

*La evolución histórica de los conceptos científicos como
prerrequisito para comprender su significado actual: el
caso de la “cantidad de sustancia” y el “mol”.*

Carles Furió Mas

Universitat de València, España

Kira Padilla Martínez

Universidad Nacional Autónoma de México

Resumen:

En el presente trabajo se analiza la evolución histórica de la estequiometría, desde sus orígenes con la introducción del concepto de peso equivalente a fines del siglo XVIII hasta la introducción de la magnitud fundamental ‘cantidad de sustancia’ a mediados del siglo XX. Ambos conceptos resuelven el antiguo problema de las proporciones en masa con que se combinan las sustancias desde paradigmas distintos: el equivalentista y el atomista, respectivamente. En este análisis se incluyen las leyes de Richter, Proust y Gay-Lussac, las hipótesis de Dalton y Avogadro y la invención por Ostwald (1900) del ‘mol’ como una unidad de masa característica de cada sustancia desde su visión equivalentista. Posteriormente, se concluye que la comunidad científica cambió su significado adecuándolo al marco atomista y consideró el mol como la unidad de una nueva magnitud, la ‘cantidad de sustancia’ (1961). Finalmente se expondrá porqué es inconsistente introducir, al mismo tiempo, los conceptos de equivalente y de mol en la enseñanza de la estequiometría.

Palabras clave: cantidad de sustancia, mol, estequiometría, teoría atómica.

Abstract:

In this article we analyse the historic evolution of Stoichiometry, from its origins introducing the concept of ‘equivalent’ as a necessity to ‘mathematise’ chemistry in the XVIII century to the introduction of ‘amount of substance’ as a fundamental quantity in the XX century. This evolution includes the laws of Richter, Proust and Gay-Lussac, the hypotheses of Dalton and Avogadro, and the invention by Ostwald (1900) of the ‘mole’ as a unit of mass characteristic of each substance. After the scientific community changed the meaning of the ‘mol’ it have been considerate the unit of the new quantity of ‘amount of substance’ (1961). We will review the historical context of equivalent and why it is not consistent its use in the present teaching of Chemistry.

Key Words: amount of substance, mole, stoichiometry, atomic theory.

(Fecha de recepción: abril, 2003, y de aceptación: septiembre, 2003).

Introducción

El conocimiento sobre los hechos históricos de la ciencia nos puede ayudar a apreciar de forma correcta las diversas teorías científicas. Para los profesores de ciencias, en cambio, el conocer la historia implica frecuentemente la memorización de nombres y datos, con muy poco conocimiento sobre la construcción social y cultural del pensamiento científico (Bruce, 1991). Sin embargo, algunos autores han marcado la importancia de lo que debemos saber los profesores de ciencias y, entre las competencias profesionales que hemos de adquirir, han resaltado la necesidad de conocer la materia a enseñar y, en particular, conocer los problemas que originaron la construcción de los conocimientos científicos, para poder entender cómo llegaron a articularse como cuerpos coherentes de conocimiento (Gil, 1991; Furió, 1994). Así mismo, tener una comprensión del papel de las teorías científicas y de cómo cambian es esencial para el desarrollo y comprensión de la ciencia (Duschl, 1995). Es importante tener conocimiento de la evolución de conceptos que son básicos y, en particular, de aquellos que son difíciles de aprender por que resultan muy abstractos para los estudiantes. Este conocimiento nos permitirá comprender sus dificultades y con ello facilitar el aprendizaje. Es por estas razones que consideramos de vital importancia conocer la historia y evolución de significado de los conceptos que aquí nos interesan: la cantidad

de sustancia y el mol. Este será el objetivo fundamental de este trabajo: mostrar una visión histórica y epistemológica de los contextos en los que surgieron aquellos conceptos, conocer si estos contextos y conceptos han sufrido cambios y así comprender mejor lo que representan y significan actualmente.

1. El problema de las ‘cantidades materiales’ de reacción como contexto químico en el que se introduce la ‘cantidad de sustancia’.

El estudio de la estequiometría ha jugado un papel muy importante en la evolución y desarrollo de la química. Con el estudio de la estequiometría surgieron necesidades que era preciso cubrir en lo que hoy llamamos química analítica, como por ejemplo, una notación química adecuada, un conocimiento claro de cómo se llevaban a cabo las reacciones químicas, o de qué se componían las sustancias. La respuesta a estas cuestiones dio lugar a una serie de investigaciones que se fueron desarrollando y estructurando para fundamentar la química como ciencia moderna. Por esto, el estudio del desarrollo histórico de la estequiometría es de gran importancia para entender la evolución de la química y de los conceptos básicos que surgieron como respuesta a los problemas que se presentaron en aquella.

Dentro de la enseñanza de la química, la estequiometría ocupa un

lugar importante, sobre todo a niveles básicos ya que es uno de los primeros problemas que se estudia en la química introductoria y, por ello, es uno de los primeros en los que aparecen dificultades en los estudiantes. Por otra parte, es uno de los temas elementales que todo estudiante de química debe saber para tener un buen entendimiento de cualquier área de la química. Cuando se enseña la estequiometría, el profesor ha de darse cuenta que, según la historia de la química, puede haber dos marcos teóricos distintos en su presentación: el primero, es el marco equivalentista que para resolver la composición de las sustancias introduce el peso equivalente como unidad y al número de equivalentes como magnitud; el segundo, es el contexto atomista en el que se idea la magnitud “cantidad de sustancia” y el mol como unidad

Sin embargo y a pesar de que la cantidad de sustancia se inventó hace más de 50 años, sigue siendo una magnitud confusa incluso para los mismos profesores. En efecto, la investigación ha mostrado que la cantidad de sustancia no es utilizada por los profesores y que en su lugar se usa el número de moles (Mills et al, 1993). Es frecuente enseñar solamente el ‘mol’ de manera operativa y sin que se llegue a entender claramente que, en la actualidad, es la unidad de una de las siete magnitudes fundamentales de que disponemos en el Sistema Internacional de Medidas. Nuestra hipótesis es que estas deficiencias docentes se deben, en esencia, al desconocimiento de la historia de la

química en este contexto. Es por ello que trataremos de presentar en este apartado la crisis que sufrió el modelo conceptual atomista durante todo el siglo XIX (Rocke, 1984) al competir con el modelo conceptual equivalentista que era el hegemónico en el cuerpo teórico de la Química.

1.1. La estequiometría como programa nuclear de investigación en el nacimiento de la química como ciencia moderna.

La estequiometría es un concepto ideado por el químico alemán Jeremías Richter (1762-1807) para cuantificar las proporciones ponderales (en masa) con que se combinaban los elementos en las sustancias. El término estequiometría está basado en las palabras griegas *stoicheion* (elemento) y *metron* (medida) (Kolb, 1978). Richter era un matemático interesado por la química, quería matematizar la química (Partington, 1961), y se dedicó a buscar regularidades en las proporciones de pesos de combinación. En realidad, los químicos de la época estaban interesados en obtener las proporciones en masa con que se combinaban las sustancias intentando recorrer el mismo itinerario que se había seguido en los orígenes de la construcción de la física como ciencia moderna que se matematizó a través de las leyes de Kepler interpretadas, más tarde, por Newton con su famosa ley de la gravitación universal. En el caso de la química, se buscaba obtener ‘pesos

de combinación' o 'pesos de unión' de los elementos químicos que formaban los compuestos¹. Para presentarlos, Richter utilizó símbolos alquímicos. Por ejemplo, en un trabajo incluyó algunos metales recientemente descubiertos para los que utilizó las dos primeras letras de sus nombres, idea que después fue retomada por Berzelius (Darmstaedter *et al.*, 1928)

Richter llamaba elementos al ácido y a la base que eran componentes de la sal neutra, extendiendo esta idea a otros compuestos e incluso a los propios elementos químicos. Llamó al ácido 'elemento determinante' y a la base 'elemento determinado'. Midió el peso de varias bases que reaccionaban con idénticos pesos de un ácido. Representó las series de proporciones de pesos de combinación para cada ácido y base de manera separada. Los primeros trabajos que le llevaron a encontrar una proporcionalidad directa fueron los que realizó sobre reacciones de doble descomposición entre dos sales neutras, como por ejemplo: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{Ac})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2 \text{NaAc}$. Encontró que las masas de los reactivos guardaban entre sí una proporción constante, al formar los productos. En otras palabras encontró que la razón de las masas de ácido y base que reaccionan en una neutralización (pesos equivalentes) es siempre constante. Formuló lo que se conoce como la "ley de proporciones

recíprocas", la cual se generalizó en 1792 como sigue:

'When two neutral solutions are mixed, and decomposition follows, the new resulting products are almost without exception also neutral; the elements must, therefore, have among themselves a certain fixed ratio of mass.' (Partington, 1961)

Esto puede ser expresado de la siguiente forma: 'Todas las reacciones químicas se llevan a cabo en proporciones de peso representados por 'pesos equivalentes' elementales. Para cada elemento se debe asignar uno o más 'pesos equivalentes' que pueden llegar a formar una serie integral de pequeños submúltiplos de números enteros' (Rocke, 1984)

Finalmente fue Ernst Fisher (1754-1831) en 1802, quien señaló que los resultados de Richter se podían tabular para mostrar los pesos equivalentes de ácidos y bases referidos a 1000 partes de ácido sulfúrico como sustancia estándar. Sin embargo, Richter reorganizó los valores de esta compilación y en 1803 él mismo publicó una tabla más completa que contenía los pesos equivalentes de 18 ácidos y 30 bases, aclarando que los datos no eran muy exactos dado que él no era un buen analista (Darmstaedter *et al.*, 1928). En la tabla 1 se presentan los pesos equivalentes de algunos ácidos y bases.

¹ Después se buscarían las relaciones existentes entre estos pesos con el fin de obtener una ley empírica y universal como la de la gravitación.

Tabla 1. Relación de pesos equivalentes de algunos ácidos y bases referidos a 1000 partes de ácido sulfúrico.²

Bases		Ácidos	
Alúmina	525	Carbónico	577
Soda	859	Sulfúrico	1000
Potash	1605	Fosfórico	979

En esta tabla 1 esta implícito que los papeles de ‘elemento determinante’ y ‘elemento determinado’ son intercambiables. Richter determinó el peso equivalente de ácido fosfórico (P_2O_5) como la cantidad con la que éste neutraliza tanta soda como el equivalente de ácido sulfúrico (de aquí la palabra equivalente). En este caso la cantidad equivalente del fosfórico resultó ser 979.

Con estas relaciones equivalentes, Richter pudo iniciar la matematización de la química y llamó a esta nueva disciplina “Estequiometría”. Conociendo estas relaciones se podían avanzar hipótesis sobre la composición de los compuestos formados por elementos que ya se sabía formaban parte de otros compuestos.

1.2. La polémica Proust-Berthollet sobre qué es un compuesto químico.

En 1802, Joseph Proust (1754-1826) después de haber realizado diversas

investigaciones con compuestos de estaño, cobre, platino, zinc, algunos sulfuros metálicos y sulfuros de hierro, tanto naturales como artificiales, llegó a la conclusión de que no importaba si un determinado compuesto era natural o no, o de qué lugar del mundo provenía, o cómo se había obtenido en el laboratorio. Simplemente pensaba que al ser una sustancia pura debería tener un conjunto de características definidas, y entre ellas su composición en masa habría de ser invariable. Esto es lo que se conoce como “*ley de las proporciones definidas*” y que Proust expresó de la siguiente manera:

*‘We must conclude that nature operates not otherwise in the depths of the world than at its surface or in the hands of man. These ever-invariable proportions, these constant attributes, which characterize true compounds of art or of nature, in a word, this **pondus naturae**.....I say, is no more at the power of the chemist than the law of election which presides at all combinations.’* (Proust, 1799)

El trabajo de Proust sobre las proporciones definidas de los compuestos fue aceptado en su momento por muchos químicos, pero también hubo quienes lo rechazaron. Con su trabajo sobre afinidad, Claude-Louis Berthollet (1748-1822) asumió que las reacciones químicas son usualmente incompletas y que una determinada sustancia se

² Los nombres antiguos expuestos en la tabla 1 corresponden a los siguientes compuestos actuales: Soda: Na_2CO_3 ; Potash: K_2O ; Sulfúrico: SO_3 ; Alúmina: Al_2O_3 ; Carbónico: CO_2 ; Fosfórico: P_2O_5 .

dividía en otras dos que eran de proporción variable y dependientes de la masa. Llegó a la conclusión de que un compuesto no tiene composición constante sino variable, dependiendo de la forma en que se ha obtenido, y llegando, a veces, a oscilar esta composición entre límites fijos.

Con esto se abrió paso a la polémica entre Proust y Berthollet. El primero defendía la proporcionalidad constante de los pesos de los elementos en los compuestos y el segundo su variabilidad. Berthollet aludía a que los óxidos metálicos podían tomar oxígeno e incrementar esta cantidad continuamente, lo cual lo llevaba a predecir la existencia de una serie continua de óxidos. Proust mostró que cada metal puede formar uno o más óxidos, pero cada uno de ellos con una proporción ponderal definida y explicó que las series de óxidos preparadas por Berthollet eran solamente mezclas de dos óxidos de un mismo metal, o de dos óxidos definidos de distintos metales.

El problema de fondo consistía en que Berthollet creía que las disoluciones eran compuestos químicos producidos por las mismas fuerzas que aquellos que operaban en cualquier

tipo de reacción, pero ejercidas más débilmente. Decía, por ejemplo, que cuando una sal se disolvía en agua, estas sustancias estaban unidas por cierta afinidad. Cuando la sal cristalizaba por enfriamiento era debido a que las fuerzas de cohesión en el sólido predominaban sobre la afinidad de las sustancias. Cuando, al evaporarse el agua, se separaban los cristales era debido a que predominaba la elasticidad del vapor. Esto nos da una idea clara de que el concepto 'macroscópico' de compuesto químico, introducido por Geoffroy³ en 1718 a través de sus tablas de '*rappports*' (relaciones o afinidades) (Klein, 1994), no estaba tan al alcance de la comunidad científica. Por lo que se deriva, como veremos más adelante, que estuviera en discusión si el fenómeno de la disolución era o no una reacción química.

Berthollet insistía en que Proust debería dar definiciones precisas de lo que era una combinación (compuesto) y una disolución (solución). Para Proust fue muy difícil dar una definición de lo que era un 'verdadero compuesto' haciendo una clara diferencia de éste con respecto a soluciones, aleaciones y vidrios. Fue muy importante el que

³ Casi un siglo antes de esta polémica, Geoffroy diseñó una tabla de afinidades (*rappports*)- aunque él evitó utilizar el término afinidad-. En los comentarios que él hace, pone de manifiesto (de manera indirecta) la idea de lo que es un compuesto químico. Para Geoffroy un 'compuesto químico' debería ser relativamente estable y estar formado por una sustancia específica. También diferenciaba a los compuestos químicos de las mezclas, asumiendo que las relaciones de combinación (*rappports*) entre las sustancias eran parte sólo de los compuestos químicos. No sabemos si Proust utilizó las ideas de Geoffroy, pero es evidente que éste último estaba bastante adelantado a su tiempo y dio los primeros pasos hacia lo que después se llamó ley de las proporciones definidas.

Proust reconociera la existencia de soluciones sólidas ya que con esto justificaba que un sólido al fundirse pudiera disolverse en otro y explicaba la existencia de aleaciones y vidrios.

Proust puso en cuestión si era la misma fuerza la que hacía que un metal reaccionara con azufre y la que podía hacer que un sulfuro se disolviera en otro. A este respecto indicó: *“la única conclusión a la que puedo llegar es que pueden ser o no ser el mismo tipo de atracciones, lo realmente importante es que sus resultados son distintos y esto las hace difíciles de confundir”* (Partington, 1961). Proust da la definición de lo que es un compuesto químico, considerando que su propiedad fundamental es una proporcionalidad ponderal definida y fija de los elementos que lo forman y lo expresa así:

“De acuerdo con nuestros principios..... un compuesto es una sustancia como lo es el sulfuro de plata, de antimonio, de mercurio, de cobre, como lo es un metal oxidado, un combustible acidificado, etc.; es un producto privilegiado al cual la naturaleza asignó proporciones fijas; es, en pocas palabras, algo que ella (la naturaleza) nunca creó incluso en las manos del hombre, excepto con la ayuda de una balanza, pondere et mensura.”(Proust, 1806)

De toda esta polémica podemos deducir que además de que no había una idea clara de lo que era un compuesto químico, la cuestión de fondo era ¿qué es una sustancia desde el punto de vista macroscópico? Para Berthollet, sin embargo, nunca hubo una diferen-

cia entre disolución y combinación, para él ambos eran manifestaciones de la misma acción química en diferentes grados. Vidrios, aleaciones y soluciones eran compuestos químicos de composición variable. Nunca llegaron a un acuerdo, sin embargo esta polémica continuó en el transcurso del siglo tomando diversas formas, por que, como veremos más adelante, Dalton utilizó la Ley de Proust para sustentar su hipótesis atómica. A pesar de todo ya muchos químicos habían aceptado la ley de las proporciones definidas y la utilizaban en sus análisis. Con esta nueva ley se le da una nueva perspectiva a la estequiometría dado que hace una extensión de los equivalentes a todo tipo de combinaciones (en esta época sólo se usaban en las reacciones de neutralización entre ácidos y bases). Sin embargo, esta polémica pasó inadvertida para la comunidad científica (Bensaude-Vincent and Stengers, 1997) y el mismo trabajo de Berthollet sobre reacciones incompletas sirvió de pauta para las ideas modernas sobre equilibrio químico y la ley de acción de masas presentada mucho más tarde por los noruegos Guldberg y Waage en 1864.

1.3. La hipótesis atómica como nuevo marco teórico que explica la estequiometría.

John Dalton (1766-1844) en 1808 hace uso tanto de la ley de Proust como de la ley de Richter como referentes empíricos de la nueva hipótesis ató-

mica. Sugiere que las combinaciones químicas se efectúan mediante unidades discretas, átomo a átomo, y que los átomos de cada elemento son idénticos. Aparte de explicar la ley de Proust, Dalton deriva del marco teórico una nueva hipótesis, “*la de las proporciones múltiples*”, la cual verifica después de realizar algunos experimentos con óxidos de nitrógeno.

La teoría atómica de Dalton consideraba las siguientes hipótesis (Partington, 1961; Holton y Brush, 1963):

- i. La materia se compone de átomos.
- ii. Los átomos son indivisibles y no pueden ser creados o destruidos.
- iii. Todos los átomos o ‘átomos compuestos’ de una sustancia pura son idénticos y su masa es idéntica.
- iv. Los átomos de diferentes elementos tienen diferentes masas.
- v. Un átomo compuesto (partícula más pequeña de un compuesto) está formado por un número fijo de átomos de sus elementos componentes (con esta hipótesis y las anteriores se explica la *ley de proporciones fijas*).
- vi. La masa de un átomo compuesto será la suma de las masas de sus átomos constituyentes.
- vii. Cuando un elemento se une con otro para formar más de un compuesto dando lugar así a sustancias con distintas proporciones ponderales (por ejemplo, 2:1 ó 3:2), estas proporciones guardan entre sí una relación muy simple de números enteros sencillos (*ley de proporciones múltiples*).
- viii. La masa atómica de un elemento en todos sus compuestos es la misma. La composición de un compuesto formada por dos elementos *A* y *B* puede ser derivada de las composiciones de compuestos de cada elemento con un tercero *C* (*ley de las proporciones recíprocas*).
- ix. Si sólo es conocido un compuesto formado por dos tipos de elementos *A* y *B*, a menos que haya una razón para pensar lo contrario sus partículas (átomos compuestos) serán del tipo binario *AB*. Si hay más de un compuesto uno será binario *AB* y el otro ternario, A_2B ó AB_2 y así sucesivamente (*regla de la máxima simplicidad*).

A pesar de que estas hipótesis son aparentemente repetitivas, en realidad no son tan simples (Bernatowics, 1970) ya que el mismo Dalton, en trabajos posteriores, reconoció que el agua podría ser una molécula ternaria y no binaria y también reconoció que los átomos de un mismo metal se podrían combinar con uno, dos o más átomos de oxígeno. Dado que las hipótesis de Dalton asumen la composición fija de los compuestos, los químicos empiezan a preguntarse cuál es la fórmula correcta. Así, mientras en los equivalentes solamente interesan las relaciones entre las masas de los cuerpos simples constituyentes, los átomos exigen un número entero y sencillo (Bensaude-Vincent & Stengers, 1997). A diferencia de Richter, que fijaba el equivalente guiándose por la capacidad de reacción de los compuestos, Dalton tuvo que

relacionar todas las masas atómicas con una misma unidad establecida de manera convencional (escala de masas atómicas). Determinó las masas atómicas tomando como unidad a la del átomo de hidrógeno H. También utilizó una nueva nomenclatura, a partir de círculos y puntos, para representar a cada sustancia simple y a cada compuesto. Según su teoría el agua estaba formada por moléculas binarias HO y si la masa atómica del hidrógeno era 1, podría, entonces, determinar fácilmente la masa atómica del oxígeno a partir del experimento. Lo que hizo fue relacionar las masas con que se combinaban experimentalmente las sustancias hidrógeno y oxígeno con las masas atómicas de estos elementos suponiendo que se cumplía la regla de la máxima simplicidad. La relación era la siguiente:

$$\frac{m_{\text{oxígeno}}}{m_{\text{hidrógeno}}} = \frac{N_{\text{O}} A_{r\text{O}}}{N_{\text{H}} A_{r\text{H}}}$$

Donde m es la masa del elemento, N es el número de átomos presentes del elemento en el compuesto y A_r es la masa atómica del elemento. Por definición $A_{r\text{O}}/A_{r\text{H}}$ es la masa atómica relativa del elemento O con respecto al elemento H. Partiendo del supuesto de Dalton de que el agua estaba formada por moléculas binarias y que al descomponer experimentalmente masas de agua se había obtenido una relación $m_{\text{O}}/m_{\text{H}} = 8$ (8:1 oxígeno-hidrógeno), según la ecuación anterior (donde $N_{\text{O}}=N_{\text{H}}=1$ y donde la masa atómica del hidrógeno

$A_{r\text{H}}=1$), entonces se obtenía la masa atómica del oxígeno, $A_{r\text{O}}=8$. Y viceversa, si se disponía de los datos experimentales de los pesos de combinación de dos elementos y se sabía sus masas atómicas, se podría conocer la fórmula del compuesto. De esta forma Dalton trabajó con los resultados experimentales obtenidos con otros compuestos y publicó su primera escala de masas atómicas con la que quería sustituir a las tablas de equivalentes de Richter (Colmant, 1971).

El primero en dar a conocer la hipótesis atómica de Dalton fue su amigo Thomas Thomson, en 1807, quien se convirtió en un gran defensor de esta hipótesis. Pero, así como Thomson la adoptó como suya, también hubo quienes no la aceptaron y quienes cambiaron el término de peso atómico por peso equivalente. Uno de estos últimos fue William H. Wollaston quien utilizó las ideas de Dalton, y, sin embargo, popularizó el término equivalente en un trabajo publicado en 1814. Wollaston escogió un solo equivalente para cada elemento, estableciéndolo como invariante y entonces utilizó ese valor para calcular las fórmulas moleculares de los compuestos de los cuales se conocían los elementos que los formaban (Rocke, 1984).

Wollaston determinó los pesos equivalentes tomando como unidad a la décima parte del peso de oxígeno combinado (esto es, considerando que el equivalente del O era 10). Veamos como obtenía el peso equivalente del C a partir del peso de oxígeno combinado

en el CO_2 . Por una parte, se sabía que por cada volumen de oxígeno combinado se producía un volumen de dióxido de carbono ($\text{O}:\text{CO}_2$) y, por otra, que la relación de los pesos de combinación $\text{O}:\text{CO}_2$ era de 10:13.77. Por tanto y como en cada molécula de CO_2 hay dos átomos de oxígeno, esta relación se puede escribir como 20:27.54 y, en consecuencia, el peso equivalente del carbono en este compuesto será de 7.54 gramos (Partington, 1961; Izquierdo, 1999). Wollaston publicó una larga tabla de pesos equivalentes. Es importante notar que para el cálculo de sus 'pesos equivalentes', Wollaston sí estaba considerando el número de átomos de cada elemento presentes en la fórmula y no sólo la proporción en masa de los elementos que se combinan. Con lo anterior podemos darnos cuenta de que los 'pesos equivalentes' de Wollaston son, en realidad, las 'masas atómicas' de Dalton, pero tomando como referente a la del oxígeno que consideraba igual a 10.

La determinación de los pesos atómicos empieza a tener auge entre los químicos ya que permite identificar de manera positiva a los cuerpos simples y así poder establecer comparaciones entre ellos (Bensaude-Vincent & Stengers, 1997). Jöns Jacobs Berzelius (1779-1848) se convierte en toda una autoridad, en cuanto a pesos atómicos se refiere, ya que se dedica a determinar y corregir los pesos atómicos. Implementa una nueva nomenclatura en función de la inicial o las dos primeras letras del nombre latino de cada

elemento (nomenclatura moderna) y estas letras representan un volumen de la sustancia. Cuando era necesario indicar varios volúmenes se utilizaba un número que precedía a la letra o letras, por ejemplo: el símbolo para el ácido sulfúrico era $\text{S} + 3\text{O}$ (Berzelius, 1814). Fue Liebig quien, en 1834, introdujo los subíndices que se utilizan hoy en día.

En 1808, Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850), al repetir el experimento de Cavendish de formación de agua, notó que el hidrógeno y el oxígeno se combinaban en una relación de 2:1 en volumen, siendo su error experimental menor del 0.1%. Además, al realizar diferentes experimentos con otros gases notó que para el producto resultante de la reacción (si como en el caso del agua era gas o vapor a la temperatura del experimento) su volumen estaba relacionado de manera sencilla con los volúmenes de los elementos reaccionantes. De esta manera llegó a la siguiente conclusión: "*Me parece que los gases se combinan siempre en las proporciones más simples cuando actúan uno sobre otro; y hemos visto en realidad en todos los ejemplos anteriores que la razón de combinación es 1:1, 1:2 ó 1:3*" (citado por Holton y Brush, 1963).

Dalton no aceptó los resultados de Gay-Lussac, ya que al replicar los experimentos obtenía números no enteros. Gay-Lussac redondeó sus datos experimentales y esto para Dalton era una discrepancia no un error experimental despreciable, siendo así que él había obtenido sus resultados con errores

experimentales mucho más elevados que los de Gay-Lussac (Holton y Brush, 1963).

1.4. *El concepto de molécula como centro de la polémica entre equivalentistas y atomistas.*

En 1811, Amedeo Avogadro (1778-1856) formula una primera hipótesis, basada en el modelo cinético de los gases de Bernoulli, que explica la ley descubierta por Gay-Lussac. '*En condiciones iguales de temperatura y presión, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de moléculas*'. Con esta sencilla hipótesis, además de darle la razón a Gay-Lussac, Avogadro da a los resultados experimentales un fundamento teórico que los hace coherentes y convincentes. En su segunda hipótesis, que no fue aceptada por la comunidad científica hasta el Congreso de Kalsruhe en 1860, propone la existencia en sustancias simples gaseosas de moléculas formadas por dos o más átomos iguales.

En efecto, la idea de moléculas formadas por átomos de un mismo elemento era inconcebible para los químicos de la época. Hay que tener presente que en aquella época y de acuerdo con la teoría electroquímica de Berzelius la formación de 'átomos compuestos' se explicaba sobre la base de la atracción de átomos diferentes que estaban cargados con electricidades de signo opuesto (+ y -, respectivamente). Por tanto, dos átomos iguales, como

por ejemplo de hidrógeno, tendrían que repelerse entre sí y no deberían formar moléculas. Además, las hipótesis de Avogadro no eran muy útiles para la determinación de pesos atómicos, ya que muy pocas sustancias reaccionantes eran gaseosas.

El desarrollo de técnicas de determinación de pesos atómicos dio paso, en 1819, a la ley empírica de Dulong y Petit, según la cual el producto entre el calor específico de un elemento y su masa atómica había de ser una constante. Esta misteriosa ley permitía obtener las masas atómicas a partir de la medida del calor específico del elemento en estado sólido. Dulong y Petit toman como referentes los pesos atómicos obtenidos por Berzelius para comparar sus resultados. Sin embargo, a pesar de que este método funcionaba bien con metales, fallaba en los casos del berilio, boro, silicio y carbono (Colmant, 1972). En el caso de los óxidos metálicos aquellos investigadores consideraron que eran siempre monóxidos de fórmula MO. En cambio, Berzelius había supuesto para hacer sus determinaciones que la fórmula de estos óxidos era MO_2 , y, a consecuencia del éxito del método de los calores específicos, varió su tabla de pesos atómicos adoptando como hipótesis las fórmulas MO para los óxidos metálicos (Rocke, 1984).

En 1821, Mitscherlich propone un nuevo método para determinar masas atómicas, utilizando el isomorfismo de los cuerpos sólidos para deducir por analogía sus fórmulas (Colmant, 1972). Este método también tenía problemas,

ya que algunas veces se asignaban fórmulas idénticas a sustancias con propiedades similares. Tal fue el caso del óxido de potasio al que se le asignó la fórmula KO, por ser una base fuerte como el óxido de calcio CaO, por lo que la masa atómica del potasio determinada por Mitscherlich era el doble de la actualmente reconocida.

Jean Baptiste Dumas (1800-1884) fue uno de los pocos químicos que utilizaban la hipótesis de Avogadro, pero en 1832 encontró varias anomalías: los pesos atómicos obtenidos por el método de las densidades de vapor en los casos del azufre, fósforo, arsénico y mercurio eran dos o tres veces mayores que los valores obtenidos por los métodos de los calores específicos (Ley de Dulong y Petit) y las analogías químicas (isomorfismo). Esto lo puso en una encrucijada, ¿qué era lo que estaba mal? Dumas optó por abandonar las hipótesis de Avogadro, las cuales fueron, en general, rechazadas (ya habían sido previamente rechazadas por Dalton) y olvidadas, cuestionándose al mismo tiempo no solamente la Ley de Gay-Lussac sino también las hipótesis atómicas de Dalton (Bensaude-Vincent & Stengers, 1997) y, en particular, el concepto de molécula.

En 1844, la notación atómica había sido eclipsada por la de los equivalentes en los *Annales de Chimie*. La mayoría de los químicos franceses adoptaron la resolución de atenerse sólo a los equivalentes. Algunos importantes químicos alemanes deciden utilizar los equivalentes de Leopold Gmelin

(1788-1853). El sistema equivalentista propuesto por Gmelin, se basaba únicamente en las relaciones ponderales de combinación, sin hacer referencia a las relaciones volumétricas.

Hasta la década de 1860 seguía habiendo tensiones entre los paradigmas equivalentista y atomista, pero no se habían manifestado públicamente. No había consenso en el uso de una nomenclatura determinada y conceptos como ‘átomo’, ‘molécula’, ‘átomo-gramo’, ‘molécula-gramo’ y ‘peso equivalente’ causaban una enorme confusión. El problema más grave se presentaba en la química orgánica, ya que el uso de diferentes fórmulas para un solo compuesto creaba confusiones y divergencias entre los químicos orgánicos. En la tabla 2 se presentan algunos ejemplos de notaciones, utilizadas antes de 1860, para el ácido acético.

Tabla 2. Fragmento de la tabulación de fórmulas para ácido acético en uso antes de 1861. (Citado por Kekule en Ihde, 1961)

$C_4H_4O_4$	Empirische Formel
$C_4H_3O_3 + HO$	Dualistische Formel
$\left. \begin{array}{l} C_4H_3O_2 \\ H \end{array} \right\} O_2$	Gerhardt. Teoría de tipos
$C_2 \left(\begin{array}{l} C_2H_3O_2 \\ H \end{array} \right) O_2$	Wurtz

1.5. El Congreso de Karlsruhe: En busca del consenso en la comunidad científica.

Fue en 1860, cuando August Kekulé con la ayuda de Adolf Wurtz y Karl Weltzein convocaron al primer congreso internacional de químicos que se llevó a cabo en Karlsruhe (Alemania) y cuyo principal objetivo era la búsqueda de un consenso en la nomenclatura química a utilizar por la comunidad científica. En el congreso se discutieron diversos temas. Uno de ellos fue la necesidad de hacer una distinción clara entre átomo-gramo, molécula-gramo y peso equivalente, dando definiciones más precisas de cada uno de estos conceptos. Fue H. Kop quien introdujo la discusión sobre la diferencia entre átomo y molécula. También la abrió sobre el equivalente diciendo “*El concepto de equivalente es empírico e independiente del concepto de molécula gramo*”. Después de una larga sesión de discusión y al no existir consenso, no se tomó ninguna decisión al respecto (Ihde, 1961; deMilt, 1951).

Como resultado importante de este Congreso se reconoce, gracias a los trabajos de Cannizzaro, la importancia de la hipótesis de Avogadro, aceptándose que las moléculas, incluso en una sustancia simple gaseosa, pueden estar formadas por varios átomos iguales, haciendo hincapié en que algunas,

como las del oxígeno, el hidrógeno y los halógenos eran diatómicas.

Kekulé plantea la existencia de dos tipos de notaciones principales: la atómico-molecular y la notación en equivalentes, en donde en el primer caso la fórmula representa a la molécula; en el segundo, a la equivalencia (Tabla 3).

Tabla 3. Extraída del informe sobre el Congreso elaborado por Wurtz, 1860

Notación atómico-molecular	Notación en equivalentes
HCl	HCl
H ² O	HO
H ³ Az*	Haz

Se plantea la necesidad de adoptar sólo un tipo de notación y se opta por la notación atómica, pero no hubo ningún acuerdo sobre el mejor método para determinar masas atómicas. A pesar de esto, se siguieron utilizando las diferentes notaciones (en base a equivalentes, de tipos o atómica). Además los compuestos químicos se clasificaban como ‘perfectos’ (aquellos que cumplían la ley de proporciones constantes de Proust) e ‘imperfectos’ (aquellos que tenían una composición variable dentro de ciertos límites como sugería Berthollet) como puede observarse en el trabajo original

* En la notación atómica los símbolos de cada elemento en una fórmula representan al átomo y en la notación equivalente representan al peso equivalente, por tanto en esta última el peso equivalente del oxígeno era 8 gramos y el del nitrógeno (az) era 14/3 gramos.

de Waage y Guldberg sobre la ley de acción de masas, titulado ‘Sobre las afinidades’ y publicado en 1864. Esta clasificación de los compuestos ha perdurado hasta ahora pero poniéndoles los adjetivos ‘daltónidos’ y ‘berthólidos’, respectivamente

El Congreso sirvió para impulsar la teoría atómico molecular de la materia. Unos años después, el alemán Julius Lothar Meyer (1830-1895) y el ruso Dimitri Mendeléiev (1834-1907) presentarían un sistema periódico de los elementos sobre la base de los pesos atómicos recomendados por Cannizzaro.

1.6. La aceptación de la teoría atómico-molecular de la materia y la introducción del concepto de ‘cantidad de sustancia’.

En los años siguientes se manifestó abiertamente la polémica en la comunidad científica sobre el uso de los equivalentes y de los átomos y moléculas. Muchos químicos analistas prefirieron, por su mayor sencillez, el uso de los pesos equivalentes. Consideraron que se llegaba a los mismos resultados sin suponer la existencia de átomos, sólo teniendo en cuenta las proporciones en peso o los equivalentes. No obstante, con el desarrollo de la teoría atómica y las investigaciones de la física sobre las radiaciones de los cuerpos calientes o de los gases a elevado potencial a principios del siglo XX, ya se puede considerar aceptada esta teoría, llegándose

a diversas técnicas para cuantificar el número de átomos y moléculas.

La aceptación progresiva de la teoría atómico-molecular a finales del siglo XIX no significó la desaparición del paradigma equivalentista, que se refugió en la termodinámica, ciencia emergente que tiene como concepto estructurante el de la energía y que surgió como opuesta al atomismo. Pero es en el marco de la teoría atómico-molecular aceptada en el que se introduce la nueva magnitud ‘cantidad de sustancia’ convirtiendo el mol en su unidad (Azcona et al. 2002). Ahora bien, conviene tener presente que el mol había sido ideado antes que la cantidad de sustancia en el marco conceptual equivalentista y, por tanto, con un significado totalmente distinto al actual. El primero en utilizar el término ‘mol’ fue el químico-físico alemán Wilhem Ostwald, que lo definió como “*la masa en gramos de una sustancia numéricamente igual a su peso normal o peso molecular*” (Azcona, 1997). Ostwald utilizó la palabra ‘mol’ (masa grande) por ser opuesta a ‘molécula’ (masa pequeña), dado que quería atribuirle el significado de unidad de masa específica para cada sustancia (concepto próximo al de peso equivalente) (Nelson, 1991). Ostwald también introduce, en sus textos, el término ‘cantidad de sustancia’, pero siempre referido a masas o relación de masas (Azcona, 1997). En cambio la introducción de la nueva magnitud ‘cantidad de sustancia’ fue más tardía, en 1961, y dentro del paradigma atomista ya consolida-

do. Así pues, esta nueva magnitud, paradójicamente, fue precedida por la invención del concepto de mol que hoy consideramos su unidad.

Durante la primera mitad del siglo XX, las masas atómicas estaban referidas al isótopo 16 del oxígeno (^{16}O), pero había una diferencia en un factor de 1.000275 entre la escala de los físicos y la de los químicos. Con el descubrimiento de los isótopos ^{18}O y ^{17}O surgió una discusión para encontrar una escala aceptable referida a un único isótopo de otros elementos. En 1957 se propuso al ^{12}C y fue aceptado tanto por físicos como por químicos. Además los términos relacionados con la expresión ‘peso fórmula-gramo’ (peso átomo-gramo, peso molécula-gramo, peso equivalente-gramo) eran muy utilizados para referirse equivocadamente a la masa atómica, a la masa molecular y a la masa de combinación respectivamente. El peso fórmula gramo era definido como la suma de los pesos de los átomos propuestos en la fórmula, expresados en gramos. El uso de éstos términos creaba confusión y dio pauta a una polémica con el objeto de buscar una única expresión que tuviera el mismo significado que los pesos fórmula gramo, pero sin tener que especificar la especie (Lee, 1961).

Antes de 1961, el término ‘mol’ en el nuevo contexto atomista era referido como la cantidad de ‘algo’ que contenía tantas partículas como el número de Avogadro. También se consideraba que términos como átomo-gramo, molécula-gramo, ión-gramo y fórmula-gramo

tenían el mismo significado que el mol. Estos términos inducen a pensar que el mol es tanto una masa como un número de partículas (Cohen, 1961). El número de equivalentes o ‘equivalente químico’ era considerado por el paradigma equivalentista una de las cuatro formas de expresar o medir una ‘cantidad de materia’ (la masa, el volumen y el número de moles eran los otros tres). Algunos químicos consideraban importante el concepto de equivalente químico por ser dependiente del tipo de proceso químico en el que se combinan partícula a partícula y no gramo a gramo. Esta es la visión equivalentista que ha subsistido hasta la fecha y en la que al concepto de mol se le asocian erróneamente significados de masa y/o de número de partículas.

En 1961, el término ‘mol’ representa, en el marco atomista, la ‘cantidad de sustancia que contiene el mismo número de entidades elementales (átomos, iones, o moléculas) como átomos hay en 12 gramos de ^{12}C ’ (Guggenheim, 1961). Guggenheim define a la cantidad de sustancia como una magnitud diferente a la masa y al número de partículas, pero proporcional a ambas. Finalmente, de la polémica surgida durante la primera mitad del siglo, ésta nueva magnitud es reconocida por la Unión Internacional de Física Pura y Aplicada (I.U.P.A.P) como una de las siete magnitudes fundamentales, recomendando como su unidad básica al mol (Azcona, 1997) y aceptándola como una magnitud fundamental diferente a la masa y al número de partículas.

En 1965, se convierte en una magnitud reconocida, también, por la IUPAC.

La discusión sobre el problema del mol surgió en la década de los 50 en Alemania, tanto los fisicoquímicos como los físicos se preguntaban si era necesario la introducción de una nueva magnitud a la que denominaron "stoffmenge" (porción de sustancia en alemán) de la cual el mol era su unidad (Dierks, 1981). Con las sucesivas definiciones que dio la IUPAP desde 1957 hasta la definitiva en 1967 surgieron una serie de discusiones en la comunidad científica internacional sobre si era o no necesario el uso de esta magnitud, qué utilidad tenía y si el nombre, cuya traducción al inglés fue 'amount of substance' (cantidad de sustancia), era correcto dadas las diferentes acepciones que se le puede dar al término 'cantidad' (Guggenheim, 1961; Lee, 1961; Copley, 1961; Cohen, 1961; Copley, 1969; Davies, 1973). El mayor inconveniente lingüístico viene dado por que la principal acepción del término 'cantidad' tiene significado de 'número concreto' de unidades, y este atributo se opone a una representación abstracta de la magnitud que se quiere definir. Por ejemplo, es mucho más adecuado el término longitud para nombrar la magnitud que mide distancias que 'cantidad de metros'. En la discusión sobre la necesidad de introducir esta magnitud se propugnaba prescindir de ella y trabajar con cantidades moleculares y no con cantidades molares (McGlashan, 1977). Los defensores de su utilización se basaban en que era

una propiedad física como podía serlo la masa o el volumen. En el único punto en el que todos estaban de acuerdo era en la necesidad de cambiarle el nombre (Forbes, 1978; Clayton, 1981; Gorin, 1982). A este respecto se propusieron expresiones como 'chemiance', 'metro-moriance', 'ontcount', 'psammity', sin embargo, no ha habido un acuerdo; así que se utilizan los términos 'cantidad de sustancia' y 'cantidad química'. Consideramos que para proponer un nombre adecuado que no cree confusiones, primero se ha de clarificar cualitativa y cuantitativamente la definición de lo que es la magnitud cantidad de sustancia, simbolizada como n .

La cantidad de sustancia es una magnitud que surge como necesidad física de comparar cantidades de partículas en las sustancias que intervienen en una reacción, evitando la incomodidad de contarlas microscópicamente. Es decir, el atributo principal de esta magnitud macroscópica es que permite contabilizar fácilmente el número de entidades elementales en cualquier porción de sustancia a través de otras magnitudes más asequibles como la masa o el volumen (Azcona, 1997). Así pues la cantidad de sustancia se diferencia del número de partículas (N), de la masa (m) y del volumen (V), pero, al propio tiempo, se relaciona directamente con estas tres magnitudes como puede apreciarse en las definiciones cuantitativas convenidas:

$$n = \frac{N}{N_a} \quad (1); \quad n = \frac{m}{M_r} \quad (2); \quad n = \frac{V}{V_m} \quad (3)$$

donde N_A es el número de entidades elementales contenidas en un mol, M_r es la masa molar de la sustancia y V_m su volumen molar. Ahora bien, la medida de una cantidad de sustancia dada requiere fijar previamente cuál es la unidad elemental de referencia (Mills *et al.*, 1983). Ha de tenerse en cuenta que, por ejemplo, en una misma porción de hidrógeno, formada por moléculas diatómicas, la cantidad de sustancia medida será distinta según se considere como unidad elemental al átomo o a la molécula de hidrógeno. En el primer caso, la cantidad de sustancia será el doble que en el segundo aunque la masa sea la misma.

Con el desarrollo de la química y la importancia de las reacciones químicas, los químicos empiezan a utilizar el atomismo químico, aunque todavía siguen utilizándose los pesos equivalentes, en especial, en la industria con laboratorios de análisis químico. Se ha de ser consciente de que el concepto de peso equivalente fue introducido en un marco conceptual macroscópico, que describe las proporciones ponderales de combinación, pero no las explica. En cambio la magnitud cantidad de sustancia permite establecer una relación significativa entre el mundo macroscópico y el microscópico en el contexto de los cambios sustanciales que se producen en las reacciones químicas, es decir, en el contexto de la estequiometría de los cambios químicos. Actualmente la IUPAC considera anacrónico el uso de equivalentes, pero ello no significa que, aún hoy, no haya autores que conside-

ran irrelevante el uso de la magnitud cantidad de sustancia y su unidad el 'mol' (McGlashan, 1977).

2. Conclusiones

Con la existencia de dos paradigmas para tratar de solucionar el problema de las cantidades materiales, surge la necesidad de determinar exactamente cómo estaban formados los compuestos, así como la de una nomenclatura única y consensuada por toda la comunidad científica. Con esta necesidad Ostwald (1900) propone la introducción del concepto de mol en sustitución de otros conceptos introducidos por los atomistas como molécula-gramo o átomo-gramo. Sin embargo y a pesar de ser propuesto el mol dentro del paradigma equivalentista, es aceptado por toda la comunidad científica como la unidad de una nueva magnitud fundamental la cantidad de sustancia pero cambiando su significado al cambiar de marco conceptual (Kuhn, 1971). En la enseñanza de la química es muy importante entender no sólo el cambio de significado del concepto de mol, sino también qué es y para qué sirve la cantidad de sustancia. Como profesores hemos de recordar que la cantidad de sustancia es una magnitud fundamental química y el mol es su unidad. Sin embargo, tendemos a enseñar a nuestros estudiantes sólo el mol y olvidamos introducir la magnitud cantidad de sustancia (Furió *et al.*, 1993). Esta magnitud ha de ser considerada como una de las siete mag-

nitudes fundamentales y ha de conocerse su relación directa con el número de entidades elementales y con la masa a través de relaciones matemáticas sencillas, pero es importante no confundirla con ninguna de estas magnitudes. En definitiva, conocer en profundidad el significado actual de los conceptos científicos implica conocer la historia de su pasado, es decir, saber sus orígenes y su evolución histórica. En caso contrario, podemos caer fácilmente en visiones ahistóricas y acríticas de la Química y, lo que es peor, podemos transmitir como correctas ideas equivocadas sobre el significado de conceptos actuales como, por ejemplo, el de mol. Necesitamos estudiantes, ciudadanos y ciudadanas bien formados que puedan tomar decisiones fundamentadas en la vida cotidiana y ello significa tener una buena base de conocimientos químicos del presente y del pasado.

Bibliografía

- Avogadro, A. (1811) Essay on a Manner of Determining the relative Masses of the Elementary Molecules of Bodies, and the proportions in which they enter into these compounds, *Journal de Physique*, **73**, pp.58-76. <http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta> (febrero 2002).
- Azcona, R. (1997) Tesis Doctoral, "Análisis crítico de la enseñanza-aprendizaje de los conceptos de 'cantidad de sustancia' y de mol. Una alternativa didáctica basada en el aprendizaje por investigación. Universidad del País Vasco, San Sebastián, España.
- Azcona, R; Furió, C; Guisasola, J. (2002) Algunas reflexiones sobre la magnitud cantidad de sustancia y su unidad el mol. Implicaciones para su enseñanza. *Anales de la Real Sociedad Española de Química*, Julio-Septiembre, 30-33.
- Bensaude-Vincent, B., Stengers I. (1997) *Historia de la Química*. Addison-Wesley, UAM, Madrid.
- Bernatowicz, A.J. J. (1970) Dalton's Rule of Simplicity, *J. Chem. Educ.*, **47**(8), 577-579
- Berzelius J.J. (1813) Essay on the cause of Chemical proportions and some Circumstances, *Annals of Philosophy*, **2**, pp. 443-454. <http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta> (febrero 2002).
- Berzelius J.J. (1814) Relating to them: Together with Short and easy method of expressing them, *Annals of Philosophy*, **3**, p.353-364. <http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta> (febrero 2002).
- Brock, W.H. (1998) *Historia de la Química*, Alianza editorial Madrid
- Colmant, P. (1972) Querelle à l'Institut entre équivalentistes et atomistes, *Revue des questions scientifiques*, **143**, 493-519
- Cohen, I. (1961) Moles and equivalents; quantities of matter. *J Chem. Educ.*, **38**, 555-556
- Darmstaedter, L. Oesper, R.E. (1928) Jeremias Benjamín Richter, *J. Chem. Educ.*, **5**(7), 785-790

- de Milt, C. (1965) The Congress at Karlsruhe, Selected Readings in the History of Chemistry. *J. Chem. Educ.* pp.37-40
- Forbes, R.G. (1978) Amount of substance: an alternative proposal. *Physics Education*, **13**, 549-551.
- Furió, C., Azcona, R., Guisasola, G., Mujika, E. (1993) Concepciones de los estudiantes sobre una magnitud olvidada en la enseñanza de la química: la cantidad de sustancia. *Enseñanza de las Ciencias*, **11**(2) pp. 107-114.
- Gorin, G. (1982) "Chemical amount" or "chemiance": Proposed names for the quantity measured in mole units. *J. Chem. Educ.*, **59**(6), 508.
- Guggenheim, E.A. (1961) The mole and related quantities. *J. Chem. Educ.*, **38**(2), 86-87.
- Holton, G.; Brush, S. G. (1963) *Introducción a los conceptos y teorías de las ciencias físicas*, Reverté, Spain.
- Ihde, A.J. (1961) The Karlsruhe Congress: A centennial retrospect, *J. Chem. Educ.*, **38**(2), pp. 83-86
- Izquierdo, M. (1999) La emergencia de la explicación cuantitativa en química. *Estudios de Historia das Ciencias e das Técnicas*, Tomo II, 1063-1074
- Klein, U.(1994). Origin of the Concept of Chemical Compound, *Science in context*, **7**(2),p.163-204
- Kolb, D. (1978). The Mole. *J. Chem. Educ.*, **55**(11), 728-732
- Kuhn, T.S. (1971). *La estructura de las revoluciones científicas*. (Fondo de Cultura económica: México).
- Lee S. (1961) A redefinition of "Mole" *J. Chem. Educ.*, **38**(11), pp.549-551
- McGlashan, M.L. (1977) Amount of substance and the mole, *Physics Education*, **12**(5), 276-278.
- Mills, I.M., Cvitas, T., Homann, K., Kallay, N., Kuchitsu, K., (1993) *I.U.P.A.C. Quantities, units and symbols in physical chemistry*. (Blackwell: Oxford)
- Nelson, P.G. (1991) The elusive mole, *Edu. Chem.*, **28**(4), 103-104
- Ostwald, W., (1900) *Grundlinien der Anorganischen Chemie*. (W. Engelmann: Leipzig).
- Partington, J.R. (1961) *A History of Chemistry* Vol. III, New York Martino Publishing.
- Proust J.L. (1799) Researches on Copper *Ann. Chim*, **32**, 26-54. <http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta> (febrero 2002).
- Proust J.L. (1806) Sur les mines de cobalt, nikel et autres, *Journal de Physique*, **63**, 566-568. <http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta> (febrero 2002).
- Rocke, Alan J. (1984) *Chemical Atomism in the Nineteenth century: From Dalton to Canizzaro*. State University Press, Columbus. Ohio.
- Thomson, T. (1813) On the Daltonian Theory of Definite proportions in Chemical Combinations. *Annals of Philosophy*, **2**, pp.32. <http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta> (febrero 2002).
- Wurtz, C.A. (1860) *Account of the Sessions of International Congress of Chemists in Karlsruhe*, on

3,4, and 5 September. <http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta> (febrero 2002).

Waage, P; Guldberg, C.M. (1864) *Forhandlinger*, 35. Translation of Abrash, H. from the Norwegian original that appeared in 1964.

Bastiansen, O., Ed. "The law of Mass Action. A Centenary Volume"; Universitetsforlaget: Oslo,p. 7

Kira Padilla quiere agradecer al Consejo Nacional de Ciencia y Tecnología de México (CONACYT) el apoyo económico para la realización de sus estudios de doctorado en España.