

# Contribuciones históricas al desarrollo del concepto de peso atómico

Joaquín Rodríguez Guarnizo<sup>1</sup>, David Rodríguez Barrantes<sup>2</sup>

<sup>1</sup>Doctor C. Químicas. C.E.U. Prof. Didáctica Química. Fac. C. Medio Ambiente. Toledo U.C.L.M.

<sup>2</sup>Ingeniero Técnico Agrícola

*En este trabajo se pasa revista a la evolución histórica del concepto de peso atómico, desde un enfoque exclusivamente didáctico. En un cuadro resumen se presentan los nombres de los científicos, que con su contribución, hicieron realidad la tabla de pesos atómicos.*

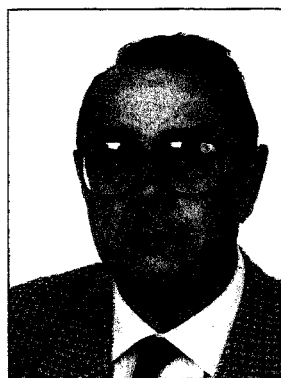
El concepto de peso atómico como magnitud diferencial de cada uno de los posibles átomos, de los diferentes elementos químicos, es sin duda uno de los más importantes conceptos que se concluyen de la teoría atómica. No solo es pieza básica en el cálculo químico, sino que fue el punto de partida para la ordenación y clasificación de los elementos; las triadas de Dobereiner, la ordenación espacial de Chancourtois, las octavas de Newlands, y la Clasificación Periódica, lograda gracias a las aportaciones de Meyer y fundamentalmente de Mendeleiev, tomaban como parámetro de comparación el concepto que nos preocupa. Si bien su uso es familiar para cualquier estudiante de los primeros cursos de química, quizá no lo sea tanto, el cómo históricamente llegó a elaborarse la primera y sucesivas tablas de pesos atómicos, hasta llegar a la que basada en el isótopo <sup>12</sup>C, utilizamos en la actualidad. Por ello, vamos a referirnos a los diferentes pasos que se han seguido desde la formulación de las hipótesis daltonianas.

Dado el objetivo de divulgación del presente trabajo, lo primero que haremos a título recordatorio, es revisar el concepto de masa atómica (peso atómico), diferenciando entre masa atómica absoluta y masa atómica relativa. Aunque dentro del contexto

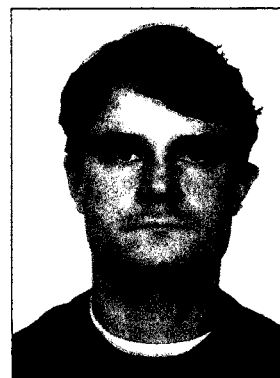
de la teoría atómica, la magnitud diferencial de un átomo respecto de otro es su masa, por razones generalizadas de uso, nos referimos a ello, indistintamente como masa o peso atómico; teniendo siempre muy presente la diferencia conceptual entre uno y otro término.

De acuerdo con la teoría atómica, las reacciones químicas consisten en esencia, en el logro de una nueva redistribución de los átomos de las sustancias reaccionantes, para dar lugar a los productos de reacción. Conforme a ello, la relación ponderal de combinación de las diferentes sustancias, será a fin de cuentas, la relación ponderal en que se combinen o reagrupen sus átomos. De aquí la necesidad de conocer las masas atómicas.

Desde un punto de vista didáctico muy elemental, y con el solo fin de ayudar a la captación del significado de masa atómica, podemos imaginar que mediante un adecuado dispositivo de medida de masas, fuese posible determinar éstas y asignar a cada uno de los elementos, su **masa atómica absoluta**. Dado que la masa real de un átomo es del orden de los 10<sup>-23</sup> gramos, las masas atómicas absolutas no presentarían interés práctico, desde el punto de vista de cuestiones que



Joaquín Rodríguez Guarnizo



David Rodríguez Barrantes

impliquen relaciones ponderales (al carecer estos valores de significado físico práctico). Con el fin de paliar la cuestión anterior, se estableció una escala arbitraria de **masas atómicas relativas**, asignando a cada elemento un número que indicaba las veces que un átomo del mismo, tenía más masa que la de otro elemento que, arbitrariamente se tomó como referencia.

El primero en cerciorarse de la importancia que a efectos de las relaciones ponderales de combinación tenían las masas atómicas, fue el propio John Dalton (1766-1844), quien ya al presentar su teoría atómica a la Manchester Literary and Philosophical Society en 1803, incluyó una tabla de masas atómicas relativas, de las catorce sustancias elementales que por aquel entonces se conocían. Dentro del enfoque únicamente didáctico que pretendemos, podemos decir que la idea de Dalton consistió en admitir

como unidad de masa atómica de referencia, la del átomo de hidrógeno. De manera que la tabla de masas atómicas relativas fue el resultado de asignar a cada uno de los diferentes elementos, -cuya masa atómica absoluta admitimos conocida- un número que expresaba las veces que tenía más cantidad de sustancia que la mencionada unidad.

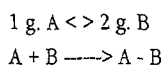
El siguiente cuadro, en el que se disponen ordenados del más liviano al más pesado de los diferentes elementos, puede aclarar alguna duda al respecto

| Unidad de masa atómica (u.m.a.) = $a \cdot 10^{-23}$ gramos |                      |                                    |
|---|----------------------|------------------------------------|
| Masas atómicas absolutas                                    |                      | Escala de masas atómicas relativas |
| H   | a. $10^{-23}$ gramos | 1                                  |
| He  | b. $10^{-23}$ gramos | b/a                                |
| .   | .                    | .                                  |
| .   | .                    | .                                  |
| C   | c. $10^{-23}$ gramos | c/a                                |
| N   | d. $10^{-23}$ gramos | d/a                                |
| O   | e. $10^{-23}$ gramos | e/a                                |

Siendo a, b, c,...( $10^{-23}$ ) gramos, las masas atómicas absolutas de los diferentes átomos. En esta escala, al oxígeno le correspondería una masa atómica relativa de 16 u.m.a. y al carbono de 12 u.m.a.

Doris Kolb<sup>1</sup> atribuye incluso al propio Dalton, el siguiente razonamiento: Si dos sustancias elementales A y B, se combinan en la relación ponderal de un gramo de A, a dos gramos de B, para originar una sustancia compuesta, cuya estructura respondiese a A-B:

Hecho experimental:



la relación atómica de combinación sería:  $A/B = 1$ ; y en consecuencia:

Peso atómico de B = 2. Peso atómico de A

Conclusión acorde con los planteamientos que se deducen de *la ley de las proporciones definidas* del químico francés Joseph Louis Proust (1756-1826), concretamente el que la relación entre los pesos de

combinación, entre dos sustancias elementales, coincide con la relación entre sus pesos atómicos<sup>2</sup>. Sin embargo, las dificultades iniciales en la determinación de la composición de ciertas sustancias compuestas -ahora diríamos el desconocimiento de su fórmula química- condujeron a la elaboración de una escala de pesos atómicos no coincidente con los valores que en la actualidad nos son familiares.

En base a los anteriores planteamientos, Dalton estableció su primera escala de pesos atómicos, a partir del hecho experimental de que, la relación ponderal de combinación entre el hidrógeno y el oxígeno conducente a la formación de agua, era 1/8 ( $a$  gramos de hidrógeno  $< >$   $8 \cdot a$  gramos de oxígeno). Erróneamente -y expresándonos en lenguaje actual- admitió que una molécula de agua, estaba constituida por un átomo de hidrógeno y uno de oxígeno, y en base a ello, atribuyó a estos elementos, los siguientes valores para sus pesos atómicos: Pat. H = 1; Pat. O = 8

Más tarde y gracias, por un lado, a las aportaciones del químico francés Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850), en relación con la no aditividad de los volúmenes de reacción de las sustancias gaseosas, y por otro, a la de los químicos ingleses William Nicholson (1753-1815) y Anthony Carlisle (1768-1840), relacionadas con la descomposición electrolítica del agua, se pudo establecer definitivamente la fórmula química de esa sustancia. Una vez asignada en el agua, a la relación atómica del hidrógeno al oxígeno, la proporción 2/1, y con el mismo criterio daltoniano de unidad de masa o peso atómico, los anteriores valores fueron modificados en el sentido que ahora utilizamos: Pat. H = 1; Pat. O = 16.

La hipótesis sobre la constitución atómica formulada por el químico inglés William Prout (1785-1850) en 1815<sup>3</sup>, ejerció una notoria influencia sobre el desarrollo de toda la problemática concerniente a los pesos atómicos, al reforzar las argu-

mentaciones de Dalton. Los valores asignados por éste, en su incipiente tabla, eran números enteros y este hecho era compatible con la idea de Prout, que concebía al resto de los átomos de los diferentes elementos, como conglomerados de átomos de hidrógeno.

El químico sueco Juan Jacobo Berzelius (1794-1863)<sup>4</sup> continuó la labor de Dalton, y asumiendo el papel de portador de la antorcha, que podría significar la teoría atómica, procedió a perfeccionar por vía experimental los datos obtenidos por Dalton. Así encontró que la relación de combinación entre el hidrógeno y el oxígeno no era exactamente de 1/8, sino ligeramente superior. De manera que rectificó los valores asignados por Dalton, en la siguiente forma<sup>5</sup>:

Pat. H = 1; Pat. O = 15,87

Las limitaciones del hidrógeno para formar combinaciones binarias con gran número de elementos, impidió la determinación experimental de pesos atómicos, a partir de relaciones de pesos de combinación, de acuerdo con lo enunciado en la ley de Proust. Por ello, las mayores posibilidades al respecto del oxígeno, fueron la causa de que se desechase al hidrógeno como elemento de referencia y de que Berzelius propusiese en 1826 una tabla de masas atómicas relativas, que a efectos didácticos podemos decir que, estaba construida adoptando como unidad de masa atómica, la dieciseisava parte de la masa del átomo de oxígeno. En esta línea de trabajo y en esencia, la aportación de Berzelius consistió en adoptar como peso atómico del oxígeno el valor 16, y en recalcular los valores de los pesos atómicos, asumiendo como unidad de referencia la 1/16 parte del peso atómico del oxígeno (1826):

(Pat. H = 1,008; Pat. O = 16,00;...)

La aportación de Berzelius al desarrollo de la teoría atómica fue muy importante no solo por su trabajo en relación con la elaboración de la tabla de pesos atómicos, sino por introducir la terminología simbólica de los elementos químicos,

en la forma que actualmente manejamos, y por su valiosa contribución al desarrollo de lo que conocemos como estequiometría química.

A efectos didácticos, debemos matizar que en la escala de Dalton, -la u.m.a., era la masa del átomo de hidrógeno- al oxígeno se le asignaba el valor 16, y que en la escala de Berzelius, -la u.m.a., es la 1/16 de la masa del átomo de oxígeno- también al oxígeno le corresponde una masa atómica de 16 u.m.a. Por supuesto, debe tener el lector claro, que estos razonamientos son solo una primera aproximación a la problemática general del establecimiento de las escalas de pesos atómicos.

En la determinación de pesos atómicos, no solo es punto de referencia obligado la relación de pesos de combinación, sino que fueron decisivas las aportaciones del químico siciliano Estanislao Cannizzaro (1826-1910), la de los franceses Pierre Louis Dulong (1785-1839) y Alexis Therese Pettit (1791-1820), y los planteamientos elaborados por el químico alemán Eilhardt Mitscherlich (1794-1863) en su ley del isomorfismo, como procedimientos complementarios de determinación experimental. Merece la pena detenernos en la figura de Cannizzaro, por la importancia que para el desarrollo y asentamiento de la teoría atómica tuvieron sus aportaciones. Fue el primero en vislumbrar, tanto el interés de las hipótesis formuladas por el químico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856) en 1811, contribuyendo decisivamente a su aceptación por el mundo científico, como en comprender la relevancia de la tabla de pesos atómicos propuesta por Berzelius, la cual ligeramente modificada y mejorada, pero con el mismo criterio de construcción, presentó en 1860, al Primer Congreso Internacional de Química celebrado en Karlsruhe (Alemania). Realmente el trabajo de este químico italiano fue decisivo para la diferenciación conceptual entre átomo y molécula, y entre peso atómico y molecular.

En la búsqueda de una mayor exactitud en los valores de los pesos atómicos, lo que implicaba el perfeccionamiento de las técnicas experimentales, fue decisiva la labor del químico belga Jean Servais Stas (1813-1891), que fruto de su trabajo experimental asignó valores numéricos no enteros, a los pesos atómicos de numerosas sustancias -aspecto inexplicable a la "comfortable luz" de las ideas de Prout-. Este hecho planteó un nuevo problema de interpretación, que solo pudo satisfacerse cuando años más tarde se avanzó en el conocimiento del mundo del átomo y se admitió la existencia de lo que hoy conocemos como isótopos.

O = 16,000 ; Cl = 35,454  
Al = 27,000 ; Mg = 24,312  
Ca = 40,000 ; Fe = 55,847  
C = 12,000 ;  
Au = 127,000

A lo largo de todo el siglo XIX, ya fuera de toda duda la importancia práctica del concepto de peso atómico, se continuó trabajando en la determinación cada vez más exacta de los mismos, y en la ampliación de la correspondiente escala, conforme el descubrimiento de nuevos elementos sucedía.

El que los diferentes isótopos de un mismo elemento químico, pléyade, solo se diferencien por su masa, y presenten análogo comportamiento químico, fue la causa de que su presencia en el mundo de la química sea relativamente reciente. Su detección y estudio se debió fundamentalmente al trabajo de los físicos ingleses Joseph John Thomson (1856-1940) y de Francis William Aston (1877-1945), que empleando un dispositivo conocido como espectrógrafo de masas, posibilitaron la identificación y separación de los diferentes isótopos de un elemento. Dicho dispositivo aprovechaba como criterio selector, la diferencia de masas de las especies atómicas examinadas, e hizo posible, no solo la determinación muy exacta de las masas atómicas específicas de cada isótopo, sino

también, conocer su abundancia relativa.

En 1914 el químico americano Theodore William Richards (1869-1928), profesor de la Universidad de Harvard, recibió el Premio Nobel por su contribución a la determinación cada vez más exacta y precisa de pesos atómicos. A partir de 1919 todo el trabajo sobre pesos atómicos se basará en su determinación con el empleo del espectrógrafo de masas.

| Isótopo          | % Abundancia | Masa atómica |
|------------------|--------------|--------------|
| <sup>20</sup> Ne | 90,920       | 19,99244     |
| <sup>21</sup> Ne | 0,257        | 20,99395     |
| <sup>22</sup> Ne | 8,820        | 21,99138     |

La existencia real de especies isotópicas, si bien va a justificar la presencia de valores numéricos no enteros en la tabla de pesos atómicos, y va a revitalizar las ideas de Prout respecto a la constitución atómica, llevará consigo la aparición de confusiones derivadas del empleo de escalas de pesos atómicos, que aún considerando el mismo criterio de Berzelius y Cannizzaro, adoptan como unidad de referencia la 1/16 parte de la masa de uno de los isótopos del oxígeno, o de la masa media ponderada de la pléyade de dicho elemento.

Efectivamente, estos hechos obligaron a la revisión del concepto y significado daltoniano de átomo, y dieron pie a la discusión sobre el problema de la elección de unidad de masa atómica, con la que construir una "tabla de pesos atómicos estándar". En los años anteriores a 1961, si bien se admitía uniformemente al oxígeno como elemento de referencia, prácticamente se manejaban dos escalas de pesos atómicos y aunque en ambas, al elemento oxígeno se le asignaba el valor 16,0000, el resto de los valores mostraban una ligerísima diferencia. Una de ellas se conocía como *escala química*, y era utilizada normalmente para todos los cálculos químicos, y la otra, o *escala física*, se empleaba para expresar las masas atómicas de los núclidos o isótopos particulares.

La escala química adoptaba como unidad de masa atómica, la 1/16 parte de la masa isotópica media ponderada, del elemento oxígeno existente en la naturaleza (pléyade del oxígeno:  $^{16}\text{O}$ ;  $^{17}\text{O}$ ;  $^{18}\text{O}$ , encontrada en 1929 por el químico americano William Francis Clauque), mientras que la escala física estaba referida a la 1/16 parte de la masa del isótopo  $^{16}\text{O}$ . Ello era la causa de la ligera disparidad de valores que antes aludíamos, pues no podemos afirmar estrictamente que, todos los átomos de un mismo elemento (como suponía Dalton) sean iguales

Pléyade de isótopos de un elemento y abundancia relativa

|                 |     |
|-----------------|-----|
| Isótopo A ..... | a % |
| " B .....       | b % |
| " C .....       | c % |
| " .....         | "   |
| " .....         | "   |

Masa media ponderada =  $\sum \text{masa isótopo } i \cdot (\% i / 100)$

Pléyade y abundancia relativa del oxígeno:

|                 |           |
|-----------------|-----------|
| $^{16}\text{O}$ | = 99,76 % |
| $^{17}\text{O}$ | = 0,04 %  |
| $^{18}\text{O}$ | = 0,20 %  |

Masas especies isotópicas del oxígeno

[u.m.a. = (1/16)  $^{16}\text{O}$ ]

|                 |           |
|-----------------|-----------|
| $^{16}\text{O}$ | = 16,0000 |
| $^{17}\text{O}$ | = 17,0045 |
| $^{18}\text{O}$ | = 18,0049 |

Masa atómica media ponderada del oxígeno = 16,0044

Escala física ( $^{16}\text{O} = 16,0000$ ) u.m.a. = 1,0000

Escala química (O = 16,0000) u.m.a. = 1,000275

Como la u.m.a. (unidad de masa atómica) química, es mayor que la correspondiente física, los valores asignados a cada uno de los elementos en la escala física, eran superiores a los de la otra escala, precisamente en la relación de las masas de referencia.

Peso atómico físico = Peso atómico químico · 1,000275

Es decir, al ser más elevada la unidad de masa atómica, adoptada en la definición de la escala química, los números que expresan la masa relativa de los diferentes átomos con respecto a ella, eran inferiores a los correspondientes pesos atómicos físicos, ya que estos últimos estaban

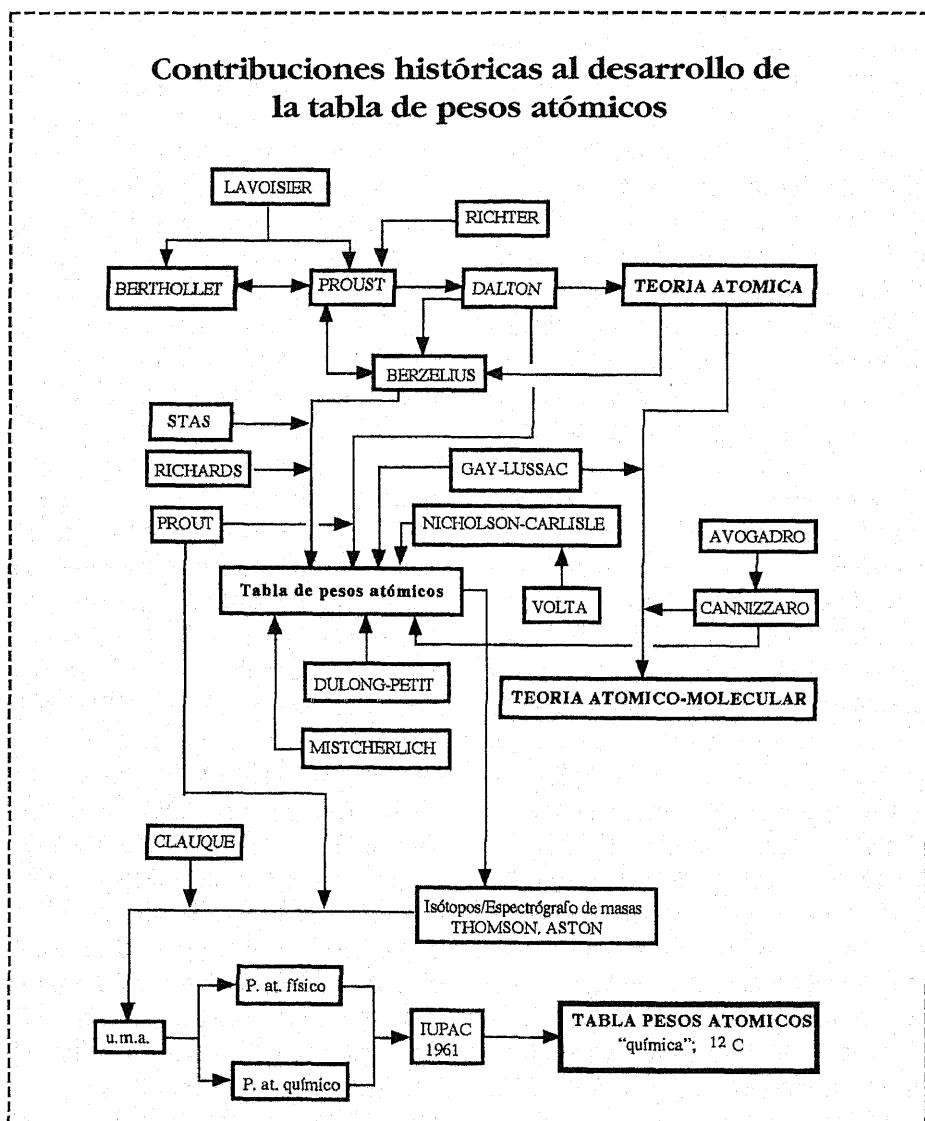
referidos a una unidad de menor valor. Aunque el factor de conversión de ambas escalas no era lo suficientemente elevado como para afectar a los cálculos químicos, sí lo era como para originar confusiones, que fueron subsanadas en 1961 por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (I.U.P.A.C.), al proponer una nueva unidad patrón para definir las masas atómicas relativas. Con tal fin, se adoptó como unidad de masa atómica, la 1/12 parte de la masa del isótopo  $^{12}\text{C}$  del carbono, con lo que se abandonaron las escalas referidas al oxígeno.

La inmensa mayoría de las Tablas de pesos atómicos, aunque están referidas al  $^{12}\text{C}$ , están construidas con criterio químico, es decir, expresando las veces que la masa media ponderada de las diferentes especies

isotópicas de un elemento, es mayor que la unidad de masa atómica. En cambio, una escala de pesos atómicos construida con criterio físico, representa las masas isotópicas de cada uno de los núclidos de una pléyade.

Aunque usualmente utilizamos indistintamente los términos masa y *peso atómico*, debemos tener muy claro que se trata de dos conceptos físicos diferentes. No obstante, muchos autores cuando se refieren al término peso atómico de un elemento, lo hacen con sentido químico, refiriéndose a la masa media ponderada de la pléyade del elemento que se considera, mientras que reservan el término *masa atómica*, para ser utilizado con sentido físico, es decir referido a la masa de una especie isotópica concreta.

### Contribuciones históricas al desarrollo de la tabla de pesos atómicos



En el cuadro que se acompaña, se resume de alguna manera lo expuesto, y se explicita la interrelación de las distintas aportaciones de diferentes científicos, a la evolución del concepto de peso atómico. Por un lado, resaltamos los nombres de los químicos franceses Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794), Claude Louis Berthollet (1748-1822), y del alemán Hieronymus Theodor Richter (1824-1898) cuyos trabajos incidieron directamente sobre los Proust. Y por otro el de Dalton, sobre cuyas hipótesis se elabora todo el entramado conceptual de la teoría atómica. El trabajo de Proust, que concluye lo que conocemos como relación de pesos de combinación, permite a Dalton -al menos como referencia conceptual-, establecer la primera tabla de pesos atómicos.

Parece ser que la ley de las proporciones definidas fue enunciada en primer lugar por Richter en 1792<sup>6</sup>, aunque tradicionalmente se la conoce como ley de Proust, ya que parece ser que fue más explícito y convincente, el trabajo publicado al respecto por Joseph Proust en 1799. En él se exponían los resultados obtenidos al analizar diversas muestras de carbonato de cobre (de algunos minerales naturales y de varias muestras obtenidas en el laboratorio por diferentes métodos de operación), que después de haber sido cuidadosamente purificadas, su análisis suministraba para todas ellas exactamente la misma composición. No fue fácil que el mundo científico contemporáneo a Proust, en aquel momento un desconocido, aceptara

sin reparos sus conclusiones, ya que se oponían abiertamente a las formuladas por otro gran químico francés, Berthollet, discípulo del gran Lavoisier, y a la sazón ya establecido como químico de gran prestigio, que propugnaban la no constancia de dichas proporciones de combinación. No obstante, la labor experimental de comprobación llevada a cabo fundamentalmente por Berzelius y posteriormente por Stas, dejaron fuera de dudas su aceptación, confirmando su validez para numerosísimas sustancias compuestas, tras minuciosas determinaciones empíricas. Esta línea de avance en la exactitud de los valores de la tabla de pesos atómicos, culmina con la aportación de Richards.

Si debemos resaltar la figura de algún científico, por la importancia de su aportación al desarrollo de la teoría atómica, ésta es la de Juan Jacobo Berzelius, quien no solo contrastó los resultados de Proust, sino que continuando la labor de Dalton, elaboró una nueva escala o tabla de pesos atómicos, en base a una nueva unidad de masa atómica de referencia.

Los estudios de Gay-Lussac sobre las combinaciones gaseosas y los logros en el proceso de electrólisis del agua, llevados a cabo por Nicholson y Carlisle, aprovechando la construcción de la primera pila eléctrica por Alessandro Volta (1745-1827), permitieron avanzar, al establecer correctamente la fórmula del agua, en la construcción de la tabla de pesos atómicos

Sin duda, la hipótesis de Avogadro, y su gran difusor y defensor Cannizzaro, incidieron en el desarrollo del marco conceptual que conocemos como teoría atómico-molecular. El procedimiento de determinación de pesos atómicos, en relación con la medida de densidades gaseosas, puesto a punto por Cannizzaro, permitió la determinación de pesos atómicos por vía química; camino al que contribuyeron decisivamente, Dulong y Pettit con su regla empírica, y Mistcherlich con su ley del isomorfismo.

Las hipótesis sobre la constitución atómica formulada por Prout, inciden y sin duda refuerzan, los planteamientos daltonianos. Aunque son rechazadas a consecuencia de los datos experimentales, que asignan valores no enteros a los pesos atómicos, la existencia de las especies isotópicas las vuelve a resucitar

El salto importante en la confección de la tabla a que aludimos, se produce con el empleo del espectrógrafo de masas, para la determinación de masas atómicas, debido fundamentalmente a Thomson y Aston. Clauque encuentra la composición de la pléyade del oxígeno. Y a partir de ese punto, se inicia la revisión de la unidad de masa atómica elegida, la problemática de las escalas química y física de pesos atómicos, y la elección del <sup>12</sup>C, por la IUPAC, para el establecimiento definitivo de lo que en la actualidad se conoce como **AQ** Tabla de pesos atómicos.

## BIBLIOGRAFIA

1. Kolb, D.. "The chemical equation". J. Chem. Educ., 55, 3 (1978) (p.184-189)
2. Rodríguez Guarnizo, J. *Estequiometría química*. 1995. Cuenca. Ed. U.C.L.M.
3. Pett, V.: "Whole numbers and atomic theory". Chemistry. 51, 1, 1978, (16-18)
4. Asimov, I.: *Breve historia de la química*. 1975. Madrid. Alianza Editorial
5. Asimov, I.: *Historia de la energía nuclear*. 1988. Madrid. Alianza Editorial
6. Kolb, D.: "But if atoms are so tiny.. ". J. Chem. Educ. 54, 9, (1977). (p. 543-547)