²⁴ Thomson corroboró la ley analizando la composición de oxalatos y oxalatos ácidos de varios metales.

²⁵ **Wollaston, W. H.**, *On super-acid and sub-acid salts*. London, 1808.

1848), quien realizó varias comprobaciones experimentales entre 1808 y 1811. La confirmación de la predicción de Dalton contribuyó notablemente a la difusión y aceptación de su teoría atómica. Sin embargo, el mismo Dalton sabía que podía ser objetada debido a las aproximaciones experimentales. En efecto, la relación p/q estará comprendida entre dos números que serán tanto más próximos cuanto mayor sea la precisión experimental. Ahora bien, existe una infinidad de fracciones ordinarias comprendidas entre dos números por próximos que estos sean. Por lo tanto, la razón p/q podrá suponerse igual a una cualquiera de dichas fracciones.

Otra pregunta que cabría hacerse es cuando un número deja de ser pequeño. Existen polisulfuros metálicos donde la relación entre el número de átomos de azufre y el del metal fluctúa de 1 a 8. ¿Una relación 8 : 1 puede considerarse como de números pequeños?

Todos los postulados de Dalton tuvieron que modificarse a la luz de los resultados experimentales posteriores. Sin embargo, constituyeron durante más de un siglo los pilares sobre los que se asentó la investigación química y tienen, aún hoy, un cierto grado de validez en lo que respecta a la descripción macroscópica de muchas reacciones químicas.

¿Cómo llegó Dalton a enunciar su teoría?

Es notoria la influencia que ejerció Newton en el pensamiento de Dalton. El comportamiento mecánico de las moléculas descrito por Newton, analizado por Daniel Bernoulli en su Hidrodinámica y que fuera magistralmente expuesto por M. L. Lomonosov (1711 – 1765), quien desarrolló la teoría cinética de los gases admitiendo la agrupación de "imperceptibles moléculas de materia" en moléculas compuestas, eran temas que habían impresionado profundamente a Dalton, que, como meteorólogo, trató siempre de descifrar el comportamiento del aire y, por extensión, de los gases. También Lavoisier – fundamentalmente por su teoría de la combustión – tuvo gran influencia en su concepción de la teoría atómica.

Una de las incógnitas planteada desde hace dos siglos es “¿cuál fue el camino seguido por Dalton para concebir su teoría?”

En la Memoria de 1803 sobre absorción de los gases hay una discontinuidad notoria entre la última conclusión y la presentación de una tabla de pesos de *moléculas últimas* calculadas según "fundamento que no tiene cabida en este escrito..."

Según H. E. Roscoe y A. Harden²⁰:

"No parece haber duda que la idea de la estructura atómica surgió en la mente de Dalton como una concepción puramente física sugerida por su estudio de las propiedades físicas de la atmósfera y de otros gases. Habiéndose encontrado en el curso de estos estudios con el problema de asegurar los diámetros relativos de las moléculas que, según estaba firmemente convencido, formaban todos los gases, recurrió a los resultados del análisis químico. Auxiliado por la suposición de que las combinaciones se realizan siempre de la manera más simple posible, concluyó que las combinaciones químicas se producían entre moléculas de peso diferente, y esto es lo que diferencia su teoría de las especulaciones históricas de los griegos. La

extensión de esta idea a la generalidad de las sustancias lo condujo necesariamente a la ley de las combinaciones en proporciones múltiples y la comparación de los datos experimentales confirmó brillantemente la verdad de sus deducciones. Una vez descubierto el principio de las uniones atómicas, se mostró susceptible de aplicación universal."

La versión de Roscoe y Harden no es aceptada plenamente. Desiderio Papp²⁶ propuso una idea distinta sobre el origen de la teoría. Supuso que Dalton llegó a ella exclusivamente por el método hipotético deductivo partiendo de dos principios muy antiguos: el de la indestructibilidad de los átomos y el de la persistencia de la materia a los cuales le agregó como hipótesis auxiliar el principio de la simplicidad de las leyes naturales. Esto le habría permitido enunciar su teoría *a priori* para tratar de corroborarla posteriormente mediante los resultados del análisis químico.

H. Guerlac²⁷ encaró el interrogante como un ejercicio de aplicación del método histórico para examinar las evidencias a favor y en contra de que Dalton conociera los trabajos de Richter cuando estableció su primera tabla de pesos atómicos relativos.

En 1805 apareció publicada en *Memoirs of the Literary and Philosophical Society of Manchester* un trabajo de Dalton titulado "*Experimental enquiry into the several gases or elastic fluids*" donde analizó la formación de los ácidos nítrico y nitroso a partir de óxido nítrico y concluyó que "*Los elementos de oxígeno pueden combinarse con cierta porción de gas nitroso o con el doble de esa cantidad, pero no con alguna cantidad intermedia*". Esta sería la primera corroboración experimental de la ley de las proporciones múltiples hecha por el propio Dalton.

Sin embargo, la corroboración más importante a la teoría atómica de Dalton y a la ley de las proporciones múltiples no ocurriría hasta 1862 cuando el químico belga Jean Servais Stas (1813 – 1891) publicó los resultados experimentales²⁸ para la determinación de pesos atómicos más precisos que se realizaron durante el siglo XIX. Tomando como patrón al oxígeno, al que asignó una masa atómica relativa de 16,00000, realizó procedimientos analíticos y sintéticos minuciosos con sustancias de extremada pureza²⁹ no sólo para determinar la escala de masas atómicas relativas sino para establecer la validez de la Ley de Proust en los compuestos que hoy llamamos daltónidos.

Leyes de la combinación en volumen

Al regreso de su viaje por América, el naturalista Alexander von Humboldt (1769 - 1859) solicitó la colaboración de Joseph Louis Gay-Lussac (1778 – 1850) para analizar varias muestras de aire, tomadas de distintos lugares con el fin de comprobar si la constitución de la atmósfera es constante o

²⁶ D, Papp, ¿Cuál es el origen gnoseológico de la Teoría de Dalton? *Archives Internationales d'Histoire de la Science*, N° 23 – 24, pp. 232 – 248, 1953.

²⁷ H, Guerlac ; "Some Daltonian Doubts", *Isis*, 52 pp. 544 – 554. 1961.

²⁸ Comentados en la "Memorial Lecture" sobre Stass, J, Mallet, *J. Chem. Soc.* 1893 p, 1.

²⁹ Para tener una idea de la precisión de sus trabajos, podemos mencionar que Stas encontró que las masas de plata combinadas con la misma masa de cloro en el cloruro de plata y en el clorato de plata, guardan la relación 1:1 con un error de 1:10.000.000 (J. Perrin, *Los principios de la Química – Física*, Espasa Calpe Argentina, Buenos Aires, 1948)

variable. Gay-Lussac decidió utilizar el método eudiométrico de Cavendish, consistente en mezclar el aire con una determinada masa de hidrógeno en un tubo graduado, hacer saltar una chispa en su interior para convertir todo el oxígeno en agua y, midiendo la contracción de volumen, deducir la proporción del oxígeno en el aire. De sus experimentos comprobó no solo la constancia de la constitución de la atmósfera sino, además, que el hidrógeno y el oxígeno se combinan en una relación de volúmenes de 2 a 1, cualquiera sea la proporción de los gases mezclados inicialmente y siempre que se midan los volúmenes en las mismas condiciones de presión y temperatura. Entre 1805 y 1808, extendió sus investigaciones a la combinación de otros gases comprobando que

Cuando dos sustancias gaseosas se combinan, lo hacen en una relación de volúmenes sencilla, siempre que los volúmenes se midan a la misma presión y temperatura. Además, si los productos de la reacción son gases, sus volúmenes guardan relaciones sencillas con los de los gases reaccionantes, siempre que se miden a la misma presión y temperatura.

Estos dos enunciados se conocen como *leyes de la combinación en volumen de Gay-Lussac*, quien las comunicó en la *Société Philomatique D'Arcueil* el 31 de diciembre de 1808³⁰, es decir pocos meses después de la aparición de "*A New System of Chemical Philosophy*".

Dificultades en la teoría atómica

Las leyes de la combinación en volumen guardan una cierta analogía con los postulados de la teoría atómica. En efecto, las primeras establecen relaciones sencillas entre *volúmenes* de gases reaccionantes, mientras que la teoría atómica postula relaciones sencillas entre el *número de átomos* reaccionantes. Por otra parte, las reacciones estudiadas por Gay-Lussac incluían la síntesis del bicarbonato de amonio y carbonato de amonio en las que se requiere, respectivamente, un volumen de amoniaco por volumen de dióxido de carbono y dos volúmenes de amoniaco por volumen de dióxido de carbono. Es decir, cuando dos sustancias gaseosas se combinan para dar más de una sustancia compuesta, los *volúmenes* de una de ellas que se combinan con el mismo *volumen* de la otra guardan entre si una relación sencilla (medidos a igual temperatura y presión). Notemos la semejanza de este enunciado con el de la ley de las proporciones múltiples.

Las semejanzas observadas despertaron la curiosidad de los investigadores de la época. Surgió así la necesidad de establecer alguna correlación entre los volúmenes de los gases y los números de átomos en ellos presentes. Veamos cómo puede llegarse a ella.

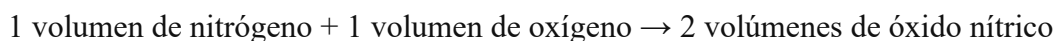
Experimentalmente se comprueba que, a la misma presión y temperatura, un volumen de gas cloro reacciona con un volumen de gas hidrógeno, lo que reafirma a la ley de Gay-Lussac. Si se supone que un átomo de cloro reacciona con un átomo de hidrógeno, relación sencilla según el postulado de Dalton, resulta evidente que el número de átomos de cloro presentes en un volumen cualquiera V de ese gas, debe ser igual al número de átomos de hidrógeno presentes en el mismo volumen V de hidrógeno.

³⁰ Mémoires de la Société d'Arcueil, Tome II.

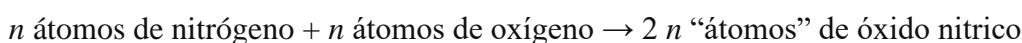
Berzelius empleó ese mismo razonamiento para distintos resultados experimentales y su lógica era tal que lo llevó a formular la siguiente hipótesis:

“ *Volúmenes iguales de gases distintos, medidos a la misma presión y temperatura, tienen el mismo número de átomos.* ”

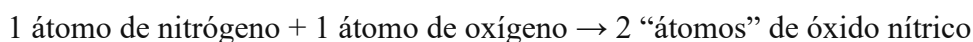
Esta misma suposición ya la había planteado Dalton al intentar coordinar las leyes de Gay-Lussac con su propia teoría atómica. Para ello consideró la relación de volúmenes en la síntesis del óxido nítrico. Según los resultados experimentales de Gay-Lussac, a la misma presión y temperatura



Si la hipótesis de Berzelius es correcta



por lo tanto



Ahora bien, ¿cuántos átomos de nitrógeno y oxígeno hay en un “átomo” de óxido nítrico? Si la hipótesis de Berzelius fuese cierta, en cada átomo de óxido nítrico debería haber *medio* átomo de cada elemento, lo que está en contradicción con el postulado de la indivisibilidad del átomo.

Debido a esa contradicción, Dalton rechazó de plano la hipótesis de Berzelius y hasta llegó a afirmar que los resultados experimentales de Gay-Lussac eran erróneos.

Dado que los experimentos de Gay Lussac eran inobjetable y que distintos científicos comprobaban relaciones sencillas de combinación entre los volúmenes de otros gases, Dalton introdujo una hipótesis *ad hoc* para salvar su teoría de la refutación. Propuso que las partículas últimas de cada cuerpo gaseoso contienen una cantidad de “calórico” que le son características. Esta cantidad de calórico es la responsable de mantener a las demás partículas a una cierta distancia. La mayor o menor atracción por el calórico de las partículas compuestas resultantes de la combinación es la responsable de la variación de las distancias entre esas partículas compuestas. Sin embargo, le resultó infructuosa la búsqueda de una ley que vinculase la cantidad de calórico con las distancias entre las partículas, lo que le hubiera dado una corroboración independiente a la corroboración *ad hoc*.

La hipótesis de Avogadro

El aparente desacuerdo entre los resultados experimentales de Gay-Lussac y los postulados de la teoría atómica fue ingeniosamente obviado por un filósofo y jurista Italiano **Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro di Quaregna e di Cerreto** (1776 – 1856). En 1811 publicó en el *Journal de physique* ³¹ un artículo bajo el título *Essai d'une manière de déterminer les masses relatives des*

³¹ *Journal de physique*, **73**, 58–76 (1811)

molecules élémentaires des corps, et les proportions selon lesquelles elles entrent dans ces combinaisons (Ensayo de una manera de determinar las masas relativas de las moléculas elementales de los cuerpos, y las proporciones según las cuales entran en estas combinaciones). En este artículo, en vez de admitir que los átomos de las sustancias simples gaseosas son partículas libres, Avogadro supuso que se encuentran asociadas en número limitado, constituyendo cada asociación, una partícula independiente, para la cual utilizó la denominación de Gassendi; *molécula* del latín, pequeña masa), Las sustancias simples gaseosas, serían así un conjunto de moléculas, formada cada una de ellas por un reducido número de átomos iguales. Al producirse una transformación química, los átomos de las moléculas se disocian entre sí recombinándose con los átomos de otros elementos originando así las moléculas de las sustancias compuestas. En su trabajo. Avogadro expresó

"M Gay-Lussac ha mostrado en una Memoria interesante que los gases siempre se unen en una proporción muy simple de volumen, y que cuando el resultado de la unión es un gas, su volumen también está relacionado de manera simple a aquéllos de sus componentes. Pero las proporciones cuantitativas de las sustancias en compuestos, sólo parecen depender del número relativo de moléculas que se combinan, y en el número de moléculas compuestas que resultan. Debe admitirse entonces, que también existen relaciones muy simples entre los volúmenes de las sustancias gaseosas y los números de moléculas simples o compuestas que los forman. La primera hipótesis que se presenta a partir de esta conexión, y aparentemente incluso la única admisible, es la suposición que el número de moléculas íntegras en cualquier gas siempre es e/ mismo para volúmenes iguales o siempre proporcional a los volúmenes. Por el contrario, si fuésemos a suponer que el número de moléculas contenidas en un volumen dado es diferente para gases diferentes, sería escasamente posible concebir que la ley que regula la distancia entre moléculas pudiera dar en todos los casos relaciones tan simples como aquellas que los hechos que acabamos de detallar, lo que nos compelen a reconocer una relación entre el volumen y el número de moléculas. Por otro lado, es muy bien concebible que, estando las moléculas de los gases a semejante distancia, su atracción mutua no pueda ejercerse, su atracción variable por el calórico pueda limitarse a condensar una cantidad más o menos pequeña alrededor de ellos, sin que la atmósfera formada por este fluido tenga una magnitud mayor en un caso que en el otro. y, por consiguiente, sin que varíen las distancias entre las moléculas. O, en otras palabras, sin que el número de moléculas contenido en un volumen dado sea diferente. Dalton, es verdad, ha propuesto una hipótesis directamente opuesta a esto, a saber, que la cantidad de calórico siempre es la misma para las moléculas de todos los cuerpos en el estado gaseoso, y que la mayor o menor atracción por el calórico sólo resulta en producir una mayor o menor condensación de esta cantidad alrededor de las moléculas, y, por lo tanto, variando así las distancias entre las moléculas. Pero, en nuestra actual ignorancia de la manera en que esta atracción de las moléculas por el calórico se ejerce, no hay nada que nos decida a priori en favor de una de estas hipótesis en lugar de la otra. y deberíamos inclinarnos, mejor, por adoptar una hipótesis neutra según la cual la distancia entre las moléculas y las cantidades de calórico varían, más bien, según leyes desconocidas. La simplicidad de la relación entre los volúmenes de los gases que se combinan no parece poder explicarse de otro modo".

Con una claridad realmente sorprendente establece un método para determinar las masas relativas de los átomos que forman las sustancias simples gaseosas:

*“...Partiendo de esta hipótesis, está claro que tenemos los medios de determinar de manera muy fácilmente asequible las masas relativas de las moléculas de las sustancias en el estado gaseoso, y el número relativo de estas moléculas en compuestos, pues las **proporciones de las masas de las moléculas serán, entonces, iguales a la relación de las densidades de los diferentes gases a igual temperatura y presión, y el número relativo de moléculas en un compuesto estará dado enseguida por la proporción de los volúmenes de los gases que lo forman.** Por ejemplo, dado que los números 1,10359 y 0,07321 expresan las densidades de los gases oxígeno e hidrógeno comparados con la densidad del aire atmosférico que se toma como unidad, y la proporción de los dos números representa, por consiguiente, la relación entre las masas de volúmenes iguales de estos dos gases, también representará en nuestra hipótesis. la proporción de las masas de sus moléculas. Así la masa de la molécula de oxígeno es aproximadamente 15 veces la de la molécula de hidrógeno. o más exactamente, como 15.074 a 1. De la misma manera la masa de la molécula de nitrógeno será a la del hidrógeno como 096913 a 0.07321, es decir, como 13, o más exactamente 13.238, a 1. Por otro lado, dado que sabemos que la proporción de los volúmenes de hidrógeno y oxígeno en la formación de agua es 2 a 1, se sigue que el agua resulta de la unión de cada molécula de oxígeno con dos moléculas de hidrógeno. Semejantemente, según las relaciones en volumen establecidas por M. Gay-Lussac para los elementos del amoniaco, óxido nitroso, gas nitroso, y el ácido nítrico, el amoniaco será el resultado de la unión de una molécula de nitrógeno con tres de hidrógeno, el óxido nitroso de una molécula de oxígeno con dos de nitrógeno, gas nitroso de una molécula de nitrógeno con una de oxígeno, y ácido nítrico de una de nitrógeno con dos de oxígeno...”*

El párrafo resaltado se conoce hoy en día como *Principio de Avogadro* y se enuncia en términos modernos como

"Volúmenes iguales de gases distintos, medidos a la misma presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas".

A continuación, Avogadro describe minuciosamente como se calculan, a partir de los valores que se obtienen de las densidades relativas al aire, las masas atómicas relativas de los elementos presentes en los óxidos de nitrógeno, en el trióxido de azufre, en el dióxido de carbono, en los óxidos de fósforo, en distintos compuestos de cloro, de mercurio, de hierro, de plomo, de plata. etc., comparando los resultados de sus cálculos teóricos con los publicados por Dalton en *A New System of Chemical Philosophy*.

Aun cuando no se puede dar una prueba directa de la hipótesis de Avogadro, todas las consecuencias que de ella se deducen fueron siempre corroboradas experimentalmente, no estando, además, en contradicción con ningún resultado empírico conocido. Por estas causas y por su importancia fundamental en el desarrollo de la Química, se le adjudica el carácter de un *Principio*.

La carta de Ampère a Berthollet

En 1814, André-Marie Ampère (1775 - 1836) le envió una carta a Claude Louis Berthollet, cuyo título es *“Sobre la determinación de las propiedades según las cuales los cuerpos se combinan de acuerdo con el número y la disposición relativa de las moléculas que componen sus partículas integrantes”*. En ella comenta la importancia de los trabajos de Gay Lussac sobre los volúmenes de combinación de gases y le manifiesta que esos trabajos le sugirieron la idea...

“de una teoría que explique no sólo los hechos descubiertos por este hábil químico y los hechos análogos observados desde entonces, sino que pueda aplicarse también a la determinación de muchos otros compuestos que en las circunstancias ordinarias se encuentran en estado gaseoso”.

Esa teoría, que iba a ser presentada en una Memoria que nunca publicó, pero la expresó en esa carta de una manera sencilla y concisa, Si bien Ampère llama molécula a lo que hoy entendemos por átomo y partícula a lo que llamamos molécula utilizaremos la nomenclatura moderna para dar cuenta de la simplicidad de la hipótesis de Ampère. Para él:

"La causa de la cohesión de los cuerpos deriva de la teoría de la atracción universal y la facilidad con que la luz atraviesa los cuerpos transparentes hace pensar que los átomos se mantienen a distancias infinitamente grandes con relación a sus propias dimensiones por fuerzas atractivas y repulsivas que les son propias. Sus formas, que no podemos conocer por observación directa, no tienen ya ninguna influencia sobre los fenómenos que presentan los cuerpos compuestos por ellas y es necesario buscar la explicación de estos fenómenos en el modo con que estos átomos se disponen unos respecto de los otros para formar una molécula De acuerdo con esta idea, se debe considerar a una molécula como la reunión de un número determinado de átomos que encierran entre ellos un espacio incomparablemente mayor que su volumen propio. y para que este espacio tenga tres dimensiones comparables entre sí, es necesario que una molécula reúna, por lo menos, cuatro átomos. Para expresar la situación relativa de los átomos en una molécula es necesario imaginar que por los centros de gravedad de esos átomos hay planos situados de tal modo que la molécula puede asimilarse a un poliedro".

1. Ampère llamó a este poliedro *forma representativa de la molécula*. Según él, los cuerpos cristalinos están formados por la yuxtaposición regular de estos poliedros. La división mecánica indicará en ellos planos paralelos a las caras de esos poliedros, pero *"podrá indicar otros resultados de las diversas leyes de decrecimiento"*. Esa división mecánica pueda proporcionar conjeturas, pero solamente conjeturas, para la determinación de las formas representativas. Ampère propuso un método alternativo para conocer esas formas representativas, consistente en determinar, por la relación de los componentes de una sustancia, el número de átomos que se encuentran en cada molécula del mismo. Para ello, parte de la suposición de que

“... en el caso en que los cuerpos pasan al estado gaseoso, sus moléculas sólo se separan y alejan unas de otras por la fuerza expansiva del calor a distancias mucho mayores que aquellas en que las fuerzas de afinidad y cohesión ejercen una acción apreciable, de modo que estas distancias dependan sólo de la temperatura y de la presión que soporta el gas y que a presiones y temperaturas iguales, las moléculas de todos los gases, tanto simples como compuestos, están colocadas a la misma distancia, unas con respecto a /as otras. El número

de moléculas es, según esta suposición, proporcional al volumen de los gases. Cualesquiera que sean las razones teóricas que me parezcan apoyarlas, no puede considerársela sino una hipótesis, pero si comparando las consecuencias que se desprenden de ella con los fenómenos o las propiedades observamos que concuerda con todos los resultados experimentales, si se deducen de ella consecuencias que se encuentran confirmadas por experiencias posteriores, podrá adquirir un grado de probabilidad que se acercará a lo que en Física se llama la certeza suponiéndola admitida, bastará conocer los volúmenes en estado gaseoso de una sustancia compuesta y de sus componentes para saber cuántos átomos o porciones de átomos de los dos componentes contiene el cuerpo compuesto. En el caso del gas nitroso³² que contiene la mitad de su volumen de oxígeno y la mitad de azoe, se deduce que una molécula esté formada por la unión de la mitad de una molécula de oxígeno y de la mitad de una molécula de azoe. En el caso del gas formado por la combinación del cloro y el óxido de carbono, que contiene volúmenes de estos dos gases iguales al propio, una de sus moléculas formada por la unión de una molécula de cloro y de una molécula de óxido de carbono; en el caso del vapor de agua que contiene, según las hermosas experiencias de Gay - Lussac³³, un volumen igual al propio de hidrógeno y la mitad de su volumen de oxígeno, una de sus moléculas estará compuesta por una molécula entera de hidrógeno y la mitad de una molécula de oxígeno y finalmente, al estar compuesto un volumen de gas amoniaco por medio volumen de azoe y uno y medio volúmenes de hidrógeno, una molécula de este gas contendrá la mitad de una molécula de azoe y una molécula y media de hidrógeno.

Si admitimos, como la suposición más simple, que las moléculas de oxígeno, de azoe y de hidrógeno están compuestas por cuatro átomos - suposición que, por otra parte, me parece suficientemente justificada por el acuerdo de las consecuencias que he deducido de ella con los fenómenos – concluiremos que las de gas nitroso están compuestas también por cuatro átomos, dos de oxígeno y dos de azoe; las de gas óxido de azoe, por seis átomos: cuatro de azoe y dos de oxígeno; las de vapor de agua por seis átomos: cuatro de hidrógeno y dos de oxígeno y las de gas amoniaco por ocho átomos: seis de hidrógeno y dos de azoe.

La suposición de que las moléculas de cloro están compuestas por cuatro átomos no permite un acuerdo con los fenómenos que presenta este gas en sus diversas combinaciones. Nos vemos conducidos necesariamente, para dar razón de estos fenómenos, a admitir ocho átomos en cada una de sus moléculas y a suponer o que estas moléculas son de la misma naturaleza o que las moléculas de cloro contienen cuatro átomos de oxígeno y cuatro átomos de un cuerpo combustible desconocido.

La primera hipótesis simplifica de tal modo las explicaciones que siguen que esto sería una razón suficiente para utilizarlas al exponerlas, aunque no se la considerase la más probable.

Si observamos ahora las formas primitivas de los cristales, admitidas por los mineralogistas y las consideramos como las formas representativas de las moléculas más simples –

³² NO.

³³ J. L. Gay – Lussac : « Expériences sur les moyens eudiométriques et sur la proportion des principes constituants de l'Atmosphère », Journal de Physique, LX, pp.129– 167 (1804)

admitiendo en estas moléculas tantos átomos como vértices tienen las formas correspondientes – encontraremos que ellas son cinco: el tetraedro, el octaedro, el paralelepípedo, el prisma hexaedro y el dodecaedro romboidal.

Las moléculas correspondientes a estas formas representativas están compuestas por ,4, 6, 8, 12 y 14 átomos. Necesitamos de los tres primeros números ...”

Pese a la claridad con que expusieron sus ideas Avogadro y Ampère, sus trabajos permanecieron confinados en la oscuridad durante casi medio siglo, hasta que Stanislao Cannizzaro los fundamentó en un memorable trabajo distribuido al finalizar la Conferencia Karlsruhe en diciembre de 1860, bastante después de la muerte de Dalton, Gay - Lussac, Berzelius, Ampère y Avogadro.

La pregunta que surge espontáneamente es: ¿por qué no tuvo aceptación la hipótesis de Avogadro - Ampère? Hay varias respuestas a este interrogante. La más 'científica' se basa en la concepción de Dalton, según la cual “... *Las partículas de un gas no son elásticas ni repulsivas hacia las partículas de otro gas sino hacia las partículas de su misma clase ...*”³⁴ Esta hipótesis tiene una consecuencia contundente: la ley de Dalton de las presiones parciales. Dalton y sus seguidores sostenían que en el estado gaseoso los átomos iguales no pueden estar juntos pues “... *se repelen como las cargas eléctricas del mismo signo...*”³⁵ y por ello rechazaban la posibilidad de la asociación de átomos formando lo que hoy llamamos moléculas.

Otra respuesta a la pregunta anterior es que ni Avogadro ni Ampère eran químicos que hubiesen realizado experimentos concluyentes, sino que solamente habían hecho especulaciones teóricas que los condujeron a la hipótesis molecular. Algunos autores italianos³⁶ sugieren que la hipótesis de Avogadro no fue considerada en su real dimensión no sólo porque su autor era un jurista italiano sino porque se publicó en francés en el *Journal de Physique* en 1814 y en su época no fue traducida ni reproducida en otros periódicos. Recién en 1884 fue reproducida por E. Grimaux (*Théories et Notations Chimiques.*); publicada en inglés en 1899 en *Foundations of the Molecular Theorie*, The Alembic Club, Edimbourgh, y en alemán recién en 1921 bajo el título *Die Grundlagen der Molekulartheorie*.

³⁴ *Experimental Enquiry into the Proportion of the Several Gases or Elastic Fluids Constituting the Atmosphere. Memoirs of the Literary and philosophical Society of Manchester.* 1, 244-258 (1805) Leída el 12 de noviembre de 1802.

³⁵ “*A New System ...*,” Part, II.

³⁶ **Ubaldo Guarechi**; *Amedeo Avogadro et la Teoría Molecolare*, Turin. 1901.lare

III. WILLIAM HIGGINS

William Higgins nació en 1766, en Country Silgo, Irlanda. Era sobrino del Dr.- Bryan Higgins, un partidario de la teoría del flogisto, de quien recibió su primera instrucción en Química, de aquí que, en su libro "*A Comparative View of the Phlogistic and Antiphlogistic Theories*", en el que encaró un ataque a la teoría del flogisto, escribiese:

"He escrito con convicción y sin prejuicio (de otro modo seria natural suponer que me habría adherido a mi compatriota en defensa de tal doctrina en la cual tuve mis primeras instrucciones en Química)".

Concurrió al Pembroke College, Oxford, desde principios de 1767 hasta agosto de 1768, matriculándose previamente en el Magdalen Hall. Años más tarde, retomó sus estudios en Oxford donde, en 1786, actuó como "operator" (asistente de conferencias) del popular Dr. Beddoes, el docente que sucedió al Dr Austin como Profesor de Química. Dejó Oxford sin obtener el grado académico, debido probablemente a las controversias con su tío, quien lo ayudaba económicamente. Luego de abandonar sus estudios en Oxford, se instaló en Londres donde trabajó como químico. Estando allí, escribió el libro "*A Comparative View of the Phlogistic and Antiphlogistic Theories*" que fue publicado en 1789 y reeditado en 1791. En este libro presentó un vigoroso apoyo experimental a los principios de Lavoisier, – lo que hizo mucho para que Kirwan y otros notorios partidarios del flogisto tuvieran que retractarse – y contribuciones importantes a la teoría atómica.

En enero 1792, Higgins fue nombrado Químico en el Apothecary's Hall of Ireland, Dublin, con un sueldo de 200 £ al año, incluyendo "apartamentos, carbón y velas", rentando un "pequeño cuarto de atrás" donde acondicionó un laboratorio. En 1794, el pago de su sueldo comenzó a atrasarse, y en 1795 Higgins pidió el pago en tales términos que su empleo fue cancelado, y el Governor de esa institución tuvo que pedir un préstamo para pagarle. En 1795 comenzó a trabajar como "Chymist" de tiempo parcial en el Irish Linen Board, con un sueldo de 100 £ al año, empleo que mantuvo hasta 1822. Realizó una cantidad considerable de trabajos para el Board y en 1799 publicó "*Essay on Bleaching*". Sus méritos fueron apreciados por Richard Kirwan (1733 - 1812), uno de los partidarios más destacados de la teoría del flogisto quien, a pesar de que Higgins, en su libro, había atacado esa teoría, lo recomendó para dirigir la Colección Leskean de minerales de la Royal Society de Dublin, siendo nombrado Profesor de Química y Mineralogía por un Acta de 1796, del Parlamento irlandés. En esa función, comenzó a dar conferencias en 1797. Ya había sido nombrado miembro de la Royal Irish Academy en 1794 y fue elegido F.R.S. en 1806 (su certificado de la nominación fue firmado por Humphry Davy), aunque la admisión plena la obtuvo en mayo de 1807.

En 1814, publicó "*Experiments and Observations of The Atomic Theory and Electrical Phenomena*" donde reivindica su paternidad sobre la teoría atómica y en el que acusó a Dalton de haberle plagiado las ideas.

Aunque Higgins vivió una vida de privaciones, alojándose en cuartos alquilados en Dublin, a su muerte dejó una cantidad considerable de propiedades; sólo durante 1818 – 23 habla comprado tierras

por 2.000£ y 6,800£. Tenía reputación de excéntrico y en su época eran corrientes muchas anécdotas sobre su avaricia.

"*A Comparative View of the Phlogistic and Antiphlogistic Theories*", es, básicamente, una réplica a un libro de Kirwan, "*An Essay of Phlogiston*", publicado en 1787. En este trabajo aparece el germen de la teoría atómica moderna. Si bien no usaba la terminología moderna, usó símbolos que dos décadas más tarde propondría Berzelius. Utilizó el símbolo I para el "*inflammable air*" o hidrógeno y el símbolo D para el "*dephlogisticated air*" u oxígeno, S para el azufre, N o P para el nitrógeno, etc.

Postuló que la unión entre las moléculas de los distintos elementos en los compuestos se debe a fuerzas atractivas y cuantificó las fuerzas atractivas por sus pesos equivalentes. "*El agua está compuesta por moléculas formadas por la unión de una simple molécula de oxígeno a una simple y última molécula de hidrógeno*" y, a partir del cálculo que la masa de oxígeno es $6 \frac{5}{8}$ mayor que la del hidrógeno (Dalton calcularía 7), escribió la fórmula I – D.

Dado que el libro se ocupaba principalmente del problema del flogisto, las referencias al uso de una hipótesis atómica deben buscarse en la descripción y la discusión del trabajo experimental más que en algún enunciado formal. En la página VII de su Introducción, Higgins dice:

"Así viendo como los principios de los flogistas y los antiflogistas mantuvieron sus diferentes doctrinas y la imposibilidad de que nos persuadamos sólo mediante experimentos de lo que sólo existe en nuestra imaginación, tan inclinados estamos a conciliar cada fenómeno que vemos con nuestra manera de pensar, fui obligado a apelar a un modo de razonamiento que es más bien novedoso en Química,"

"Este novedoso modo de razonar, – dice posteriormente, – fue la hipótesis atómica."

Higgins estableció una distinción bien nítida entre los que hoy entendemos por átomos y moléculas, al afirmar:

"... el término molécula última significa la última división de la materia elemental y el término molécula, la última división de un compuesto químico".

Este concepto se reitera cuando dice:

*"Como toda molécula primaria de nitro contiene, más comúnmente, cuatro últimas moléculas de aire deflogistizado y una de aire flogistizado..."*³⁷

y nuevamente³⁸, donde al hablar del aire nitroso, dice:

³⁷ Higgins, W. : "*A Comparative View ...*" p. 123.

³⁸ Higgins, W. : "*A Comparative View ...*" p. 14.

“Por lo tanto, cada molécula última de aire flogistizado debe estar unida a dos de aire deflogistizado; y esas moléculas combinadas por fuego constituyen el aire nitroso...”

La clara distinción entre átomo y molécula que se notará en algunos de los otros extractos que mencionaremos fue, aparentemente, insatisfactoria para Higgins, ya que en una posterior definición de los términos citados continúa diciendo

“... Ahora adopto para este último el término átomo y para un compuesto más complicado el de molécula. Esto no constituye diferencia en el sistema”.

Cuando Higgins hablaba de las moléculas últimas que poseen sus pesos individuales, y cuando, claramente, reconocía la diferencia entre los dos óxidos de azufre, como el número de átomos de oxígeno ligados a uno de azufre estaba haciendo un uso pleno de la hipótesis atómica³⁹.

"Por lo tanto, 100 gramos de azufre requieren 100 ó 102 gramos de materia gravitante real de aire deflogistizado para formar ácido vitriólico volátil y como el ácido vitriólico volátil tiene una gravedad específica muy poco menor que el doble de la del aire deflogistizado, podemos concluir que las moléculas últimas de azufre y de aire deflogistizado contienen igual cantidad de materia sólida; ... De aquí podemos concluir que en el ácido vitriólico volátil una molécula última está unida a una sola molécula última de aire deflogistizado y que, en el ácido vitriólico perfecto cada molécula simple de azufre está unida a dos de aire deflogistizado, siendo la cantidad necesaria para la saturación ... Si dos pulgadas cúbicas de aire inflamable ligero requieren de sólo una de aire deflogistizado para que se condensen, tenemos que suponer que contienen igual número de divisiones y que la diferencia de sus gravedades específicas depende, principalmente, del tamaño de sus moléculas últimas, o tendremos que suponer que las moléculas últimas del aire inflamable ligero requieren de 2, 3 o más moléculas últimas de aire deflogistizado para suturarlas. Si este último fuera el caso, podríamos producir agua en un estado intermedio, tanto como los ácidos vitriólico y nitroso, lo que parece ser imposible, en cualquier proporción que mezclamos nuestros aires, o bajo cualquier circunstancia que los combinemos, el resultado es invariablemente el mismo. Esto es semejante a lo que se puede observar respecto de la descomposición del agua. Por lo tanto, podemos concluir, justamente, que el agua está compuesta por moléculas formadas por la unión de una molécula simple de aire deflogistizado a una molécula última de aire inflamable ligero y que ellas son incapaces de unirse a una tercera molécula de cualquiera de sus principios constituyentes.”

Este último párrafo indica que Higgins se había dado cuenta que las combinaciones químicas tienen lugar solamente por la unión de los átomos y que la unión involucra números definidos de átomos, siendo lo mismo válido para las descomposiciones. Esto sería corroborado una década más tarde por Proust. Henry, el biógrafo de Dalton sostuvo que, como Higgins suponía que el óxido de azufre consiste en un átomo de azufre y uno de oxígeno (porque los pesos de azufre y oxígeno son, prácticamente, iguales), debería seguir diciendo que el agua es un compuesto formado por un átomo

³⁹ Higgins, W.: “A Comparative View ...” Referencia 4, p. 36.

de hidrógeno y ocho de oxígeno (presumiblemente porque el oxígeno pesa ocho veces más que el hidrógeno).

La justificación de tal crítica no está clara. Higgins había estimado que la masa del átomo de oxígeno es $6\frac{5}{8}$ veces mayor que la del hidrógeno y no ocho veces mayor.

Refiriéndose al gas nitroso, Higgins escribió:

“Soy, asimismo, de la opinión de que cada molécula de aire flogistizado está unida a dos de aire deflogistizado y que esas moléculas están rodeadas de una atmósfera común de fuego (calórico).”

Él continuó mostrando que la diferencia entre los óxidos de nitrógeno radica en el número de átomos de oxígeno ligados a un átomo de nitrógeno.

“Supongamos que P es una molécula última de aire flogistizado. Sea a una molécula última de aire deflogistizado... Supongamos que otra molécula última de aire deflogistizado, b, se une a P. Este es el que considero el verdadero estado del aire nitroso... Supongamos ahora que otra molécula c se une a P ... este es el estado del vapor nitroso rojo o ácido nitroso rojo.

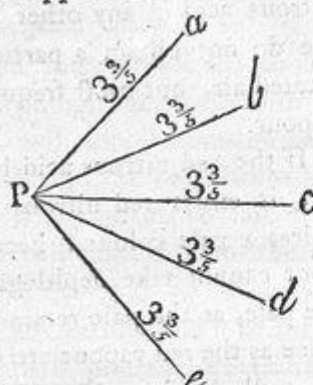
Ahora supongamos, nuevamente, que una cuarta molécula de aire deflogistizado d se combina con P. Pienso que este es el estado del ácido nitroso pálido o de color pajizo.

“Finalmente, supongamos que una quinta molécula e se une a P, de esta manera a, b, c, d y e gravitarán cada una hacia P como si fuera su centro común de gravedad. Este es el más perfecto estado del ácido nitroso incoloro y, en mi opinión, ninguna molécula más de aire deflogistizado puede unirse a la de aire flogistizado, la que tiene toda su fuerza de atracción repartida entre las moléculas de aire deflogistizado a, b, c, d y e. Esto ilustra la naturaleza de la saturación”

Estos razonamientos son ilustrados mediante diagramas (Figura 5). En su *“Atomic Theory”*, Higgins repite lo anterior, pero reemplaza por términos más modernos los distintos óxidos y ácidos

Henry, ha criticado esto diciendo que *“La noción de Higgins sobre la composición de los tres últimos compuestos de nitrógeno y oxígeno era puramente conjetural, no estando apoyada, en caso alguno, por evidencia experimental.* Nos parece que esta crítica es, hoy en día, difícilmente apropiada porque, como hemos mencionado antes, todo indica que la aproximación de Higgins a la hipótesis atómica involucró consideraciones experimentales considerablemente mayores que la de Dalton – y el mismo Henry escribió *“Sería desconsiderado pretender para Dalton un alto nivel de Química experimental. El no poseía ni los hábitos mentales ni el gusto por la exactitud extrema ni la incomparable pericia manual que caracterizaban a Davy, Wollaston y Proust.”*

Lastly, let us suppose a fifth particle of dephlogisticated air *e*, to unite to *P*, it will combine with the force of $3\frac{3}{5}$, so that *a b c d* and *e* will each gravitate towards *P* as their common



centre of gravity. This is the most perfect state of colourless nitrous acid; and in my opinion no more dephlogisticated air can unite to the phlogisticated air, as having its whole force of attraction expended on the particles of dephlogisticated air, *a b c d e*. This illustrates the nature of saturation. Thence we find that dephlogisticated air is retained with less force in the perfect or colourless nitrous acid, than in the straw-coloured, or in the red, or in nitrous air. This explains the easy separation of dephlogisticated air from perfect nitrous acid, when exposed to the sun, or even to an artificial light or heat, at the same time that the

K 4 nitrous

Figura 5

El uso de diagramas con letras para representar a los átomos individuales requiere, en sí mismo, la comprensión de una hipótesis atómica. En uno de los párrafos, Higgins escribió:

“Sea A una molécula de agua y I y D sus principios constituyentes, I es aire inflamable y D es aire deflogistizado, combinados con una fuerza de $6\frac{5}{8}$

Let A be a particle of water, I and D its constituent principles; I inflammable air, and D dephlogisticated air, combined with the force of $6\frac{5}{8}$; if A should be in-

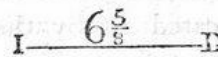
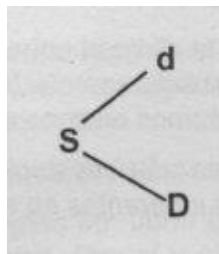


Figura 6⁴⁰

El uso de estos diagramas muestra que Higgins intentó asignar un valor numérico entre átomos, tarea luego emprendida sin éxito por muchos químicos. Las reacciones que tienen lugar sólo cuando las fuerzas que mantienen unidos a los átomos (en una sustancia) son más débiles que la que exhiben por algún átomo externo sobre uno de los átomos de esa sustancia.

"Particularmente, la fuerza antes mencionada del S es constantemente remachada o nivelada, si puedo usar la expresión, hacia el aire deflogistizado en cualquier compuesto o en cualquier estado que se encuentre con él, a menos que otra potencia actúe contra él.

¿y qué puede esto ser sino la unión de las últimas moléculas de azufre con algunas otras sustancias que las atraen más fuertemente o su propia fijación unas a otras como para formar un agregado?⁴¹ cuando el ácido vitriólico, diluido o no, se mezcla con aceite. Una molécula última de ácido vitriólico influencia, con cierta fuerza, a una molécula última de aceite, mientras que esta última atrae a la del vitriólico con la misma fuerza. El aceite no tomará el D o el d del S.



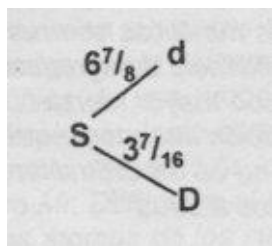
pero con la mancomunada atracción entre S - D - d y el aceite, ambas se aproximarán con igual medida y combinarán. Así esta mezcla es más que mecánica, pero como no está químicamente unida, puede ser resuelta en los dos fluidos arriba mencionados. La molécula de aceite retendrá D o d y formar aire fijo; al mismo tiempo que S retendrá a d o D con su plena fuerza y formará ácido vitriólico volátil.⁴²

“Sea S una molécula de azufre y d una molécula de aire deflogistizado, el cual la atrae con una fuerza de $6\frac{7}{8}$ y sea el compuesto

⁴⁰ Higgins, W.: “A Comparative View ...” Referencia 4, p. 25.

⁴¹ Higgins, W.: “A Comparative View ...” p. 66.

⁴² Higgins, W.: “A Comparative View ...” p. 39.



ácido sulfuroso volátil, aquí la unión entre S y d es mayor en $\frac{2}{8}$ que entre los principios constituyentes del agua, que es $6 \frac{5}{8}$. Dado que la atracción entre los cuerpos es mutua, podemos suponer que S posee la mitad de esta fuerza, que es \mathfrak{c} , y que este es \mathfrak{e} / máximo esfuerzo. Supongamos similarmente que d posea la otra mitad, que es $3 \frac{7}{16}$ más, S y d se unirán con las ya mencionadas fuerzas. Supongamos que otra molécula de aire deflogistizado D tenga tendencia de unirse a S con la fuerza de $3 \frac{7}{16}$, para formar ácido vitriólico perfecto. Para recibir a D, S debe relajar su atracción por d a la mitad⁴³. Sean los dos diagramas moléculas de ácido vitriólico concentrado; podemos suponer que existen influencias de una sobre otra ...⁴⁴



En este párrafo, aunque su lectura brinda una interpretación confusa, se pone en evidencia que Higgins distinguía perfectamente entre disoluciones y reacciones químicas, a la vez que creía que el uso de valores numéricos para las afinidades interatómicas conduciría a una visión más comprensiva si era estudiada por un matemático. En moléculas poliatómicas él escribió,

*"Yo no quiero sugerir que esas sean sus fuerzas absolutas, sino aproximadamente, la proporción que existe entre unas y otras"*⁴⁵

El intento de usar valores numéricos para la afinidad entre átomos puede no considerarse un éxito, pero estamos seguros que Higgins estaba absolutamente familiarizado con la afinidad que hoy llamamos valencia. Esta afinidad surge de los átomos mismos según expresa:

*"... y suponiendo que el azufre sea una sustancia simple cuyas moléculas últimas atraen al aire de logistizado con fuerzas inherentes en sí mismas ... como un álcali lo hace a un ácido ..."*⁴⁶

⁴³ Higgins, W.: "A Comparative View ..." Referencia 4, p. 39.

⁴⁴ Higgins, W.: "A Comparative View ..." p.271.

⁴⁵ Higgins, W.: "A Comparative View ..." p.120.

⁴⁶ Higgins, W.: "A Comparative View ..." p.35.

Para Higgins, los átomos están sujetos a fuerzas exteriores como el calor y explicó así la descomposición térmica:

"El mercurio es un cuerpo simple cuyas moléculas últimas atraen al aire deflogistizado por la propia influencia de unas sobre otras. Sin embargo, no puede mantenerse unido a él cuando actúa el calor" ...⁴⁷ "Los constituyentes principales del nitro ligados con la fuerza antes mencionada, se alejarán unos de otros cuando se exponen al calor por la interposición del fuego. Su unión o influencia mutua se debilita; y esta disminución de la fuerza de atracción está en una relación doble al cuadrado de sus distancias. Del mismo modo, las moléculas últimas de las sustancias metálicas son removidas unas de otras cuando son expuestas al calor, por lo cual, su influencia de agregación disminuye y esas moléculas últimas atraen al aire deflogistizado con mayor fuerza". "Me parece que la disolución ... es ocasionada por una suerte de atracción intermedia que no difiere de la atracción química, sino en el grado de la fuerza y que no es del todo diferente del poder mediante el cual los cuerpos perfectos se influncian unos a otros"⁴⁸.

Higgins, reclamó la paternidad del uso de la teoría Atómica entre 1814 y 1816, pensando que la sociedad científica le reconocería sus méritos. Falleció en 1825, prácticamente olvidado por sus colegas. A casi 200 años de su muerte, los trabajos de este químico son sólo conocidos por unos pocos estudiosos. La comparación de sus conceptos con los de Dalton, fue tema de polémica entre los químicos de la primera mitad del siglo XIX y de algunos historiadores hasta mediados del siglo XX.

⁴⁷ Higgins, W. : "A Comparative View ..." p.225.

⁴⁸ Higgins, W. : "A Comparative View ..." p.73.

IV. LA POLÉMICA HIGGINS – DALTON

Si, como se ha mostrado, la hipótesis atómica fue utilizada y publicada por Higgins, se plantea el interrogante acerca de las razones por las cuales se le asigna el crédito a Dalton. La respuesta yace, como lo puntualiza White⁴⁹ en la extraordinaria influencia que ejerció Thomas Thomson en favor de Dalton en sus ensayos sobre la “*Atomic Theory*” en la “*Encyclopedia Britannica*”⁵⁰ y en su *System of Chemistry*⁵¹. La influencia de Thomson fue totalmente obvia para sus contemporáneos. En 1854, Henry admitió que la mayoría de los escritores de Química le asignan el crédito por el descubrimiento a Higgins. Higgins fue reconocido en América por Thomas Cooper, quien, en 1818, en Filadelfia, revisó y publicó “*System of Chemistry*” de Thomson, incluyendo una nota al pie en la que enfáticamente declaró: “*la teoría atómica fue enunciada y explicada por primera vez por el Dr. Bryan Higgins*⁵² en 1789”⁵³.

De la lectura de “*Atomic Theory ...*” surge que Higgins sintió que Thomson era tan o más culpable que Dalton en apoderarse de su teoría. En efecto, mientras las acusaciones de plagio hacia Dalton son bastante moderadas, las imputaciones a Thomson son del más grueso calibre.

Berzelius, en un artículo publicado en “*Annals of Philosophy*” en diciembre de 1813 dijo:

"Tanto como conozco, el físico inglés Mr. John Dalton, guiado por los experimentos de Bergman, Richter, Wenzel, Berthollet, Proust y otros, fue la primera persona que se empeñó en establecer esa hipótesis.

Sir Humprey Davy nos ha asegurado últimamente que Mr. Higgins, en un libro publicado en 1789, estableció la misma hipótesis. Yo no he visto el trabajo de Mr. Higgins y sólo puedo mencionarlo por la autoridad de Davy".

Thomson, editor del *Annals* agregó la siguiente nota al pie a la carta:

'El trabajo de Higgins sobre el flogisto posee, ciertamente, mucho mérito y anticipó alguno de los más impactantes descubrimientos. Pero cuando él los escribió, los óxidos metálicos eran tan poco conocidos y existían tan pocos análisis exactos que no era posible llegar al conocimiento del gran hecho que el oxígeno, etc., siempre se une en determinadas proporciones, que son múltiplos de una proporción mínima. La teoría atómica fue pensada por Bergman, Cullen, Black, etc., tanto como lo fue por Higgins. Este último, realmente, enuncia sorprendentes hechos respecto de los gases y se anticipa a la teoría de los volúmenes de Gay Lussac pero Mr. Dalton fue el primero en generalizar la doctrina y pensar en determinar el peso de los átomos de los cuerpos. En 1804 él mismo me mostró su tabla de símbolos y los pesos de seis u ocho

⁴⁹ White, J. H. *Science Progress*, **24** 300 (1929)

⁵⁰ Thomson, T. “Atomic Theory”, en la cuarta y quinta edición de la Enciclopedia Británica, Vol. I. Parte 2. (1814)

⁵¹ Thomson, T. “*System of Chemistry*” 3a. ed. Edinburgh, 1807. Vol. III, pp. 424 – 429 y 451 – 452.

⁵² Si bien se dice que Bryan Higgins precedió a William Higgins en considerar la hipótesis atómica, parece haber pocas dudas que Cooper, en este caso, quería decir William Higgins Ya que la publicación de 1789 es “*A Comparative View...*” cuyo autor es William Higgins.

⁵³ Smith, E. F.: “*Old Chemistries*”, McGraw – Hill Books Co. New York City, 1927.

cuerpos, y creo que en el mismo año explicó el tema en Londres, en el curso de una conferencia ofrecida en la Royal Institution. El tema difícilmente pudo haberse publicado antes. Pero alrededor de la misma época varias otras personas han sido impactadas por los números de la tabla de óxidos metálicos, publicadas en mi 'Chemistry' y la doctrina habría sido, ciertamente, enunciada por otros, si Dalton no lo hubiera hecho”.

Esta nota al pie fue atacada desde dos fuentes. John Nash, que fuera durante algunos años miembro de la Manchester Literary and Philosophical Society (de la cual Dalton era miembro) censuró a Thomson por su omisión en reconocer a Higgins y enumeró los errores encontrados en la nota. El mismo Higgins lo hizo en su '*Atomic Theory*' cuando escribió:

“¿Si el Dr. Thomson examinó tanto mi trabajo sobre el flogisto, como él erróneamente da en llamar, por qué no dio cuenta de ello en su Chemistry? Como compilador no debía haberlo pasado por alto. Esta curiosa nota de él, da cuenta de su omisión. Él hubiese querido dejar mi trabajo en un sereno olvido, y todo lo que era valioso en mi trabajo se lo adjudicó generosamente a Mr. Dalton”.

Luego Higgins señaló que, al tiempo de escribir "*A Comparative View ...*", estaba bien familiarizado con los óxidos metálicos y que no hay enunciados sobre la hipótesis atómica en los trabajos de Bergman, Cullen, Black y otros; que él aplicó la doctrina extensamente y que "*estaban fundadas en hechos bien escogidos y demostraciones matemáticas que Dalton omitió por razones que sólo él conoce*" y que cuando Thomson dice "*El tema difícilmente pudo haberse publicado antes*" exhibe prejuicio y parcialidad.

Higgins demostró ser completamente capaz de conducir su propia batalla. Su primer cargo de plagio fue en el siguiente párrafo de su "*Atomic Theory*":

“...No puedo, con propiedad o delicadeza, decir directamente que Mr. Dalton es un plagio, aunque las apariencias están contra él. Probablemente nunca haya leído mi libro, aunque parece extraordinario que una persona con la laboriosidad e instrucción de Mr. Dalton haya omitido uno de los pocos trabajos que fueron expresamente escritos sobre el tema de la teoría. Al tiempo de ser publicado se vendieron mil copias del libro y fue el principal medio para poner punto final a la controversia a la que alude el título y que, de otro modo, no se hubiese terminado en varios años”

En esta época (1814) Higgins ardía en cólera. Los párrafos que siguen indican que quería dejar escapar a Dalton, pero bajo la sospecha de haber intentado un trabajo grosero de revisión de las ideas de Higgins.

"He leído con gran atención el libro de Dalton "A New System of Chemical Philosophy", como él lo llama, y también mi "A Comparative View ..." por primera vez en los últimos veinte años y no he podido descubrir ninguna mejora hecha a mi doctrina, excepto lo que se puede razonablemente esperar de cualquier compilador ingenioso, que ha escudriñado cuidadosamente mi libro. La doctrina atómica ha sido aplicada por mí en investigaciones abstrusas y difíciles. Su aplicación por Mr. Dalton ha sido de una manera general y popular, y sólo por

esa circunstancia ha ganado el nombre de Teoría de Dalton. El trabajo de Mr. Dalton se lee, el mío ha sido dejado de lado tan pronto como cesó la controversia que le dio lugar. y en ese tiempo la teoría en cuestión no fue entendida, ni yo esperaba que, por un tiempo considerable, lo fuera. Yo calculaba que alrededor de la mitad del presente siglo. Probablemente hubiese permanecido así, sí no hubiese sido por el genio y aplicación de Mr. Dalton.

Sus razones para abrir la discusión fueron combatir “la petulancia y las tramoyas”:

"El respeto que siento por la verdad y la justicia, más que la ambición por la fama, es lo que me indujo a encarar esta tarea. La recompensa que los hombres de ciencia esperan es el reconfortante reconocimiento del público. Y cuando son pasibles de ser despojados de esa condición, a través de la petulancia y las tramoyas el gran objetivo debe ser frustrarlas; los verdaderos hombres de ciencia abandonarán el campo en disgusto y muchos serán desterrados de entrar en él debido a la gran ofensa a la ciencia".

Dos años más tarde Higgins publicó su última declaración sobre el tema en una extensa carta al editor del *Philosophical Magazine*⁵⁴ y quedan muy pocas dudas de que en ella sintió que fue Thomson quien lo estafó en sus justos merecimientos. Durante esta controversia, Dalton había permanecido en silencio mientras, como dice Higgins:

"El Dr. Thomson se adelanta como abogado de Mr. Dalton, el qué permanece tembloroso y en silencio frente al estrado de la justicia.

Si el Dr. Thomson hubiese sido un historiador fiel y sin prejuicios, habría tenido la equidad de mencionar mi "Comparative View" y el descubrimiento de la teoría atómica, antes de traer a colación los trabajos de Richter que fueron posteriores a los míos... Y trajo a colación muchas tergiversaciones a fin de preparar el camino para que su ingenioso amigo pudiera tomar posesión del Sistema Atómico ... El Doctor reconoce ... que me anticipé a la teoría de los volúmenes de Gay Lussac ¡Qué bondadoso! Si nunca mencionó mi nombre en toda la historia de la Teoría Atómica. Esta última circunstancia muestra un notorio prejuicio personal que se manifiesta de la manera más decisiva en una determinada y premeditada omisión, o mejor supresión, de trabajos previos."

Higgins no dejó pasar oportunidad para llamar la atención sobre los errores de Thomson. Este último habla remarcado⁵⁵, al discutir el cargo de que Dalton estaba familiarizado con “A comparative View” de Higgins, “Planteé la cuestión tanto ante el Dr. Henry como ante Mr. Dalton y ambos me aseguraron que nunca habían visto el libro”. A esto Higgins respondió⁵⁶

⁵⁴ Higgins, W., *Phil. Mag.* **48** 363, 408 (1816)

⁵⁵ Thomson, T., *Ann. Phil.* **4** 52 – 56 (1814)

"Ahora bien, el Dr. Henry publica su 'Epitome of Chemistry' en 1801 mucho antes que Mr. Dalton usara de mi Teoría Atómica y en él cita párrafos de "A comparative View" ... ¿Qué dirá el Doctor (Thomson) sobre esto? ¿Cuál pueda ser el motivo para expresar tal errónea declaración? Evidentemente, fue para defender a Dalton de la sospecha de plagio: si él estaba enterado, si se conociera que Henry estaba familiarizado con mi trabajo, Dalton, su vecino e íntimo amigo no podría ser ajeno a ello... "¡Qué inconsistencia! ¡Qué prevaricación!"

Es interesante notar que la exposición original de las ideas de Dalton hechas por Thomson se basó en una conversación de unos minutos y un breve memorándum escrito que Dalton le dio a Thomson. Este último lo admite en una nota al pie de su "System of Chemistry". De esta ligera familiarización con el tema creció el mito de Dalton.

Es difícil aseverar si es justificable o no la creencia de Higgins y otros acerca de que Dalton realmente estaba familiarizado con *A Comparative View* al tiempo de enunciar su hipótesis atómica. En su libro "Life of Dalton", Henry escribió:

"En varias ocasiones escuché a mi padre, y a otras personas, afirmar que Dalton no había visto el trabajo de Higgins hasta algunos años después de la publicación de "A New System...", cuando mi padre se lo prestó"

Cita entonces otras evidencias de esta clase y finalmente dice:

"...este testimonio es concluyente, sería superfluo para aquellos que estaban personalmente familiarizados con Dalton y que conocían de cerca sus hábitos mentales y modos de estudio. No fue nunca su práctica dedicar mucho tiempo a la lectura...."

No tenemos evidencia que Dalton haya sido un plagiario cabal. Más aún, sobre la base de la vida ascética que Dalton llevó, sabiendo que hasta pidió una dispensa a su fraternidad para escuchar música no sacra, que se negó a ser recibido por el rey William IV si para ello tuviera que vestir ropa cortesana, etc., nos atreveríamos a afirmar que, al tiempo de publicar su "*A New System...*", Dalton no había conocido la obra de Higgins. Pero no es este el tema del presente trabajo; nuestra intención sólo ha sido la de demostrar que William Higgins fue el primero en utilizar los conceptos de la teoría atómica en trabajos sobre Química.

La polémica entre Higgins y Dalton perduró más allá de la muerte de Higgins. Davy y Wollaston fueron partidarios de Higgins. Thomson, Thenard, Dumas, Berzelius, Prout y Henry fueron partidarios de Dalton. Los avances en las determinaciones de pesos atómicos relativos realizados entre 1820 y 1860 fueron afianzando el criterio de considerar a Dalton como padre de la teoría atómica. La monumental obra de Mendelejeff, al establecer la periodicidad de las propiedades químicas de los elementos con sus pesos atómicos, cuya escala era unánimemente reconocida a Dalton, terminaron por eclipsar el nombre de Higgins de la teoría atómica.

Sin embargo, a fines del siglo XIX, los químicos irlandeses comenzaron a rescatar los trabajos de Higgins, lo que obligó a Roscoe y Harden a mencionarlos en su trabajo sobre Dalton.

En 1929, Reilly y Mc Sweeney,⁵⁷ presentaron un trabajo donde se comparan los trabajos de Higgins y Dalton, lo que motivó que el Profesor Tenney L. Davis, del Massachusetts Institute of Technology efectuara una recopilación del material sobre Higgins, en el Trinity College de Dublín. Ese material sirvió de base para un trabajo de Edward R. Atkinson, de la University of New Hampshire, que fue presentado ante la Division of the History of Chemistry en la 98ª de la A. C. S., Boston Mass., 12 de septiembre de 1939⁵⁸.

A principios de la década del '50 se reaviva la polémica Dalton - Higgins a través de una serie de artículos publicados en la revista *Nature*. En una reseña sobre el libro de Frederick Soddy "*The Story of Atomic Energy*". El Profesor F. A. Paneth⁵⁹ escribió:

"... El alcance del libro es muy amplio. Trata con los más importantes descubrimientos en radioactividad, poniendo no menos atención a las contribuciones de los químicos que a las de los físicos y, por lo tanto, negándose a dar a esta ciencia el moderno y estrecho título de "Física nuclear"; no arranca con el descubrimiento de Becquerel en 1896 sino con los orígenes de la Química en Egipto y Grecia y conduce al lector a través de las sucesivas etapas del desarrollo de la teoría atómica. El autor basa su narrativa sobre extensos estudios históricos y no infrecuentemente está en desacuerdo con los estándares aceptados, por ejemplo, no le otorga el crédito a John Dalton sino a William Higgins en ser el primero en proclamar la teoría atómica moderna, una aseveración apoyada por referencias detalladas a los dos libros de este casi olvidado Investigador.

Las sorprendentes limitaciones como pensador científico de Dalton - cómo se revela en sus notas sobre la constitución de los gases y, lo que fue su consecuencia, su testaruda lucha contra los resultados de Gay - Lussac - parecen justificar la más modesta posición que se le asigna aquí. En todo caso, los escritores de libros de texto de Química tendrán ahora que reexaminar la cuestión".

Dos meses más tarde, *Nature* publicó una réplica del Profesor J. R. Partington⁶⁰ al artículo de Paneth.

Refiriéndose a un trabajo por él publicado dice:

"(1) En mi trabajo he establecido y enfatizado varias veces que Higgins reconoció la Ley de las Proporciones Múltiples. Sus ideas sobre las combinaciones en volumen son, como dice

⁵⁷ **Reilly y Mc Sweeney.** *Sci. Proc. Roy. Dublin. Soc.* **19** 139 (1929)

⁵⁸ **E. R. Atkinson:** The Atomic Hypothesis of William Higgins, *Journal of Chemical Education*, January 1940 pp. 3 – 11.

⁵⁹ Classical Radioactivity and its Sequence, *Nature*, 11 de noviembre de 1950, vol. 166, pp. 799 – 800.

⁶⁰ **Partington, J. R.;** "The Origins of the Atomic Theory", *Annals of Science*, **4** 245 1939; "*A short History of Chemistry*" p. 166 1948). Si bien Bryan Higgins hizo algunas contribuciones importantes al desarrollo de la Química, tomarlo como antecedente de la teoría atómica no es correcto ya que, como partidario de la teoría del flogisto llegaba a conclusiones opuestas en los fenómenos de las oxidaciones y las reducciones y, para justificar el aumento de la masa en los procesos de oxidación, sostenía que el flogisto liberado tenía masa negativa (?).

el Prof. Soddy, interesantes. Desgraciadamente, el Prof. Soddy ignora la influencia del tío de William, Bryan Higgins, en esas especulaciones, sobre las que traté con algún detalle.

(2) La diferencia más evidente entre las teorías atómicas de Higgins y de Dalton es el descuido del primero por los pesos de los átomos. Este fue el punto central de la teoría de Dalton y lo acredita para ocupar el lugar que los historiadores de la Química siempre le asignaron. Una teoría atómica existía mucho antes de William Higgins y fue aplicada de muchas maneras para la explicación de muchos fenómenos físicos y químicos, y aun Newton parece haber sugerido que los átomos difieren en peso. En lo que yo conozco, Dalton fue el primero en encontrar, con algún grado de éxito, los pesos relativos de los átomos. He corregido a mi amigo Prof. A. N. Meldrum señalando que Higgins sólo sugiere una vez en sus libros que los átomos de diferentes elementos difieren en peso y que en ningún lado establece que esto es materia importante ...”

(3) He dado razones para suponer con el "Dictionary of National Biography" que el libro de Higgins publicado en 1814, mucho después que la teoría de Dalton fuera desarrollada y aceptada, fue un “inmerecido ataque a Dalton”. Ningún químico que haya leído el libro de 1789 fue capaz de entresacar de él alguna teoría como la propuesta por Dalton (a la que arribó de una manera bien diferente). Thomas Thomson dice que él definitivamente no pudo. En un compendio de conferencias dadas por Higgins en 1802 no hay referencia a teoría atómica alguna. A Higgins le era necesario menospreciar a Dalton si esperaba ocupar su lugar y no evadió hacerlo.

(4) El Prof. Soddy, después de decir que Higgins usó en 1789 los símbolos S, O y N para los átomos de azufre, oxígeno y nitrógeno agrega: y debe haber sido el conocimiento culpable de esto por lo que Dalton fue hostil a la sustitución de los engorrosos símbolos especiales propios por los del simple y universal sistema de Berzelius”. En realidad, Higgins usa el símbolo P para el nitrógeno y a, b, c, etc. para el oxígeno. La letra P obviamente corresponde a “Phlogisticated air “(nitrógeno) y S para el azufre. Creo que el Prof. Soddy fue el primero en dirigir la atención a este uso de los símbolos mediante letras por Higgins, que me pasó inadvertido en una nota que publiqué sobre este tema. Di razones en mi trabajo de 1939 para suponer que Dalton nunca leyó el libro de Higgins. El Prof. Soddy no acerca evidencias que lo haya hecho, y aunque lo haya hecho, nadie que haya estudiado el carácter de Dalton se sentiría deseoso de aceptar un cargo de deshonestidad contra él.

(5) Davy, cuyos puntos de vista menciona el Prof. Soddy, fue el primer químico de eminencia en reconocer el genio de Dalton. En 1803 - 4 y en 1809 - 10 invitó a Dalton a dar varias conferencias en la Royal Institution antes de que se conociera mucho acerca de su teoría. Davy visitó Dublin en 1810 y 1811 donde fue muy bien recibido y se le pagaron honorarios muy importantes por sus cursos y conferencias. Tendría que haber tomado conocimiento de los trabajos de Higgins del propio autor y, dado que era un hombre de mente independiente, debería haber quedado sin duda impresionado. Los pronunciamientos de Davy sobre el origen de la teoría atómica, hechos en diferentes ocasiones, compensarán el estudio.

(6) *Los puntos de vista de Dalton sobre la constitución de los gases no están confinados a “Notas”. Están publicados en “A New System of Chemical Philosophy” y son partes esenciales de su teoría. Sus símbolos circulares, que no quiso abandonar, representaban, según J. J. Thomson, lo que Dalton pensaba que semejaban los átomos y, por lo tanto, eran para su mente, mejores que las letras del alfabeto. En el mismo libro, Dalton señala la dificultad de la suposición (que nunca fue hecha por Gay Lussac) que volúmenes iguales de gases contienen igual número de átomos. Esta dificultad fue resuelta por Avogadro, pero como el ensayo de Avogadro fue descuidado por los grandes o pequeños químicos por más de cincuenta años, es quizás injusto asignarle a Dalton “... sorprendentes limitaciones como pensador científico...” especialmente si tomamos en cuenta que razonó sobre este tema fundamental tan temprano. Soy consciente de que el Prof. Paneth pensaba, probablemente, en los experimentos de Dalton sobre la combinación de volúmenes de oxígeno e hidrógeno.*

(7) *No está claro que quiere decir el Prof. Soddy al afirmar que “Higgins y Dalton son responsables de la “teoría atómica moderna”, ya que en algunos trabajos (a los cuales di referencia) el Prof. Meldrum se esmera en mostrar que nada puede ser más diferente entre sus teorías y las que se pensaban, digamos, en 1860, ni hablar de algo más moderno. Es también necesario dirigir la atención al hecho que la teoría de la combustión de Lavoisier, no es lo que muchos autores piensan que es, pero está íntimamente conectada con la teoría de que el calor y la luz son elementos imponderables, esto es, materiales, tal como lo creyó Dalton.*

Respecto de este artículo, cabe puntualizar lo siguiente: Partington trata de restarle importancia al empleo de los símbolos químicos usados por Higgins, sobre la base de que usó una P y una D en vez de N y O. Sin embargo, en su *History of Chemistry*, publicada varios años antes y traducida al castellano en 1945, Partington utilizó la N y la O para mostrar cómo Higgins consideraba las posibles uniones en los distintos óxidos de nitrógeno (Figura 8)

La respuesta vino desde el propio Soddy⁶¹ :

“... Brevemente, esto fue lo que Higgins dedujo correctamente, mediante experimentos y razonamientos sorprendentemente modernos, sin otra suposición que, si la fórmula del agua y del dióxido de azufre se toman como HO y SO₂, la del sulfuro de hidrógeno debe ser H₂S.

Dado que las dos fórmulas supuestas se hacen con O = 16, los pesos atómicos del hidrógeno 2 y del azufre 16, para modernizarlos el número átomos de hidrógeno debe ser doblado y el de azufre llevado a la mitad dando, correctamente, H₂O, SO₂ y H₂S.

Quizás el Prof. Partington pueda explicar cómo Higgins podía haber hecho esto sin tomar en cuenta el peso de los átomos (excepto para el SO) ya que él le imputa la consideración de que el peso de todos los átomos son los mismos. Sugiero que los historiadores de la Química que han leído el libro de Higgins de 1789 lo vuelvan a leer y que los daltonianos en general

⁶¹ “William Higgins y John Dalton”, *Nature*, 5 de mayo de 1951, Vol. 167 pp. 734 y ss.

que no han leído ese libro (o el mío) traten de hacer en 1951 lo que Higgins hizo en 1789, Avogadro queda exceptuado.

Higgins

En 1789 William Higgins publicó un libro titulado *A Comparative View of the Phlogistic and Anthiphlogistic Theories*, pronunciándose en favor de la segunda. En ese libro desarrolla algunas ideas interesantes respecto de la combinación química de las "partículas", ideas precursoras de la ley de las proporciones múltiples y de las

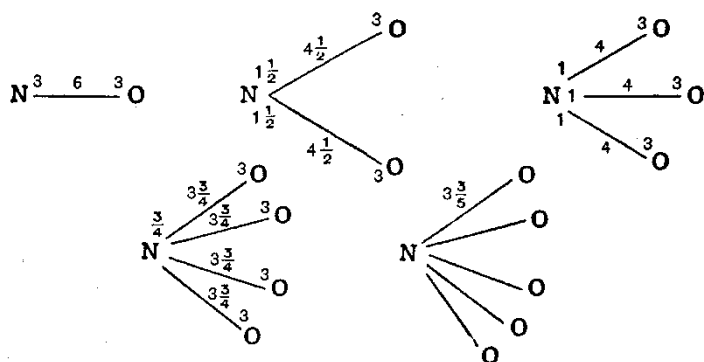


Fig. 68 — Combinación de partículas de acuerdo con las ideas de Higgins (1789).

uniones de valencia; pero que no pueden considerarse como antecesoras de la teoría atómica de Dalton, quien no conoció nada de Higgins hasta después de haber completado su propia teoría.

En el análisis de los compuestos de oxígeno y nitrógeno usó Higgins los diagramas que pueden verse en la figura 68.

Representemos con 6 la fuerza existente entre las últimas partículas de oxígeno y nitrógeno y supongamos dividida esa fuerza en partes iguales entre ambas partículas. Si dos partículas de oxígeno se combinan con una de nitrógeno, la fuerza 3 del átomo de nitrógeno, se divide en dos fuerzas de $1\frac{1}{2}$ cada una, de modo que la fuerza que mantiene unida cada partícula de oxígeno a la de nitrógeno es $4\frac{1}{2}$ solamente. Añadiendo 3, 4 y 5 partículas de oxí-

(1) *Opticks*, 1730, p. 376.

Figura 8. Facsímil de la página 181 de *Historia de la Química* de J.R. Partington. Espasa - Calpe Argentina S. A. Buenos Aires 1945.

Antes que el libro "Elements of Stoichometry" de Richter (1792 - 1794) nos diera una idea sobre equivalentes químicos, antes que la controversia Proust - Berthollet, que comenzó en 1799, haya establecido la constancia de la composición en peso de los compuestos químicos y la primera ley del cambio químico Higgins, además de haber anticipado como ahora se admite, la segunda ley de las proporciones múltiples y la notación química introducida por Berzelius, ha mostrado que si se supone conocido el número relativo de átomos en compuestos binarios

de elementos A y B y de B y C entonces puede ser encontrado el número relativo de átomos de un compuesto binario A y C sin ninguna suposición adicional.

Sin duda es interesante desde el punto de vista histórico lo que William le debe a su tío Bryan, esto no afecta el hecho que los dos escribieron en el siglo XVIII mientras que Dalton lo hizo en el siglo XIX. Sea que Dalton leyera o no alguna vez a Higgins difícilmente pueda ser exculpado de deshonestidad mental ya que, de acuerdo con el Prof. Partington, se imprimieron dos ediciones y él no podía ignorar el hecho que Davy fue originalmente escéptico de su derecho y en 1809 había sostenido la prioridad de Higgins.

Sobre el tema del carácter de Dalton, el Prof. Paneth ha dirigido mi atención a la biografía de Dalton escrita por Ostwald⁶², en el cual lo culpa de no mencionar en su trabajo sobre la aurora boreal que su relación al magnetismo ha sido descrita antes por Celsius y otros, y por declarar que a él no le importa lo que dicen los demás ya que sólo sus observaciones son fidedignas. De acuerdo con este biógrafo, Dalton sobrestimó sus propios logros. La idea de los pesos atómicos fue un producto lateral de sus trabajos sobre gases y vapores y fue incapaz de hacer algo más que darle nacimiento. Sus contribuciones posteriores fueron más un estorbo que una ayuda en su desarrollo y le dejó a sus contemporáneos y sucesores los problemas reales. Con este magistral compendio, muchos que están familiarizados con la vida y obra de Dalton estarán, sin duda, de acuerdo.

El Prof. Paneth ha señalado también, trayendo la opinión del Prof. Meldrum, que “nada puede ser más diferente “a la teoría atómica aún en 1860, que la de Dalton o la de Higgins. El Prof. Partington se contradice a sí mismo. Allá por 1948 él dijo ⁶³ “...las posteriores extensiones han profundizado y ampliado el contenido, pero, en líneas generales, sigue siendo la teoría de Dalton”.

Más adelante Soddy agrega:

“Considero que Higgins, además de reconocer la Ley de las Proporciones Múltiples y ser el primero en usar símbolos químicos, anticipó claramente los métodos, tanto experimentales como racionales, mediante los cuales fueron posteriormente establecidos los pesos atómicos verdaderos y por lo tanto merece el título de creador de la teoría atómica moderna. Es completamente irrazonable esperar de él, en el siglo XVIII, de haber dado la importancia a los pesos relativos que se toman en cuenta en el siglo XIX luego de los trabajos de Richter y Proust. Como químico estaba más interesado en sus afinidades químicas relativas, mientras que Dalton, como físico, al igual que Lavoisier, estaba más interesado en sus pesos relativos. Ciertamente el tipo de mente serena de Dalton realizó un buen servicio a la teoría al dirigir la atención de sus contemporáneos de una manera que ellos fueran capaces de entenderlo. Pero más allá de su Ley de las Presiones Parciales, él contribuyó poco y nada tanto a la teoría atómica como a la molecular. Fueron Gay - Lussac y Avogadro quienes cimentaron la teoría

⁶² Ostwald, Wilhelm en el libro de G. Bugge “Buch der Grosser Chemiker“ 1 378 Berlin (1929)

⁶³ Partington, J. R., *Endeavour*, 7 54 (1948)

molecular. Fue Berzelius el primero que nos dio una tabla de pesos atómicos relativos reales, aquellos que Dalton había obtenido disfrazando arbitrariamente los equivalentes químicos.”

La réplica de Partington apareció en el mismo número de *Nature*.

“Higgins dice varias veces que el sulfuro de hidrógeno es “nada más que una solución” o “suspensión” de azufre en hidrógeno, y una vez que contiene nueve partículas de azufre a cinco de hidrógeno (pp. 78 - 81 del libro de Higgins); los resultados experimentales y el argumento llevan a la proporción nueve partículas de azufre a cinco de hidrógeno sin ninguna suposición sobre los pesos de los átomos. (El argumento ocuparía la mitad de una página de *Nature*). La idea y nombre de 'equivalente' fueron publicados por Cavendish en 1766 y 1788. Pienso que Higgins merece algún crédito por la Ley de las Proporciones Múltiples; pero Berzelius dijo que él no la enunció y que no se anticipó a Dalton.

Los símbolos de Higgins no se anticiparon a los de Berzelius; las letras no siempre simbolizan los mismos elementos y la misma letra simboliza sustancias diferentes. Dalton anticipó su teoría en 1803 y dio cuenta de ella a Thomson en 1804, y lo que Davy dijo en 1809 parece irrelevante.

La descripción de Dalton de la aurora borealis está contenida en su libro. "Ensayos Meteorológicos y Observaciones" (1793), no en un “paper”, y, en el prólogo, él menciona que, después de que el libro fuera impreso, él encontró que fue anticipado por Halley (1716), quién escribió sobre el tema algún tiempo antes que Celsius. El artículo de Ostwald incluye algunos otros errores que no son raros en el libro que lo contiene, pero no los comentarios atribuidos a Dalton. Después de que Dalton publicó su teoría atómica, publicó un trabajo importante sobre la combustión incompleta de hidrocarburos y sobre los volúmenes de las soluciones, y su trabajo (1837) sobre la composición constante de la atmósfera a 15.000 pies y su explicación en términos de mezcla por corrientes de aire es notable.

Dalton supuso que el átomo de cada elemento tiene un peso característico, que los pesos relativos pueden ser encontrados experimentalmente, y que se forman compuestos a partir de números definidos de átomos de los elementos. Éstos son todavía los cimientos de la teoría atómica moderna. El también supone que los átomos están rodeados de envolturas esféricas de calor, supone también que los átomos iguales se repelen y que como los átomos no se atraen, que los gases elementales son monoatómicos, que los compuestos binarios se forman debido a la repulsión de átomos iguales, que volúmenes iguales contienen números desiguales de partículas, etc. Estas suposiciones han sido abandonadas en 1860. Estoy consciente de no haberme contradicho.”

En 1952, el Profesor T. S. Wheeler de la Universidad de Dublin publicó un artículo⁶⁴ donde demostró, sobre la base de los manuscritos de Higgins, que este tenía plena conciencia de que los átomos de distintos elementos tenían pesos atómicos diferentes y que trató de establecer una escala de

⁶⁴ T. S. Wheeler, “William Higgins, Chemist (1763 – 1825)” *Endeavour* **11** pp. 47 – 52 (1952)

afinidades relativas entre los distintos elementos en los compuestos. Dos años más tarde, publicó otro artículo⁶⁵ basado en fuentes primarias, incluyendo algunas que eran desconocidas para los escritores anteriores, y este artículo arrojó nueva luz en varios de los aspectos de la vida y el trabajo de Higgins. En la parte final del artículo Wheeler expresa:

“Brevemente, puede decirse que Higgins aparece como teniendo cierto derecho al reclamo de haber sido el creador de la teoría atómica química. No obstante, fue Dalton, quien desconociendo el trabajo de Higgins, formuló tal teoría la que se volvió generalmente aceptable para los químicos. Quizás se le hubiese hecho justicia a ambos hombres si la teoría se hubiese llamado ‘Teoría de Higgins - Dalton’. Pero, probablemente, es demasiado tarde para hacer retroceder las manecillas del reloj...”

De la lectura de los artículos de Wheeler, el Profesor Partington comenzó a modificar su opinión sobre Higgins y escribió en *Nature*⁶⁶:

“...Higgins trata las combinaciones químicas sobre la base de la unión de ‘últimas partículas’ de los elementos, y reconoce claramente, y probablemente por primera vez, que una partícula de un elemento puede unirse con más de una partícula de otro. En los óxidos de nitrógeno hasta cinco partículas de oxígeno se pueden combinar con una de nitrógeno. En esto está implícita la ley de las proporciones múltiples. Aplicaciones de la teoría atómica a la Química se habían hecho antes, notablemente por Bryan Higgins que explicó la unión de una partícula de cada uno de dos elementos para formar una molécula (un nombre usado por él) de un compuesto, llamando al proceso ‘saturación’, un nombre también usado por William Higgins. Bryan Higgins usó la idea de fuerzas centrales, mientras William usó una idea diferente, más semejante a las nociones modernas en valencia...”

Algunos han dicho que Higgins creía que las partículas de elementos diferentes eran iguales en peso, pero el Prof. Wheeler concluye que esto es improbable. Es más probable que él haya supuesto que el nitrógeno, oxígeno y azufre tenían igual peso (14, 16, 32/2) pero supo que la partícula de hidrógeno era mucho más liviana. Higgins parece haber creído que la materia de que están hechas todas las partículas tiene la misma densidad, y que los pesos de las partículas son proporcionales a los tamaños de los núcleos duros, aparte de sus atmósferas de fuego (calórico).

Él supuso así que las partículas en gases diferentes están entre sí a distancias diferentes, pero no deduce conclusiones de las densidades, como después lo haría Avogadro. Sin embargo, consideró que los números de partículas en volúmenes iguales de gases bajo las mismas condiciones de temperatura y presión deben estar en proporciones numéricas simples. Llegó a deducir razonablemente la composición de varias moléculas como la de agua (HO) y los óxidos de azufre (SO y SO₂) y de nitrógeno (NO, NO₂, NO₃, NO₄, y NO₅). Higgins usó símbolos para las partículas de diferentes elementos – P para el nitrógeno, S para el azufre, D o d para el oxígeno, I para el hidrógeno, etc., y también hizo una aproximación a la idea de las uniones de

⁶⁵ *Studies* 54 78 207 327 (The Talbot Press: 89 Talbot Street, Dublin, 1954)

⁶⁶ “William Higgins, Chemist, (1763 – 1825)” *Nature* 2 de julio de 1955, Vol. 174, pp. 8 – 9

valencia, dibujando líneas entre los símbolos de los elementos y asignando números arbitrarios a las fuerzas entre las partículas. Supuso que la fuerza de una partícula central se debilita progresivamente a medida que más partículas de otro elemento se unen a ella y que la fuerza de la ligadura es la suma de la fuerza de las que están unidas al átomo central y la fuerza de la partícula central dividida por el número de partículas unidas a ella.

“Esta idea le permitió descubrir de una manera muy ingeniosa lo que hoy en día se llamarían complejos de transición. En estas asociaciones de partículas las fuerzas se debilitan cuando otro cuerpo se une, y el efecto de esto se transmite a través del complejo lo que lleva al reacomodamiento y a la reacción. En tales casos él usó la idea de una orientación preliminar de partículas que también habían sido usadas por Bryan Higgins. En esto demuestra ser más ingenioso que Dalton quien siguiendo a Newton usaba fuerzas centrales que le permitieran explicar las propiedades de las mezclas de gases. Un problema no considerado por Higgins...”

“Algunos años después que Dalton publicara su teoría atómica, Higgins escribió en 1814 “Experiments and Observations of The Atomic Theory and Electrical Phenomena” en el que se reproducen partes de la “Comparative View” con la intención de mostrar que él se había anticipado a Dalton. En muchos casos, sin embargo, lee en estos párrafos más de lo que dijo en 1789 y altera alguna de sus conclusiones. Sugiere que Dalton sabía de su libro en el que formulaba la teoría, y lo había usado, pero nunca se produjo evidencia alguna de esto. El Prof. T. S. Wheeler cree que Dalton no estaba al tanto del trabajo de Higgins y que tanto Higgins como Dalton usaron teorías atómicas para explicar cambios químicos.”

Higgins fue el primero en señalar claramente la combinación de los átomos en proporciones múltiples, y usó la idea de enlace de átomos mediante fuerzas para explicar reacciones, alumbrando la idea de un estado de la transición, pero poca o ninguna atención a los pesos de los átomos. La contribución de Dalton fue la idea del hallazgo de los pesos relativos de los átomos y explicar así las leyes cuantitativas de la combinación química, pero él prestó poca atención a las fuerzas atractivas ejercidas entre los átomos. La teoría de Dalton incluye la ley de las proporciones múltiples y, lo que es importante, la ley de las proporciones recíprocas que Higgins, con su descuido de los pesos atómicos, no vio como una consecuencia de la teoría atómica. Las teorías atómicas de Higgins y Dalton difieren en aspectos importantes, y es en vano, y probablemente incorrecto, decir que Higgins se anticipó a Dalton. Fue la teoría de Dalton la que se desarrolló en el siglo XIX, y muchas de sus ideas aparecen en la teoría atómica moderna. Higgins estaba principalmente interesado en refutar la teoría del flogisto, y subsecuentemente esto no fue de interés para los químicos. Por eso es que más tarde su teoría atómica, que formaba parte de su argumento, no fue propiamente apreciada. Él no la desarrolló y parecería haberla comprendido tan sólo después que la teoría de Dalton se publicó.”

Finalmente, en 1960 Partington y Wheeler publican un libro⁶⁷ donde analizan las opiniones vertidas a lo largo de un siglo y medio por más de cincuenta químicos e historiadores. A través de esas opiniones y del análisis de cientos de documentos rescatan a Higgins como el antecedente más

⁶⁷ T. S. Wheeler – J. R. Partington: *The Life and Work of William Higgins, Chemist*, Oxford Pergamon Press, 1960.

importante de la teoría atómica, adjudicándole a Dalton el mérito de haberla expresado formalmente. En ese libro descartan por completo la posibilidad de que Dalton hubiese plagiado, o tuviese conocimiento de los trabajos de Higgins.

V.-CONCLUSIONES

A través del análisis del material comentado, podemos afirmar que Higgins era plenamente consciente que la materia está formada por átomos (partículas últimas) y moléculas y su definición "*el término partícula última significa la última división de la materia elemental y el término molécula la última división de un compuesto químico*", no deja lugar a dudas acerca de la distinción entre ambas.

Cuando Higgins afirma: "*... podemos concluir justamente que el agua está compuesta por moléculas formadas por la unión de una partícula simple de aire deflogistizado (oxígeno) a una partícula última de aire inflamable ligero (hidrógeno) y que ellas son incapaces de unirse a una tercera partícula de cualquiera de sus principios constituyentes*"; está diciendo, nada más ni nada menos que las combinaciones químicas tienen lugar solamente por la unión de los átomos. La unión involucra números definidos de átomos (Ley de Proust).

El análisis de las posibles combinaciones de nitrógeno y oxígeno, traducido al lenguaje contemporáneo, establece que cuando dos clases de átomos se combinan para dar más de una molécula compuesta, los números de átomos de una clase que se combinan con el mismo número de la otra guardan entre sí una relación sencilla (Ley de las proporciones múltiples).

Cuando afirma "*Sea A una partícula de agua, e I y D sus principios constituyentes, I es aire inflamable (hidrógeno) y D aire deflogistizado (oxígeno), combinados con una fuerza de $6\frac{5}{8}$ (relación entre la masa de oxígeno y la de hidrógeno presentes en el agua)*"; está expresando que los átomos se mantienen unidos por fuerzas que son proporcionales a las relaciones en peso según se combinan. Aquí manifiesta una noción de equivalente.

Hay varios factores que atentan contra su pretensión de ser el creador de la teoría atómica.

En primer lugar, el tema central de "*A Comparative View...*" es la refutación de la teoría del flogisto y no la teoría atómica. Una vez resuelta la controversia sobre el flogisto, el libro de Higgins careció de interés científico.

En segundo lugar, no desarrolla específicamente la hipótesis atómica, que es precisamente el mérito de Dalton.

Además, no establece escalas de pesos atómicos, utiliza un lenguaje menos preciso que Dalton, espera casi seis años para reclamar su derecho a ser el creador de la teoría y en el texto de 1814 usa citas de "*Comparative View*" que modifican el texto original.

Un factor subyacente es que Higgins era irlandés. Es notorio que la mayor defensa de Higgins la realicen escritores irlandeses o que trabajen en Irlanda mientras que sus detractores son ingleses.

En nuestra opinión:

Debe considerarse a Higgins un precursor y no el creador de la Teoría Atómica, ya que si bien en sus trabajos subyacen las ideas sobre átomos, moléculas y uniones químicas, no enuncia hipótesis atómicas de manera formal ni en “*A Comparative View...*” ni en ningún otro trabajo publicado en los 25 años posteriores.

Debe considerarse a Higgins precursor de la ley de las proporciones constantes ya que, si bien no la enuncia formalmente, no sólo se anticipa a Proust sino que establece que son los *átomos* los que se combinan en proporciones definidas. Este es un concepto más avanzado que la afirmación de que las sustancias se combinan en relación de *masas* constantes.

Análogamente debe considerarse a Higgins precursor de la ley de las proporciones múltiples.

Si se le da crédito a las expresiones de Thomas Thomson, es también un precursor de las leyes de la combinación en volumen.

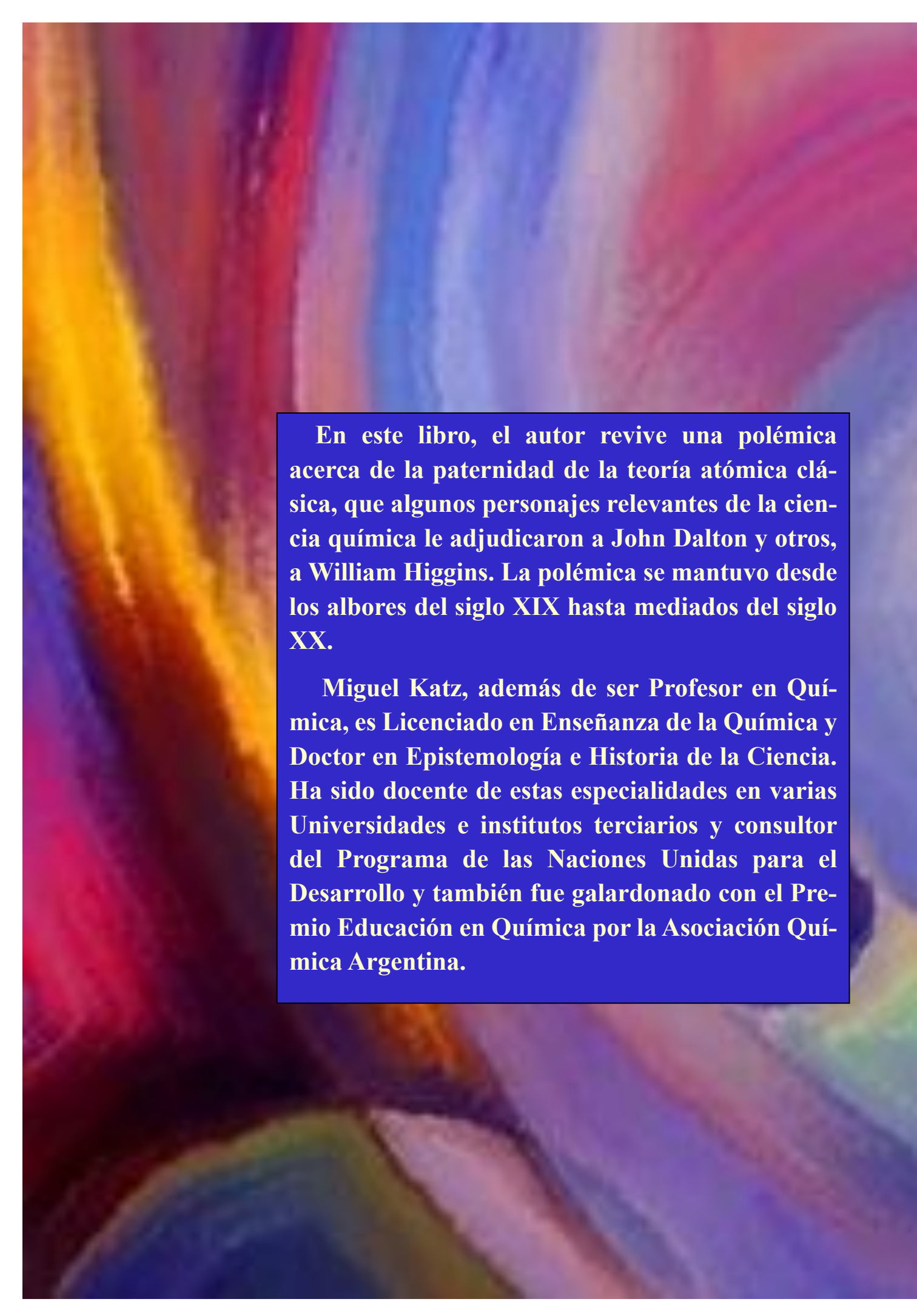
Estos no son méritos pequeños. Muy por el contrario, el crédito de precursor de la teoría atómica puede considerarse equivalente al crédito que se le asigna a Galileo de ser el precursor de la mecánica newtoniana. Con esto queremos señalar que, para la Química, los trabajos de Higgins deberían tener una importancia similar a los de Proust, Richter o aún Lavoisier o Gay - Lussac.

Quizás la lectura del presente trabajo, haga que la contribución de Higgins al desarrollo de la Química se refleje algún día en los libros de texto.

VI.- BIBLIOGRAFÍA GENERAL

- Asimov, I., (1964):** *Asimov's Biographical Encyclopaedia of Science and Technology*, Doubleday.
- Fulhame, E., (1794):** *An Essay on Combustion, with a view to a New Art of Dying and Painting wherein the Phlogistic and Antiphlogistic Hypotheses are Proved Erroneous*. J. Cooper. London.
- Gillespie C. C.:** *Dictionary of Scientific Biography*. Scribners and Sons. New York 1970 - 1980.
- Halperin de Destailats, L., (1965):** *Teoría Atómico - Molecular*. EUDEBA. Buenos Aires.
- Higgins, W., (1799):** *An essay on the theory and practice of bleaching*, B&J. Williamson, London.
- Higgins, W.;** (1789): *A Comparative View of the Phlogistic and Antiphlogistic Theories*", J. Murray. London.
- Higgins, W.;** (1814): *Experiments and Observations on the Atomic Theory and Electrical Phenomena*. Longman- Hurst. London.
- Katz, M., (2009):** *Elizabeth Fulhame y la teoría de la catálisis durante la Revolución Química*. Tesis doctoral. Universidad Nacional de Tres de febrero.
- Leicester, H., (1971):** *The Historical Background of Chemistry*. Dover Publication Inc. New York.
- Meldrum, A. N.** *Two Great Irish Chemists, Bryan Higgins (1737 - 1820) and William Higgins (1763 - 1825)* en *Essays in the History of Chemistry*. Cohen, I. B. Editor. Arno Press. New York, 1981.
- Partington, J. R., (1945):** *Historia de la Química*. Espasa Calpe Argentina S. A. Buenos Aires.
- Partington, J. R.:** *A History of Chemistry*. Mac Millan. 4 vol. 1961 - 1964
- Patterson E.C., (1970):** *John Dalton and the Atomic Theory*, Doubleday and Co, Inc., Garden City, New York.
- Roscoe, H. E., Harden, A., (1896):** *A New View of the Origin of Dalton's Atomic Theory*. Johnson Reprint Corporation. New York, 1981
- The Philosophical Magazine and Journal.** Vol. XLVIII. July –December 1816, R. & A. Taylor, London.
- Thomson T., (1831):** *The History of Chemistry*, Reprint by Arno Press, New York, 1975.
- Wheeler, T. S., (1952):** *“William Higgins, Chemist (1763 - 1825)”* The Talbot Press. Dublin.

Wheeler, T.S., Partington, J.R., (1960): *The Life and Work of William Higgins, Chemist (1763 – 1825)*. Pergamon Press. Oxford.



En este libro, el autor revive una polémica acerca de la paternidad de la teoría atómica clásica, que algunos personajes relevantes de la ciencia química le adjudicaron a John Dalton y otros, a William Higgins. La polémica se mantuvo desde los albores del siglo XIX hasta mediados del siglo XX.

Miguel Katz, además de ser Profesor en Química, es Licenciado en Enseñanza de la Química y Doctor en Epistemología e Historia de la Ciencia. Ha sido docente de estas especialidades en varias Universidades e institutos terciarios y consultor del Programa de las Naciones Unidas para el Desarrollo y también fue galardonado con el Premio Educación en Química por la Asociación Química Argentina.

ISBN 978-987-47159-8-2



9 789874 715982