

La química de Dalton

GUILLERMINA MARTÍN REYES
IES MENCEY BENCOMO

1.- LA CIENCIA EN EL INDUSTRIALIZADO SIGLO XIX

Los profundos cambios experimentados por la sociedad y la economía de los países europeos durante el siglo XIX, han sido analizados por los historiadores en infinidad de ocasiones. Desde finales del siglo XVIII se empezó a gestar en Inglaterra lo que hoy denominamos “primera revolución industrial”, fuertemente impulsada por la gran cantidad de materias primas que recibía de sus colonias de Oriente.

La escasez de carbón mineral, la complejidad de su sistema aduanero, la falta de máquinas y de mano de obra cualificada, fueron entre otras, las razones por las que al resto de Europa la revolución industrial llegó con cierto retraso. En el continente europeo se inició en Bélgica, después de su independencia en 1830. El proceso de industrialización de este país se vio favorecido por las excelentes comunicaciones que ofrecía con el resto del mundo y por sus recursos mineros. Pero a mediados del s. XIX se produjo un importante cambio, ya que mejoró el sistema de producción de acero, se aplicó la electricidad a la industria, el nuevo método Solvay de obtención de sosa desbancó al de Leblanc, mucho menos productivo, la síntesis de colorantes artificiales revolucionó la industria textil y apareció en escena una nueva fuente de energía: el petróleo. Francia recogió el testigo hacia mitad de siglo, durante el reinado de Napoleón III y finalmente Alemania acabó convirtiéndose en la otra gran potencia industrial, después de la guerra franco-prusiana y de su reunificación en 1870.

En este siglo la relación entre ciencia y técnica resultó ser muy estrecha; unas veces era la ciencia la que provocaba el nacimiento de una industria, y otras fueron los problemas industriales los que condujeron a descubrimientos científicos. La burguesía, la nueva clase social dominante tanto en lo económico como en lo político, fue la encargada de financiar y orientar el sentido de muchas de las investigaciones.

La relación entre ciencia y Estado no fue la misma en todos los países. En Inglaterra resultó prácticamente nula la intervención del Estado en el desarrollo de la misma y en las investigaciones. Desde mediados del s. XVIII proliferaron las Academias privadas que impartían una enseñanza libre, independiente del gobierno y de la iglesia, que adquirieron niveles de educación superiores, en muchas ocasiones, a los impartidos en las viejas y tradicionales universidades de Oxford y Cambridge. En Alemania, en cambio, la relación entre ciencia y Estado acabó siendo muy estrecha y la modernización de todas sus universidades contribuyó también al progreso científico. En Francia se podría considerar que la situación fue intermedia entre las dos anteriores, aunque el sistema acabó centralizado en París, y era en las diferentes escuelas técnicas donde se impartía la mejor enseñanza y donde se fomentaba la investigación, pues éstas disponían de más recursos económicos y de laboratorios mejor equipados que las facultades universitarias.

El diecinueve fue el siglo de las especializaciones y la ciencia dejó de ser definitivamente un saber único. Los científicos se convirtieron en profesionales socialmente reconocidos que ocuparon puestos de trabajo remunerados, unas veces pagados por el Estado y otras por intereses particulares. Esto llevó aparejada la

regulación oficial de su formación académica. En el caso de la química, los que la practicaban a principios del XIX eran por lo general farmacéuticos y médicos, pero la situación cambió radicalmente en muy poco tiempo. Las cátedras de química se multiplicaron en las diferentes universidades y escuelas técnicas, y empezaron a surgir químicos profesionales. El laboratorio de Liebig en Alemania se convirtió en un centro puntero; allí se formaban, durante cuatro años, jóvenes aspirantes a químicos procedentes de todo el mundo. Surgieron así varias generaciones de especialistas en seguir métodos experimentales de trabajo y en el manejo de instrumentos cada vez más sofisticados. El modelo alemán de laboratorio-escuela se difundió ampliamente por toda Europa en la segunda mitad del siglo.

Al margen de las universidades y de las ya mencionadas escuelas técnicas, sociedades privadas como la de *Arcueil*, creada por el químico Berthollet y el matemático Laplace en Francia, o la *Royal Institution* de Londres (con una pequeña financiación del Estado), dirigida inicialmente por el científico norteamericano Benjamin Thompson (conde de Rumford), contribuyeron también a la formación de los jóvenes científicos del siglo XIX. En la primera se formaron Gay-Lussac y Dulong, entre otros, y en la segunda, algunos como Davy o Faraday.

Otro aspecto a tener en cuenta que resulta de suma importancia, es el de la difusión de la ciencia. Ya a finales del s. XVIII se crearon varias revistas científicas de gran interés¹, que durante el diecinueve se consolidaron y llegaron a circular sin problemas por toda Europa. La necesidad de difundir y compartir con otros los descubrimientos y teorías más novedosas, era algo impensable unos pocos años atrás, cuando la ciencia era sólo para unos pocos iniciados. Los científicos de esta época se preocuparon también por su divulgación a la sociedad. Las exhibiciones un tanto espectaculares, que congregaban a una buena cantidad de público, son típicas de este siglo y del último cuarto del anterior. El gran interés que despertaba la ciencia y su estrecha relación con el progreso industrial, fomentaron la aparición en todas las ciudades importantes de numerosas sociedades tanto literario-filosóficas como científicas. De las primeras formaban parte no sólo industriales y profesionales de todo tipo, sino también aficionados que buscaban ampliar sus conocimientos en artes y ciencia aplicada. Las segundas agrupaban exclusivamente a los científicos de cada rama del saber, como la *Chemical Society* de Londres, primera sociedad de químicos que se fundó en 1841.

2.- LOS ORÍGENES DEL ATOMISMO

Las primeras menciones de las que tenemos referencia, que hablan de los *átomos* como últimas partículas constituyentes de la materia, las encontramos en la Grecia clásica. En ellas se dice que éstos son indivisibles, impenetrables e inalterables, y que se diferencian entre ellos por su forma, tamaño y masa. La forma, muy relacionada con la masa, era la característica que consideraban más importante de los átomos. Además, estaban dotados de velocidad y podían moverse de manera aleatoria en el *vacío*. Demócrito de Abdera (c. 460-370 a.C.) sostenía también que los átomos podían formar agregados enganchándose entre sí. Aristóteles (384-323 a.C.) no creía en la existencia de los átomos. Para él la materia se podía reducir a los cuatro elementos tradicionales

¹ Las revistas de química más importantes que circularon a finales del siglo XVIII fueron: *Annales de Chimie* (1789), *Annali di Chimica* (1790), *Anales de Química* (1791), *Allgemeines Journal der Chemie* (1798), *Chemical Journal* (1798).

(Agua, Aire, Tierra y Fuego) que se diferenciaban entre sí por sus cualidades (caliente, húmedo, frío y seco) y no veía posible la existencia del vacío. Posteriormente, Epicuro (341-272 a.C.) hizo resurgir de nuevo a estas partículas mínimas de materia indivisibles, que en su movimiento de caída en el vacío podían girar y desviarse permitiendo su agrupación.

Aunque las ideas aristotélicas prevalecieron durante siglos, en la cultura árabe encontramos algunas corrientes como la averroísta, que consideraba la existencia de unos *mínimos naturales*, que eran la parte más pequeña a la que se podía reducir la materia.

En 1473 apareció la primera edición impresa del poema *De Rerum Natura* de Lucrecio (95-55 a.C.), en el que quedaba perfectamente expuesto el atomismo de Demócrito. Esto hizo posible que las viejas ideas resurgieran de nuevo en el continente europeo. Sin embargo, a pesar de que el aristotelismo empezó a ser fuertemente cuestionado durante el Renacimiento, no fue hasta el s. XVII que la teoría atómica se tuvo en cierta consideración. Las ideas mecanicistas sobre la materia que cobraron fuerza en este siglo incorporaron sin dificultad el concepto de átomo.

El médico alemán Daniel Sennert (1572-1637) puede considerarse como uno de los primeros atomistas del s. XVII. Su teoría es algo diferente de la de Epicuro, ya que considera que los átomos no están dotados de propiedades mecánicas y los deja por tanto, desprovistos de movimiento. En realidad, Sennert no se opone a la teoría aristotélica, sino que defiende la teoría de los cuatro elementos, considerando que estos están constituidos por átomos distintos, es decir, que hay cuatro clases diferentes de átomos. Cuando los elementos básicos se combinan originando una sustancia, los átomos de estos se reordenan, manteniendo su individualidad y aportando sus cualidades a la nueva sustancia.

Otro importante adepto a la teoría atomista fue el italiano Pierre Gassendi (1592-1655). En este caso su concepción atómica está más próxima a la de Epicuro, ya que considera que las propiedades de los cuerpos son debidas a la estructura corpuscular. Supone también que los átomos están dotados de movimiento y que éste es intrínseco a ellos. Además, cree en la existencia del vacío, que según él quedaba demostrado con el experimento de Torricelli. Se cuida Gassendi de eliminar aquellos aspectos no aceptados por la religión cristiana. En este caso sostiene que Dios ha creado el universo y lo ha dotado de leyes, por lo tanto, ha creado los átomos y también les ha conferido movimiento. Los átomos de Gassendi son partículas sólidas e impenetrables, con formas y tamaños variables. Fenómenos como el calor y el frío puede explicarlos por la forma de éstos, de tal manera que el calor es originado por la existencia de átomos redondos y pequeños y el frío causado por átomos puntiagudos, que originan ese efecto punzante que nos produce en la piel. Y mantiene, al igual que lo hacía Demócrito, que los átomos se unen entre sí para formar los cuerpos sólidos mediante unos ganchos que permiten su perfecto ensamblaje. Gassendi supone que se pueden dar pequeñas asociaciones de átomos y a estos grupos los denomina *moleculae*, y los utiliza para explicar las reacciones químicas. Cuando un cuerpo complejo se descompone lo hace en sus *moleculae*, y no en sus átomos constitutivos, tal como demuestran los análisis químicos.

El atomismo de Gassendi coexistió con la visión cartesiana de la materia, que no admitía la existencia del vacío, ni que la forma de unos corpúsculos fuera el origen de las propiedades de la misma, sino su extensión. Descartes defendía la infinita divisibilidad de la materia y por tanto, no pueden admitirse partículas indivisibles como los átomos.

El progresivo debilitamiento del aristotelismo, algunos experimentos que demostraron la posibilidad de crear vacío y la aparición del microscopio, que puso en

evidencia que la materia podría ser discontinua, hicieron que el atomismo cobrara especial fuerza hacia mitad del siglo XVII, e intentase ser utilizado para explicar el comportamiento de la materia. Robert Boyle (1627-1691) lo utilizó para justificar por primera vez ciertas regularidades observadas en determinadas reacciones químicas. El atomismo defendido por Boyle es muy próximo al de Gassendi, ya que considera que las propiedades de las sustancias vienen determinadas por la forma, el tamaño y el movimiento de estas partículas últimas. Además, el comportamiento de los gases (la relación inversamente proporcional entre la presión y el volumen, descubierta por él) puede ser perfectamente explicado si se considera que la materia está formada por estos corpúsculos que se mueven en el vacío. Al igual que Gassendi, sostenía que los átomos podían agruparse originando unos agregados más complejos, que él denominaba *primary concretion* (equivalentes a los *moleculae*) y que daban lugar a los *elementos básicos* que forman los cuerpos como las sales, el agua, etc. La discrepancia entre el atomismo de Gassendi y el de Boyle radica en la causa que origina el movimiento de los átomos, para el primero es algo interno que va asociado a su naturaleza, mientras que para el segundo, haciendo suyas algunas ideas cartesianas, el movimiento es extrínseco a la materia, pero creado y mantenido por Dios.

Isaac Newton (1642-1727) se interesó también por el atomismo, tal como demuestra su cuaderno de estudiante en el Trinity College de Cambridge. Posteriormente, en su breve tratado de química *De Natura Acidorum* (1710), clasifica los corpúsculos en base a su grado de complejidad, y además considera que estas partículas constitutivas de la materia se atraen entre sí de forma recíproca. La introducción de las fuerzas de atracción permitió abandonar las viejas ideas que se tenían sobre los sistemas de unión entre átomos, de enganches tipo corchetes, o de poros y puntas.

Este nuevo atomismo influido por las ideas de Newton, fue asimilado por algunos de los más importantes químicos y científicos del s. XVIII como Stahl, Boerhaave, Boscovich..., que lo utilizaron en su intento de explicación de los fenómenos naturales. Sin embargo, la química de principios de este siglo estaba más centrada en intentar encontrar la causa de las afinidades químicas que en el atomismo. Más tarde, la defensa de la teoría del flogisto, que empezó a ser cuestionada por Lavoisier y sus seguidores tras sus estudios sobre la combustión y la calcinación, mantuvo bastante ocupados a buena parte de los químicos de la época. El descubrimiento de nuevos gases y el convencimiento de que el aire era más complejo de lo que se había pensado hasta entonces, fue otro de los asuntos de interés en el s. XVIII. Para Lavoisier la cuestión de la existencia de los átomos era algo irrelevante; de hecho, se mantuvo siempre alejado de estas hipótesis físicas y puramente teóricas sobre la constitución de la materia. Y cuando se refería a los *elementos* como los últimos componentes en los que una sustancia se podía separar, dejaba claro que su concepto era de carácter operativo y limitado por las técnicas disponibles hasta entonces. A él la especulación sobre posibles partículas constitutivas de estos elementos le parecía una absoluta pérdida de tiempo, por no ser útil a la química experimental.

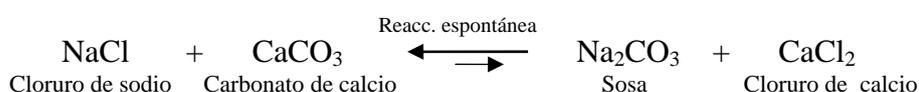
3.- LA GRAN CONTROVERSIA DE LA QUÍMICA DE PRINCIPIOS DEL S. XIX

Fue famosa la disputa que mantuvieron Claude-Louis Berthollet (1748-1822) y Joseph Louis Proust (1754-1826), dos grandes químicos franceses del momento, sobre los factores que controlan las reacciones entre varias sustancias y sobre la naturaleza de las uniones químicas. Berthollet era un defensor de la teoría newtoniana, y creía que las

sustancias reaccionaban entre sí debido a la existencia de fuerzas de atracción entre ellas.

Berthollet fue uno de esos personajes mimados por el régimen político de su época, ocupó varios puestos importantes, fue académico, profesor, senador y trabajó para la industria. Durante la Revolución Francesa se ocupó de intentar mejorar la extracción del salitre (nitrato de potasio), que era principalmente utilizado en la fabricación de la pólvora. Habitualmente, éste se obtenía de las rocas nitrosas mediante lavado con agua dulce. En el transcurso de sus investigaciones se dio cuenta de que si se lavaban estas rocas varias veces con agua limpia en cada lavado, el resultado mejoraba considerablemente. Hoy sabemos que el grado de saturación del agua es un factor que condiciona la disolución de una sustancia.

En un viaje junto a Napoleón por tierras egipcias, tuvo ocasión de observar que en las orillas de un lago salado se depositaba la sosa (carbonato de sodio, Na_2CO_3), lo cual era algo extraño porque la reacción que tiene lugar de una manera espontánea suele ser la inversa de ésta:



Analizando las condiciones existentes en el lago, se dio cuenta que el cloruro de calcio y la sosa se estaban eliminando continuamente del medio, el primero porque era drenado por el suelo y la segunda porque se depositaba en las orillas. Esto le llevó a pensar que «*el sentido de una reacción no es un absoluto determinado por las tendencias electivas de los cuerpos presentes*», tal como se creía hasta el momento. Además, confirmó algo que los químicos de la época ya habían constatado empíricamente, que no existen “reacciones completas”, es decir, nunca se puede lograr un rendimiento del 100% en la obtención de un producto.

Sus investigaciones posteriores las orientó en el sentido de averiguar qué factores influían en los procesos químicos. Llegó a la conclusión de que la temperatura, la presión (cuando intervienen sustancias gaseosas) y la concentración, además de la *afinidad química* eran los responsables del rendimiento obtenido en cada proceso. La afinidad (atracción entre las especies) era lo único que según Berthollet, el químico no podía controlar. Descubrió además, que en un momento dado la reacción llega inevitablemente a un *equilibrio* entre las especies participantes, y por eso nunca puede ser completa. Sin embargo, controlando estos factores ambientales podemos influir en el rendimiento.

Desde nuestra perspectiva actual sabemos que por lo menos hasta aquí, Berthollet estaba en lo cierto (excepto en lo relativo las afinidades)². Pero su gran error fue pensar que esto se podía hacer extensivo a los procesos de formación de una determinada sustancia a partir de sus elementos constitutivos, y por tanto, cada compuesto poseería más de una fórmula química, puesto que los factores externos cambiantes podían alterar el curso de su formación, y en cada caso, la combinación se produciría en proporciones distintas. Veámoslo con un ejemplo:

Si tenemos dos elementos A y B que originan un compuesto, el resultado de su unión podría ser AB, AB₂, A₂B, A₂B₃,...dependiendo de la temperatura, concentración de los reactivos, etc., que hayan intervenido en cada momento, y todas estas sustancias serían para Berthollet el mismo compuesto.

² Hoy en día el concepto de afinidad química tiene otro significado diferente al que se le daba en esa época.

Este fue el origen de su enfrentamiento con Proust, que duró bastantes años y mantuvo divididos a los químicos que se alinearon en uno y otro bando. Desde entonces y hasta hoy, controlar la calidad de las sustancias empleadas y obtenidas en los diferentes procesos industriales resulta de vital importancia, por ello esta cuestión suscitó mucho debate.

Proust estableció empíricamente en 1799 que *«los compuestos químicos tienen una identidad, están formados por componentes en proporciones definidas»* (ley de las proporciones definidas).

Él estudió muchas sustancias y llegó a la conclusión de que efectivamente había elementos que podían combinarse entre sí en diferentes proporciones, pero cuando esto ocurría, generaban compuestos totalmente distintos en propiedades físicas y químicas.

Una de las sustancias con las que experimentó fue el óxido de mercurio, observando que independientemente de su procedencia, la composición era la misma. Daba igual que se extrajera de una mina o se sintetizara en el laboratorio. Proust estableció que existían dos óxidos de mercurio *diferentes* en composición y propiedades. Utilizando la nomenclatura actual son HgO (rojo) y Hg₂O (negro pardusco), y cuando se intentan obtener siempre aparecen mezclados. Pero es posible separarlos si se emplean métodos adecuados.

Berthollet también trabajó con estos óxidos, pero él defendía que se trataba del mismo compuesto y que en cada caso se comportaba de manera distinta, debido a los factores que habían intervenido en la reacción de formación de los mismos.

Ninguno de los dos contendientes de esta batalla dio nunca su brazo a torcer, y sólo el tiempo consiguió demostrar que Proust estaba en lo cierto. En 1832 Gay-Lussac (1778-1850), que fue alumno de Berthollet en la Escuela Politécnica, concluirá: *«Berthollet tenía razón a propósito de las reacciones, éstas en general producen un equilibrio entre los constituyentes, que depende de las condiciones de reacción; pero se equivocaba en lo que concierne a los compuestos producidos»*.

El químico puede manipular la reacción, pero no puede influir en los enlaces internos que originan los compuestos químicos.

Otra cuestión que no podemos pasar por alto si queremos valorar la importancia que, en su momento, tuvo para la química la teoría atómica de Dalton, es la **“estequiometría”**.

Este concepto se lo debemos al químico alemán Jeremías Benjamin Richter (1762-1807), empeñado en hacer de las matemáticas un mecanismo para interpretar la química. Pasó gran parte de su vida buscando regularidades entre las proporciones de combinación de las sustancias, pues sostenía que: *«Dios ha ordenado todo según número, peso y medida»*.

Al estudiar las reacciones de neutralización entre ácidos y bases, Richter encontró, que si se toma como unidad *1000 partes de ácido sulfúrico* y se coloca en la columna de una tabla las “partes equivalentes” de diferentes bases necesarias para su neutralización, y en otra columna contigua, las cantidades de otros ácidos que son necesarias para neutralizar estas bases, entonces se podría saber en todo momento qué cantidad de base concreta, neutraliza a un ácido determinado (Tabla 1).

Para 1000 partes de ácido sulfúrico

BASES		ÁCIDOS	
Albúmina	525	Fluórico	427
Magnesia	615	Carbónico	577
Amoníaco	672	Muriático	712

Tabla 1

De manera que 672 partes equivalentes de amoníaco neutralizarán a 427 de ácido fluórico, 577 de carbónico y 712 de muriático.

Esto fue un gran avance para la química analítica, porque proporcionaba un método para controlar la composición de las sales obtenidas en estos procesos de neutralización.

El resultado de su trabajo con numerosas sustancias le llevó a formular entre 1792 y 1794 la *ley de las proporciones recíprocas* (muy anterior a la de Proust), que dice:

“Los pesos de elementos diferentes que se combinan con un mismo peso de un elemento dado son los pesos relativos de aquellos elementos cuando se combinan entre sí o bien múltiplos o submúltiplos de estos pesos”.

Veámosla aplicada al ejemplo de la combinación del oxígeno con otros elementos:

		COMPUESTO OBTENIDO
1g de <u>oxígeno</u>	0,1260 g de hidrógeno	agua (H ₂ O)
	4,4321 g de cloro	anhídrido de cloroso (Cl ₂ O)
	0,3753 g de carbono	anhídrido carbónico (CO ₂)
	1,021 g de azufre	anhídrido sulfuroso (SO ₂)
	2,5050 g de calcio	óxido de calcio (CaO)



Si estos elementos a su vez se combinan entre sí, lo harán en estas cantidades o múltiplos de ellas.

Durante muchos años el descubrimiento de Berthollet del *equilibrio* no pareció interesar a los químicos, que no supieron valorar su verdadero alcance, a pesar de estar muy interesados en hacer que las reacciones químicas resultaran ventajosas para la obtención de determinadas sustancias. Sólo investigaron a fondo cuando se trataba de mejorar un proceso concreto de importancia industrial. A principios del s. XIX el interés se centraba en caracterizar cada sustancia simple por un peso, es decir, la cantidad exacta de ella que entra en combinación con otra (peso equivalente). Se sabía que los procesos químicos estaban regidos por las *leyes ponderales* anteriormente mencionadas, pero se desconocía la razón por la que esto sucede, al no existir una teoría química capaz de dar explicación a estos hechos.

4.- BIOGRAFÍA DE JOHN DALTON



John Dalton (1766-1844) nació en Eaglesfield, en la región de Cumbria. A pesar de ser hijo de un humilde tejedor contó con una sólida formación, como la mayoría de los miembros de la *Society of Friends* (grupo religioso protestante denominado cuáquero o Sociedad de los Amigos).

El abuelo de Dalton fue el primer miembro de la familia que se convirtió a esta creencia religiosa. Este grupo lo había fundado un zapatero inglés de nombre George Fox en 1650. Entre 1654 y 1656 los cuáqueros se introdujeron también en los Estados Unidos. Su doctrina está basada en el espíritu liberal y pacifista, la igualdad entre las diferentes clases sociales, el trabajo como forma de progreso y en la importancia que debe darse a la educación de los niños.

La gran eficacia del sistema de escolarización y enseñanza de los cuáqueros garantizó que recibiera una buena educación. Hemos de tener en cuenta que en esa época sólo uno de cada 215 ingleses sabía leer. A los doce años, él mismo empezó a enseñar a los niños de su pueblo y en su adolescencia poseía ya los conocimientos suficientes de geometría para poder estudiar los *Principia* de Newton. Las necesidades económicas de la familia hicieron que a los 15 años se trasladara a Kendal, en la región de los Lagos, donde su hermano mayor ya trabajaba como profesor en la escuela de uno de sus primos, en la que se impartía griego, latín, francés y matemáticas. Dalton ejercerá allí también de profesor. Esta escuela se había construido y equipado con dinero cuáquero y poseía una biblioteca nada despreciable, en la que se podían encontrar textos tan importantes como los *Principia* de Newton, las *Tablas Astronómicas* de Halley, la *Historia Natural* de Buffon, seis volúmenes de diferentes trabajos de Boyle, etc. También había varios instrumentos como un telescopio, un microscopio o una bomba de vacío. Los hermanos se hicieron cargo de la dirección del centro cuando su primo lo abandonó. Documentos encontrados de esa época demuestran que en algunas ocasiones llegaron a tener hasta sesenta alumnos matriculados. Allí siguió profundizando en sus conocimientos de matemáticas y comenzó el estudio de la filosofía natural newtoniana y el de los trabajos de Boyle y Boerhaave, animado por el estudioso cuáquero invidente John Gough, que también poseía una importante biblioteca, a la que Dalton pudo sin duda acceder.

Durante su estancia en Kendal, Dalton publicó varios artículos en revistas divulgativas tituladas:

- *El diario de las damas, o almanaque femenino...*, conteniendo nuevos progresos en artes y ciencias, y varios detalles entretenidos diseñados para el uso y la diversión del bello sexo.
- *El diario de los caballeros, o repositorio matemático...*, conteniendo varios detalles útiles y entretenidos peculiarmente adaptados para los caballeros ingeniosos ocupados en el ameno estudio y práctica de las matemáticas.
- *El receptáculo científico; conteniendo problemas, soluciones, preguntas, enigmas, acertijos, charadas, anagramas, etc.*

Además, en estas revistas contesta a muchas cuestiones planteadas por los lectores no sólo de índole científica, sino también sobre otros muchos temas como la

utilización del anillo en el matrimonio, el divorcio, la amistad, el amor, las segundas nupcias o la inmortalidad.

Se interesó también por la meteorología, dadas las muy cambiantes condiciones climáticas de la zona. Las anotaciones que fue recopilando durante cinco años se publicaron en el libro *Meteorological Observations and Essays* (Observaciones y Ensayos Meteorológicos) en 1793. Ese mismo año, por recomendación de Gough, Dalton se trasladó a Manchester para trabajar como profesor de matemáticas y filosofía natural en el New College, una academia independiente que se haría muy famosa y que inicialmente se denominó Academia Warrington y en la que los alumnos se seleccionaban exclusivamente por sus méritos académicos, al margen de cualquier creencia religiosa, muy al contrario de lo que ocurría en las universidades tradicionales, donde sólo eran admitidos los alumnos anglicanos. En ella había enseñado Priestley entre 1761 y 1767. Aunque el New College se trasladó de Manchester a York en 1803, Dalton, que se encontraba muy a gusto en Manchester, permaneció allí hasta el final de su vida trabajando como profesor particular y como asesor industrial.

Puede parecer extraño que Dalton tomase esta decisión, pero en aquel entonces existía una clase media industrial en Manchester que demandaba profesores particulares para sus hijos, y éstos estaban muy bien pagados. El alumno más famoso de Dalton fue el físico James Prescott Joule, hijo de un fabricante de cerveza. Pero ésta no fue la única razón que le hizo quedarse, pues la *Literary and Philosophical Society* de Manchester, de la que Dalton fue secretario desde 1800 hasta 1817, y presidente desde 1817, le permitía dar a conocer su trabajo científico. Allí pronunció su primera conferencia en 1794, acerca de la incapacidad para distinguir los colores, que él mismo se diagnosticó (más tarde conocida como daltonismo) y allí continuó pronunciando conferencias hasta su muerte.

Durante sus 50 años de residencia en Manchester, siempre se alojó muy cerca de la biblioteca Pórtico, de la que era asiduo visitante, y de la sede de la *Society*. Nunca llegó a casarse, según él, porque «no tenía tiempo para ello». De una viuda por la que se sintió especialmente atraído escribió:

«Durante mi cautiverio –que duró una semana– perdí el apetito y tuve otros síntomas de esclavitud, como el discurso incoherente, etc. Pero, felizmente, hoy he recuperado mi libertad».

Sus investigaciones las llevó a cabo en un laboratorio que instaló en una habitación del edificio de la *Society*. Además, la mayoría de los aparatos que utilizaba se los construía el mismo y resultó ser un hábil experimentador. Cuando se celebró el primer centenario del enunciado de la teoría atómica, se publicó una colección de fotografías de las piezas más importantes de este laboratorio y en el año 1936 fueron expuestos en la sede de la *Society*. Desgraciadamente, éstos y sus manuscritos se perdieron durante el ataque aéreo que sufrió la ciudad el 23 de diciembre de 1940.

Con el tiempo, a Dalton le iba resultando cada vez más difícil mantenerse al tanto de todo lo que se iba publicando sobre química, tanto en el continente europeo como en su país. En 1839 tuvo que afrontar el rechazo de un artículo suyo sobre fosfatos y arseniatos por parte de la *Royal Society*, que argumentó en su contra que Thomas Graham había publicado con anterioridad un estudio mejor de estas sales.

A pesar de ello, dado que era un hombre tenaz e inteligente, siguió siendo muy respetado por la comunidad científica. Además, estaba muy bien respaldado por otros miembros de la red cuáquera que pertenecían al mundo de las finanzas. A pesar de su demostrado antianglicanismo, que le granjeó importantes enemigos, recibió en 1832 junto a Michael Faraday y el botánico Robert Brown, un título honorífico de la Universidad de Oxford. Un año después el gobierno le asignó una pensión vitalicia por

méritos civiles y en 1834 la Universidad de Edimburgo le otorgó otro título honorífico. En 1837 sufrió una parálisis de la que se recuperó parcialmente. Era un hombre de costumbres fijas, abstemio, pero fumador empedernido y acudía todos los jueves a jugar una partida de bolos a la posada “The Dog and the Partridge”. La ciudad de Manchester le dispensó el último reconocimiento celebrando de manera oficial su funeral; sus restos descansan en el cementerio de Ardwich en dicha ciudad.

5.- DALTON Y SU NUEVO SISTEMA DE FILOSOFÍA QUÍMICA

Dalton, como muchos de los químicos ingleses antecesores suyos se interesó por el estudio de los gases. Recordemos, que en Inglaterra se creó una verdadera escuela de especialistas en equipos de recogida de gases y en su posterior separación para ser estudiados. Nombres como Joseph Black (1728-1799), que identificó el *aire fijo* (dióxido de carbono, CO₂), Joseph Priestley (1733-1804) que descubrió la existencia del *aire desflogisticado* (oxígeno) y Henry Cavendish (1731-1810) que aisló y estudió el *aire inflamable* (hidrógeno), ocupan ya un lugar importante en la historia de la química. Gracias a ellos, Lavoisier pudo desarrollar su “teoría del oxígeno”, que permitió explicar tanto la acidez como los procesos de combustión, desbancando definitivamente a la vieja teoría del *flogisto*.

Parece ser que Dalton empezó su relación con la química cuando tuvo la necesidad de impartir clases de esta materia a sus alumnos en la escuela de Kendal, y en esa época tuvo oportunidad también de conocer y estudiar con profundidad los trabajos de Priestley. Posteriormente, ya en Manchester, daba clases particulares de química utilizando dos textos franceses, los *Elementos de Química* de Lavoisier y la *Química* de Chaptal. La inicial incursión de Dalton en la meteorología le llevó a continuar con el estudio de los *fluidos aeriformes*. Por entonces ya se sabía que el aire era una mezcla de diferentes gases, pero los químicos no se ponían de acuerdo en si se trataba de una verdadera mezcla (en la que cada uno mantenía su propia identidad) o si se producía algún tipo de unión química entre ellos. Dalton llegó a la conclusión en 1793, de que el vapor de agua no estaba combinado químicamente con el aire, sino que se encontraba difundido entre las demás “partículas aéreas”, ya que era libre de poder condensarse como lluvia o rocío.

En su momento, Newton había interpretado la ley de Boyle³, considerando que el aumento de volumen (expansión) en un gas al disminuir la presión, era debido a que las *partículas homogéneas* que lo constituían se repelían entre sí, mediante fuerzas inversamente proporcionales a la distancia. Dalton, que era un seguidor de la teoría newtoniana, intentó aplicarla al caso del aire. Hizo extensivo a todos los componentes del aire lo que él había demostrado, que las partículas de un gas como el vapor de agua *no repelen* a las de otro gas porque *son diferentes*, y por eso es posible su difusión dentro de la atmósfera. Lo mismo ocurrirá con los demás gases que la componen. Esto permite considerar que el aire es una mezcla homogénea. Además, incorporando las ideas de Lavoisier, supuso que cada partícula de gas estaba rodeada de una atmósfera de calórico.

Estas ideas las fue desarrollando durante algunos años y finalmente, en 1801 leyó varios ensayos ante la *Society* de Manchester, dedicados a esta cuestión y el 12 de noviembre de 1802 defendió su primera memoria de índole química titulada: “Sobre la

³ Boyle demostró que a una determinada temperatura, el producto de la presión y el volumen de una gas permanece constante (P.V= cte).

proporción de varios gases o fluidos elásticos que constituyen la atmósfera; con una pregunta sobre la absorción mecánica y química de los gases por los líquidos”.

Ese mismo año editó un texto constituido por cinco ensayos que tratan sobre meteorología, la propagación del calor en los fluidos y también sobre las propiedades de las mezclas de los gases. Aquí se incluye la conocida *ley de las presiones parciales*⁴, que le hizo famoso no sólo en Inglaterra sino también en el resto de Europa.

En enero de 1803 leyó otra memoria titulada: “Sobre la tendencia de los fluidos elásticos a la difusión a través de otros”. Su teoría fue muy discutida, pero realmente no se cuestionaban sus resultados experimentales, sino la forma en que Dalton intentaba justificarlos. A los químicos no les resultaba nada fácil admitir que en unos casos existían fuerzas de repulsión entre las partículas gaseosas y en otros no. Como por aquel entonces, ya se había consolidado su fama de hombre inteligente y de experimentador serio, pudo continuar desarrollando sus ideas sobre las “partículas últimas” sin excesivos problemas, a pesar de estas oposiciones. El siguiente paso fue intentar caracterizar a los *átomos*, como finalmente acabaría llamando a estas partículas últimas, mediante su peso y su tamaño, lo que influiría sin duda en el tamaño de la atmósfera de calor que supuestamente las rodeaba. Para abordar esta tarea fijó como unidad el peso de un átomo de hidrógeno (la sustancia más ligera que se conocía) y se basó en las leyes ponderales que ya hemos mencionado en un apartado anterior. Se encontró con el problema importante, de desconocer el número de átomos que se asociaban para originar una “molécula”. Intentó solventar el problema aplicando una “regla de simplicidad”:

- Si dos elementos A y B forman un único compuesto, entonces se unirán un átomo de cada elemento, originando AB.
- Si forman dos compuestos, el más común estaría formado por un átomo de cada elemento y el otro por dos átomos de uno de los elementos unido a un átomo del otro (AB y AB₂ o A₂B).
- Evidentemente, en determinados casos podrían darse otras combinaciones más complejas como A₂B₃.

Aplicando esta regla al caso del agua, supuso que su fórmula sería HO, y teniendo en cuenta que empíricamente ya se había calculado que 87,4 partes en peso de oxígeno se combinaban con 12,6 partes de hidrógeno, obtuvo para el átomo de oxígeno un peso relativo de 7. Hoy sabemos que el peso del oxígeno es 16.

De esta manera elaboró la primera tabla de pesos atómicos relativos y a partir de ellos calculó también volúmenes y radios atómicos.

Una vez que estuvo seguro de sus ideas, las fue haciendo públicas en varias memorias que defendió ante la *Society* de Manchester. El 21 de octubre de 1803 leyó la que lleva por título: “Sobre la absorción de gases por el agua y otros líquidos”, que fue publicada en 1805. En ella explicaba por qué los gases más simples y ligeros como el hidrógeno y el oxígeno, resultan ser menos solubles en agua que los más complejos y pesados, como el dióxido de carbono. Dalton creía que la solubilidad no era un proceso químico sino mecánico y que dependía sólo del tamaño de los átomos. Unos meses después, el químico William Henry (1774-1836) descubrió que la solubilidad de un gas a una temperatura dada, dependía de la presión, lo que vino a confirmar que efectivamente se trataba de un efecto puramente mecánico. Es en esta memoria donde Dalton hace alusión por primera vez a su investigación sobre los pesos relativos de los átomos, pero consideró que aún era pronto para ofrecer resultados, porque necesitaba

⁴ Esta ley dice que “la presión de cada gas en una mezcla resulta independiente de los otros gases, siendo la presión total de la mezcla la suma de las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases”.

confirmarlos mediante experimentos. Simultáneamente a los estudios de solubilidad estaba realizando investigaciones sobre la composición de los óxidos del nitrógeno, y hay constancia de que también le atrajo el tema de los hidrocarburos, a los que dedicó cierto tiempo.

A lo largo de todos aquellos años y como fruto de los trabajos de otros colegas químicos y de sus propias investigaciones, fue surgiendo su teoría sobre la composición y el comportamiento de la materia. En 1807 impartió varias conferencias en las universidades de Glasgow y Edimburgo, al parecer con bastante éxito, pues a raíz de ello se decidió a publicar en 1808 su libro titulado *A New System of Chemical Philosophy* (Un Nuevo Sistema de Filosofía Química), que estaba dirigido a los profesores y estudiantes de las mencionadas universidades que habían asistido a su curso y a los miembros de la *Literary and Philosophical Society* de Manchester, que tanto apoyaron sus investigaciones.

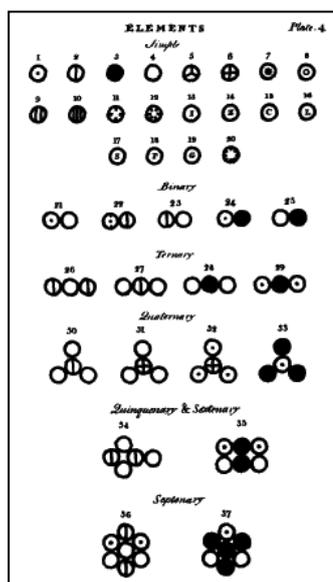
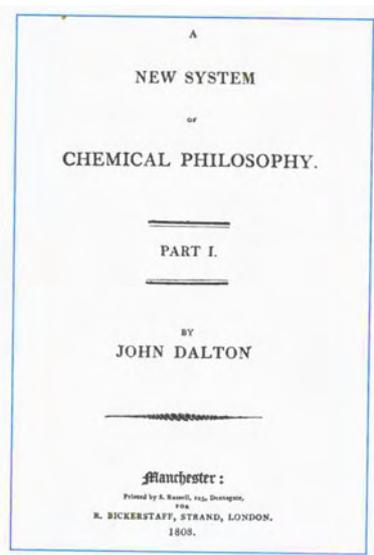


Lámina 4

El texto se publicó en dos volúmenes. El volumen uno constaba de dos partes, la primera apareció en 1808 y la segunda en 1810. El segundo volumen de la citada obra se hizo esperar hasta 1827. El proyecto quedó incompleto ya que Dalton nunca llegó a publicar la parte final prometida, pues tenía poco tiempo para las investigaciones, ya que su labor docente le absorbía casi por completo.

La primera parte del primer volumen está dividida en tres capítulos, titulados “Sobre el calor o calórico”, “Sobre la constitución de los cuerpos” y “Sobre la síntesis química”. Es en este último capítulo de apenas cinco páginas y cuatro láminas explicativas donde se encuentra expuesta la teoría que iba a hacer historia y que puede resumirse en los siguientes puntos:

- 1.- La materia está formada por una gran cantidad de partículas muy pequeñas (átomos) que se mantienen unidas por fuerzas de atracción.
- 2.- Los átomos son indivisibles y no se crean ni se destruyen.
- 3.- Todos los átomos de una misma “sustancia-elemento”⁵ son idénticos en forma, tamaño y masa.
- 4.- Los átomos de elementos diferentes tienen distinta masa.

⁵ Dalton utiliza el término “elemento” con el mismo significado que le dio Lavoisier, es decir, aquella sustancia que no se puede descomponer en otras más simples.

- 5.- Los átomos de los elementos se pueden agrupar, siempre en número fijo, para originar “moléculas”⁶, que son las partículas más simples que forman un compuesto.
- 6.- La masa de la molécula de un “compuesto” es la suma de las masas de sus átomos constituyentes.
- 7.- Las cantidades de un mismo “elemento”, que se combinan con una cantidad fija de otro para formar varios compuestos, están en una relación de números enteros sencillos.
- 8.- La masa del átomo de un elemento es la misma en todos sus compuestos, por lo que la composición de una sustancia formada por dos elementos A y B puede deducirse a partir de las composiciones de los compuestos de cada uno de ellos con un tercer elemento C.
- 9.- “Regla de la mayor simplicidad”, ya mencionada con anterioridad.
- 10.- Suponiendo que el número de átomos de dos elementos A y B en una molécula son n y m , las masas relativas de dichos átomos pueden calcularse a partir de las proporciones de las masas ($n.A/m.B$), de los elementos encontrados por análisis. Dalton elige la masa atómica del hidrógeno como unidad y se basa en la ley de Richter para sus cálculos.
- 11.- Volúmenes iguales de diferentes gases a la misma presión y temperatura no pueden contener el mismo número de moléculas o átomos. Esto está en total contradicción con lo que sostenía Gay-Lussac y que Dalton jamás llegó a aceptar.

El punto dos lo sustentaba Dalton en la *ley de conservación de la masa* de Lavoisier (1789). Explicaba de la siguiente forma lo que ocurre en una reacción química:

«*Se trata de una reorganización de los átomos en nuevas agrupaciones, o moléculas, sin que los átomos sufran alteración*».

El punto quinto muestra que había tomado partido a favor de Proust, pues en él se acepta que se cumple la *ley de las proporciones definidas* (1799).

El séptimo introduce una nueva ley ponderal, la *ley de las proporciones múltiples*, a la que Dalton llegó como resultado de sus investigaciones entre 1802 y 1803. Por ejemplo, el cobre y el oxígeno pueden formar dos óxidos distintos, de tal manera que la cantidad de cobre consumida por cada gramo de oxígeno es exactamente 3,971g para uno de ellos y 7,942g para el otro (justo el doble), por lo tanto, las cantidades de cobre se encuentran en una proporción de números enteros sencillos, en este caso 1:2. Estos óxidos son, utilizando la nomenclatura actual CuO (óxido cúprico) y Cu₂O (óxido cuproso), respectivamente.

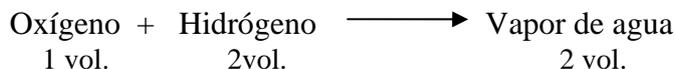
En el octavo punto se acepta que se cumple también la *ley de las proporciones recíprocas de Richter* (1792-1794), y se basó en ella para elaborar una tabla de pesos atómicos relativos.

El principal escollo que encontró la nueva teoría fue la imposibilidad de explicar la *ley de los volúmenes de combinación*, encontrada por Gay-Lussac, que éste hizo pública en diciembre de 1808. Las anteriores leyes de combinación son leyes ponderales, es decir, se refieren a las masas de las sustancias que participan en un proceso químico. Ésta es una ley volumétrica, descubierta empíricamente, sólo válida para los gases y que dice así:

⁶ Los químicos de principios del s. XIX suelen utilizar indistintamente los términos átomo y molécula, pues no tenían claro el tipo de asociación que se producía en las diferentes sustancias, esto generaba una gran confusión. Dalton a veces utilizaba en lugar de molécula “partícula compuesto” o “átomo binario, ternario,...” según la molécula tuviese dos, tres,... átomos.

“Los volúmenes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química están en una relación de números enteros sencillos”.

Gay-Lussac (1778-1850) determinó que un volumen de oxígeno reaccionaba con dos volúmenes de hidrógeno obteniéndose dos volúmenes de vapor de agua.



Si los gases reaccionan uniéndose átomo a átomo, como sostenía Dalton, y si además suponemos que iguales volúmenes de distintos gases, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas, tal como afirmaba Gay-Lussac, este resultado no tiene ningún sentido. Para poder explicarlo, desde el punto de vista de la teoría atómica de Dalton, era necesario admitir que los átomos de oxígeno se podían dividir, o aceptar la existencia de moléculas diatómicas para los gases, cosa inconcebible, pues la presencia de fuerzas de repulsión entre átomos del mismo elemento impide que éstos se puedan unir para dar lugar a tales moléculas diatómicas.

Para Gay-Lussac, la masa no era una propiedad tan importante como el volumen, y desde su punto de vista era conveniente referir los cálculos siempre a volúmenes de sustancias. Dalton en la segunda parte de su *A New System* criticaba el trabajo de Gay-Lussac y ponía en duda sus cualidades como experimentador, a pesar de la excelente reputación de éste como científico y de que su meticulosidad y buen hacer estaba fuera de duda entre la comunidad científica.

En noviembre de 1810, se publicó la segunda parte del primer volumen de *A New System*, dedicada esta vez a Humphry Davy (secretario de la *Royal Society* y profesor de química en la *Royal Institution*) y a William Henry (doctor en medicina, miembro de la *Royal Society* y vicepresidente de la *Literary and Philosophical Society* de Manchester). Está dividida en dos capítulos titulados “Sobre los principios elementales” y “Compuestos de dos elementos”, respectivamente. En el primero se estudian el oxígeno, el hidrógeno, el nitrógeno, el carbono, el azufre, el fósforo y los metales. En el segundo se explican las combinaciones de diferentes elementos entre sí. Además, el texto contiene cuatro láminas numeradas correlativamente con las de la primera parte ya publicada, que sirven para ilustrar sus ideas. Quizás las más conocidas son la número cinco y la seis, en las que se muestran los símbolos y masas atómicas de los elementos y compuestos. Aquí Dalton añadió algún elemento nuevo respecto a los que aparecen en la primera parte, e incluso se permitió modificar algunas masas atómicas de elementos publicados con anterioridad, pues él mismo repitió las medidas de forma más rigurosa, llegando a nuevos resultados. Publicó también los experimentos realizados para obtener las masas atómicas de los metales; y si se comparan estos valores con los actuales son bastante buenos, lo que dice mucho en favor de su forma de trabajar.

Esta segunda parte incluye también un apéndice de doce páginas en el que se señalan los progresos que está experimentando la química, la importancia de los nuevos elementos descubiertos y la aplicación de la electricidad en este campo.

El segundo objetivo de Dalton, que era determinar las fórmulas de los diferentes compuestos, finalmente no tuvo éxito. Él mismo acabó confesando en 1827, que no estaba satisfecho con los resultados obtenidos.

6.- LA DIFUSIÓN DE LA TEORÍA ATÓMICA

La teoría de Dalton, a pesar de sus imprecisiones y evidentes errores, resultó de suma importancia ya que por primera vez los químicos manejaban conceptos nuevos: se cuantificaron los átomos, se concretó el concepto de elemento, se determinó que la formación de un compuesto tiene lugar siguiendo unas leyes claras (ley de las proporciones constantes y ley de las proporciones múltiples), se comprobó también que las sustancias reaccionan entre sí en cantidades fijas “equivalentes” (Ley de las proporciones recíprocas) y permitió representar esquemáticamente la disposición de los átomos de un compuesto.

Sin embargo, la acogida de la teoría atómica por parte de la comunidad científica fue inicialmente bastante tibia. En Inglaterra tuvo un gran defensor en la figura de Thomas Thomson, quien un año antes de que Dalton la hiciera pública, ya la había mencionado en un libro suyo, a raíz de algunas entrevistas que había mantenido con Dalton en las que hablaron de este tema. Una vez que Dalton la dio a conocer, Thomson publicó varios trabajos basándose en ella y calculó las masas atómicas de los elementos tomando como unidad el oxígeno, ya que lo consideró más práctico debido a que éste se combina con muchos más elementos que el hidrógeno. El químico William Henry también dio su apoyo a la teoría atómica, y aunque inicialmente no aceptó las ideas de Dalton, terminó convencido después de comprobar su gran utilidad.

Es necesario tener en cuenta que otra dificultad con la que se topó la teoría atómica fue la incompreensión por parte de muchos químicos del concepto de equivalente, confundido a menudo con el peso atómico, lo que hacía fracasar todo intento de aplicación de la teoría a casos concretos.

Dalton poseía un buen dominio de la lengua francesa y normalmente estaba al tanto de lo que se publicaba en Francia sobre química, porque mantenía contacto con Berthollet, que era miembro honorario de la *Literary and Philosophical Society* de Manchester desde 1798 y miembro extranjero de la *Royal Society* desde 1789. Éste le enviaba periódicamente las publicaciones científicas francesas, e hizo posible que Dalton llegara a publicar en los *Annales de Chimie* (de la que Berthollet era editor) algunos artículos. A pesar de las guerras napoleónicas la comunicación entre científicos franceses e ingleses no se cortó, y Berthollet pudo recibir una copia de *A New System* tan sólo dos meses después de su publicación en Inglaterra. Berthollet era un antiatomista convencido y cuando escribió el prólogo de la traducción francesa del libro que Thomson había escrito años antes (*System of Chemistry*, 1807), en el que hablaba de la todavía desconocida teoría atómica de Dalton, previno a los químicos franceses contra ella, por considerarla demasiado hipotética. Y volvió a advertir sobre las dificultades que presenta dicha teoría en una memoria que leída ante la Academia de Ciencias de París en 1816, titulada “Bosquejo del estado actual de la doctrina atómica”. A pesar de ello, Dalton fue un científico muy bien considerado en Francia, y prueba de ello es que fue elegido miembro de la Academia de Ciencias de París en diciembre de 1816.

Dalton viajó a París en 1822 y tuvo un excelente recibimiento por parte de Laplace y Berthollet, que ejercieron de anfitriones. Invitado por éstos, visitó también *Arcueil*, sin que influyera en ello el hecho de que la mayoría de los miembros de esta sociedad no aceptasen su teoría, y se entrevistó también en varias ocasiones con Gay-Lussac a pesar de la polémica existente entre ambos. El único miembro de la *Sociedad de Arcueil* que creyó y defendió la teoría de Dalton fue Pierre Louis Dulong (1785-1838), que se dedicó al estudio del calor específico de las sustancias sólidas y líquidas con la idea de confirmar la hipótesis atómica. Junto con su colaborador Alexis Petit (1791-1820) midió el calor específico (cantidad de calor necesario para elevar un grado

un gramo de una sustancia) de trece cuerpos simples, tomando el agua como unidad. A continuación, multiplicando estos valores obtenidos por el peso atómico correspondiente, se obtienen para estos elementos la “capacidad para el calor” de cada átomo, resultando valores comprendidos entre 0,3830 y 0,3675. Esta ley permite, para aquellos elementos sobre los que existe duda entre varios valores posibles de su peso atómico, elegir aquél que dé un resultado que se ajuste más a ese intervalo.

Otro gran defensor de la teoría fue el gran químico sueco Jöns Jakob Berzelius (1779-1848). Éste había sido invitado a París por Berthollet, pero la guerra que estalló entre ambos países le obligó a cambiar sus planes y finalmente en el verano de 1812 se decidió a viajar a Inglaterra, donde fue recibido por Davy, con el que mantenía correspondencia desde hacía varios años. Berzelius, conocedor de las leyes ponderales de Proust y de Richter, llevaba ya algunos años intentando comprobarlas en gran cantidad de óxidos, ácidos y sales inorgánicas. Con los resultados obtenidos publicó varios trabajos en Suecia entre 1810 y 1812, enunciando la denominada “regla del óxido”:

“Cuando un ácido y una base reaccionan entre sí para formar una sal, el ácido contiene siempre un múltiplo entero del oxígeno presente en la base”.

Berzelius tuvo conocimiento de que Dalton había publicado *A New System* cuatro años después de que el libro viese la luz, y pudo leerlo tan sólo unos meses antes de su viaje a Inglaterra gracias a que el propio Dalton se lo hizo llegar. Sin embargo, durante su visita a Londres no pudo entrevistarse con él, ya que éste se encontraba en Manchester. Cuando regresó a Estocolmo se centró en aplicar la teoría atómica a varios compuestos, publicando algunos trabajos en los que utilizaba una serie de símbolos diferentes a los de Dalton para designar a los compuestos y elementos, sustituyendo sus círculos y puntos por letras. Esta simbología que a Dalton le pareció «horripilante» y que no indicaba la estructura de las sustancias, es la base de nuestro sistema actual de nomenclatura. Berzelius acabó aceptando la *ley de los volúmenes de combinación* de Gay-Lussac, y a partir de las densidades de los elementos gaseosos calculó las masas atómicas relativas de éstos y sus posibles fórmulas, utilizando otra referencia distinta a las ya empleadas con anterioridad. Berzelius, a diferencia de Dalton, consideraba que todos los átomos son esféricos y de igual volumen. La nueva tabla de pesos atómicos que Berzelius elaboró y revisó periódicamente con la intención de mejorarla, acabó imponiéndose a todas las demás, incluso a la de Dalton.

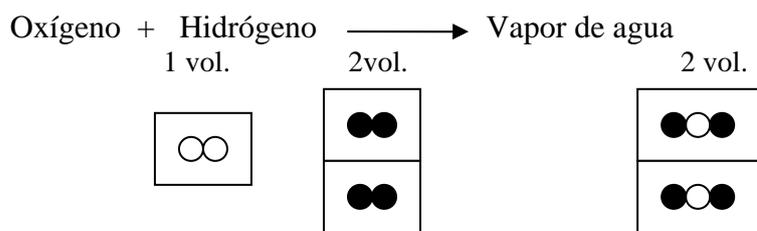
Este último dio a conocer su teoría cuando el mundo de la química andaba revolucionado por las múltiples aplicaciones de la electricidad. La pila de Volta (1774-1827) había sido presentada en el año 1800 y con ella se pudo descomponer el agua en sus elementos, confirmando lo que ya Lavoisier había demostrado años atrás, que el agua estaba constituida de hidrógeno y oxígeno. Pero desconcertaba el hecho de que cada uno de estos elementos se dirigía hacia polos distintos, el hidrógeno hacia el llamado polo negativo y el oxígeno hacia el positivo. Mediante electrolisis, Davy consiguió demostrar que Lavoisier estaba en lo cierto al sospechar que la sosa y la potasa no eran elementos y consiguió aislar el sodio y el potasio en 1807. De esta misma manera pudo aislar otros elementos en los años sucesivos. Berzelius también se interesó por las aplicaciones de la electrolisis y sus estudios le llevaron a establecer una teoría por la que, los cuerpos ponderables se dividían en dos clases, los “electropositivos” y los “electronegativos”, dependiendo de si en el proceso electrolítico eran atraídos por el polo negativo o el positivo respectivamente. Esto permitió ordenar los elementos en una serie electroquímica del oxígeno al potasio, basada en el comportamiento electrolítico de éstos y de sus óxidos.

Berzelius comunicó el resultado de sus investigaciones en un libro titulado *Ensayo sobre la teoría de las proporciones definidas y sobre la influencia de la electricidad en la química*, publicado en 1818 y traducido inmediatamente a varios idiomas, que se constituyó en el libro de texto utilizado por la mayoría de los profesores de química de toda Europa. La razón de la mejor acogida del sistema de Berzelius por los químicos de la época, la encontramos en que parecía que estaba sustentado sobre análisis experimentales más precisos. Berzelius utilizó las polaridades atómicas para explicar la reactividad química y no las arbitrarias fuerzas de atracción que Dalton proponía. Además incluyó el calor y la luz dentro de los factores que intervenían en las reacciones. Para calcular el peso atómico de las sustancias sólidas se apoyó en el método de los calores específicos de Dulong y Petit y en la *ley del isomorfismo* (1819) de su colaborador alemán Mitscherlich (1794-1863), que había demostrado que, en general, cuando dos sustancias cristalizan en formas similares es porque presentan fórmulas análogas. La teoría atómica de Dalton resultaba de esta forma mucho más amplia, al incluir el fenómeno de la electrolisis y desterrar el de las fuerzas de atracción newtonianas.

También a Rusia llegó muy pronto la teoría atómica y a diferencia de los demás países fue aceptada sin muchas reticencias. La prueba de ello es que en muy poco tiempo se editaron numerosos trabajos donde era aplicada y varios libros que la describían. Los químicos rusos también investigaron para determinar las masas atómicas de varios elementos y para establecer la fórmula de los compuestos. Es indudable la influencia que ejerció la teoría atómica en la formación del químico ruso Dimitri Mendeléiev (1834-1907), que basaría en ella la construcción de su Tabla Periódica.

Hacia 1814 aproximadamente, una vez superadas las guerras napoleónicas, se restableció la comunicación científica con Alemania. La traducción al alemán de *A New System* la efectuó Friedrich Wolff (profesor en Berlín) y se publicó en 1814. Al igual que en el resto de Europa, suscitó numerosos debates, pues los químicos alemanes aceptaron sin problemas las leyes ponderales de Proust y de Richter, pero se mostraron reticentes hacia las nuevas ideas. No fue hasta que varios de ellos viajaron a Estocolmo para trabajar con Berzelius, que volvieron convertidos al atomismo y se ocuparon de difundirlo en Alemania. Sin embargo, uno de los químicos alemanes más importantes del momento, Justus Liebig (1803-1873), nunca lo aceptó, ya que era partidario del uso de los equivalentes, pues desde el punto de vista experimental le resultaba más ventajoso.

En Italia fue el físico Amedeo Avogadro (1776-1856) el que basándose en la *ley de los volúmenes* de Gay-Lussac, intentó aplicar la teoría atómica. En 1811 publicó en el *Journal de Physique* el trabajo titulado "Intento de una manera de determinar las masas relativas de moléculas elementales de los cuerpos y las proporciones según las que entran en estas combinaciones". Para conseguir explicar las conocidas y aceptadas leyes ponderales y la volumétrica de Gay-Lussac, también correcta según él, sugirió la posibilidad de que los elementos poseyeran moléculas más complejas. Por ejemplo, en el caso del agua, si se considera que el oxígeno y el hidrógeno están constituidos por moléculas de dos átomos cada una y que éstas se dividen al formarse el agua, se cumple perfectamente la ley de los volúmenes y también las demás. Pero la fórmula que se deduce entonces para el agua sería H_2O y no HO , como se había considerado hasta el momento.



De esta manera explicó también la formación del amoníaco, del monóxido de carbono, de los ácidos del nitrógeno y del ácido hidroclicórico, aunque los valores de los pesos moleculares calculados son exactamente la mitad de los actuales. En trabajos posteriores dedujo correctamente otras fórmulas. Sin embargo, esta solución no pareció interesar a los químicos de la época y hasta 1860 no empezó a tomarse en consideración.

La hipótesis de los gases diatómicos, a pesar de que solucionaba la objeción de Dalton a la ley de Gay-Lussac, no gustó a los químicos por dos razones fundamentales; una de ellas era su escasa utilidad para calcular los pesos atómicos, ya que la mayoría de las sustancias no se encuentran en estado gaseoso, y la otra era que no podían admitir asociaciones de átomos iguales en el marco de la teoría de Berzelius, donde la combinación se explicaba por la atracción de cargas eléctricas opuestas. Tampoco era admisible desde el punto de vista de la teoría de Dalton, al considerar la existencia de fuerzas de repulsión de tipo newtoniano entre átomos iguales, que impedirían dicha asociación.

Veamos cuál fue la recepción de la teoría atómica en España. En nuestro país a principios del s. XIX se formó una excelente generación de químicos, gracias a las enseñanzas que impartió Joseph Louis Proust, en la Escuela Práctica de Química de Madrid, desde 1799 hasta 1806. Desgraciadamente, cuando empieza la guerra con Francia se ve obligado a regresar a su país.

Gracias a la afición de algunos miembros de la familia real española por las ciencias experimentales, la enseñanza de la química adquirió una gran importancia. En Palacio funcionó el Gabinete de Física y Química hasta 1820, donde se daban clases abiertas al público, a las que asistían gran cantidad de alumnos. El libro de texto utilizado para la química era el *Compendio de Química* de Thénard. El primer texto de química español que trata la teoría atómica es el titulado *Elementos de Química Médica*, de Mateu Josep Bonaventura Orfila i Rotger (1787-1853), publicado en 1822 originalmente en francés y traducido al castellano por el mismo autor. Orfila, natural de Mahón (Menorca) viajó becado a Francia para ampliar sus estudios de medicina y allí los compaginó con otra de sus pasiones, la química. Cuando terminó sus estudios y como medio para ganarse la vida creó una escuela privada en París, en la que ejerce de profesor de química y también de otras materias. Con el tiempo su prestigio fue en aumento y acabó siendo decano de la Facultad de Medicina de París, en la que ocupó primero la cátedra de medicina legal y después la de química. Nunca regresó a España, pero mantuvo buenas relaciones con algunos políticos españoles del momento.

A pesar de la excelente formación de nuestros químicos a comienzos del s. XIX, la situación se complicó bastante a raíz de la invasión napoleónica, pues algunos centros científicos importantes quedaron destruidos y los posteriores avatares políticos en los que España se vio inmersa, hicieron que algunos de los mejores químicos se exiliaran o se marcharan voluntariamente a trabajar a otros países, tal es el caso de Andrés Alcón y Caldich (1782-1850) y de José Luis Casaseca y Silván .

En 1834 se fundó la Real Academia de Ciencias Naturales de Madrid que posteriormente se transformó en 1847, en la Real Academia de Ciencias Exactas,

Físicas y Naturales de Madrid. En ésta fue admitido en 1837 como Académico Interino de número, el licenciado en Farmacia Joaquín Olmedilla y Garrido (1799-1875). El 18 de febrero Olmedilla leyó ante los miembros de la Academia la primera parte de una memoria titulada “La Teoría de los átomos” y el 18 de marzo, la segunda parte de la misma. Desgraciadamente no se dispone de ella, porque en el libro *Resumen de Actas* de la Academia sólo se indica su lectura.

Los más de trescientos textos de química publicados en castellano a lo largo de todo el s. XIX, muestran que a partir de la obra de Orfila, un gran número de ellos desarrollaron la teoría atómica, y que se suscitaban las mismas controversias que en el resto de los países europeos. Entre los profesores que se ocupan de ésta, podemos destacar a Ramón Torres Muñoz de Luna (1822-1890), doctor en farmacia y en ciencias y profesor de química en la Universidad de Madrid, José Ramón de Luanco (1825-1905), doctor en ciencias y profesor de química en la Universidad de Barcelona y José Soler y Sánchez (1840-1908), licenciado en farmacia y doctor en ciencias físico-químicas, que impartió clases en la Universidad de Madrid desde 1864 y que llegó a ser catedrático de la Facultad de Ciencias. Luanco dedica en todos sus textos un capítulo a explicar la estructura de la materia utilizando la teoría atómica y José Soler en su libro *Las teorías de la química* (1874) también dedica una buena parte del mismo a este fin. Al finalizar el s. XIX podemos afirmar que en España existe ya una aceptación casi unánime de la teoría atómica, al igual que en el resto de Europa.

7.- CONCLUSIÓN

La determinación de pesos atómicos y de las fórmulas de los compuestos, fue el objetivo de la mayoría de los químicos de los primeros cuarenta años del s. XIX. Desafortunadamente para la química, hacia mitad del siglo el panorama era bastante caótico y confuso, ya que no sólo existían varias tablas de pesos atómicos circulando, sino que además se estaban utilizando diferentes nombres y símbolos para designar idénticos compuestos o elementos. Además, los químicos estaban divididos en equivalentistas y atomistas, estos últimos a su vez repartidos en varias escuelas. El primer congreso internacional de química celebrado en la ciudad alemana de Karlsruhe del 3 al 5 de septiembre de 1860, no consiguió unificar criterios. Sin embargo, al finalizar el mismo se repartió entre los asistentes el trabajo del químico italiano Stanislao Cannizzaro (1826-1910), titulado *Apuntes de un Curso de Filosofía Química*, que previamente había sido publicado en 1858, pero desconocido para la inmensa mayoría de los asistentes. El texto lo leyó Julius Lothar Meyer (1830-1895) durante el viaje de regreso a su casa y para él resultó ser una verdadera revelación, tal como nos muestran sus palabras:

«*Las escamas se cayeron de mis ojos, las dudas desaparecieron y un sentimiento de calma ocupó su lugar*».

Cannizzaro fue de los pocos que tomó en consideración la hipótesis de Avogadro y en el texto demostraba que su aplicación rigurosa conducía a un único sistema de masas atómicas. Estableció que las densidades de vapor indican que las moléculas de los cuerpos simples no contienen siempre el mismo número de átomos (H_2 , N_2 , Hg, P_4 ,...). Y además, que los pesos moleculares de las sustancias volátiles pueden determinarse mediante el cálculo de la densidad relativa de la sustancia frente a otra de referencia, pues es igual al cociente entre sus masas moleculares. Cannizzaro tomó como patrón el hidrógeno, por ser el gas más ligero, cuya molécula consideró formada por dos átomos y adjudicó al átomo de hidrógeno la unidad de masa atómica. Para los compuestos no volátiles utilizó, al igual que Berzelius, la ley de los calores específicos

de Dulong y Petit y la del isomorfismo de Mitscherlich. Finalmente, los químicos fueron asumiendo esta nueva manera de enfrentar el problema, pues realmente eliminaba muchas incongruencias y facilitaba la interpretación de los fenómenos químicos. A pesar de todo, hacia finales de siglo todavía quedaba un pequeño reducto de antiatomistas, encabezados por el francés Marcellin Berthelot (1827-1907), que hizo un flaco favor a la química de su país, ya que desde su puesto de Ministro de Educación, prohibió la enseñanza de la teoría atómica en los centros docentes franceses. Finalmente tuvo que admitir su error y en 1891 publicó en el Boletín de la Academia de las Ciencias de París, un trabajo titulado “Sobre los metales carbonilos”, en el que utiliza la notación atómica.

8.- BIBLIOGRAFÍA

- BENSUADE-VINCENT B., STENGERS I., *Historia de la Química*. Madrid (1997).
- BROCK W. H., *Historia de la Química*. Madrid (1998).
- CLERICUZIO A., “Gassendi y el atomismo del s. XVIII”. *Los Orígenes de la Ciencia Moderna. Actas años XI y XII*. Fundación Canaria Orotava de Historia de la Ciencia. Canarias (2004).
- CLERICUZIO A., “El Relojero ajetreado: Dios y el mundo natural en el pensamiento de Boyle”. From Descartes to the French Revolution (Internacional Conference Science and Religion) *Ciencia y Religión en la Edad Moderna*. Fundación Canaria Orotava de Historia de la Ciencia. Canarias (2007)
- PELLÓN GONZÁLEZ I., *Dalton. El hombre que pesó los átomos*. Madrid (2003).
- PORTELA E., *La Química del s. XIX*. Madrid (1998).
- RENAULT E., *Philosophie Chimique*. Bordeaux (2002).
- SOLÍS C., SELLÉS M., *Historia de la Ciencia*. Madrid (2005).