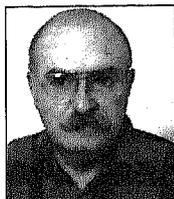


# ALGUNAS REFLEXIONES SOBRE LA MAGNITUD 'CANTIDAD DE SUSTANCIA' Y SU UNIDAD EL MOL. IMPLICACIONES PARA SU ENSEÑANZA.

## Introducción

Con pocos los conceptos de Química que presenten tantas dificultades de aprendizaje como la magnitud 'cantidad de sustancia' y su unidad el mol, y sin embargo su comprensión es esencial para profundizar en el desarrollo de la naturaleza atómico-molecular de la materia y, en particular para fundamentar los cambios sustanciales que ocurren en las reacciones químicas. La importancia didáctica de la enseñanza-aprendizaje de estos conceptos viene apoyada por la existencia de un gran número de investigaciones sobre esta problemática [1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9]. Para empezar conviene recordar que comprender un concepto científico no consiste solamente en conocer el significado preciso de su definición sino que es necesario conocer en qué contexto surge, con qué otros conceptos se relaciona y se diferencia, en qué condiciones sociohistóricas se formó, qué cambios ha sufrido, etc. [10, 11]. Por ello, en la formación de los conceptos de 'cantidad de sustancia' y mol conviene destacar, de entrada, que existe una anomalía epistemológica: primero se ideó la unidad 'mol' por Ostwald en 1900, y con posterioridad la comunidad científica, a través de la Unión Internacional de Física Pura y Aplicada (I.U.P.A.P.), introdujo la magnitud 'cantidad de sustancia' en 1961. Más tarde, en 1965 la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (I.U.P.A.C.) adoptó la misma recomendación conviniendo que la 'cantidad de sustancia' es una magnitud diferente de la masa. Así pues, retrocederemos al siglo XIX para conocer el contexto en el que se ideó el concepto de mol y ver si en el tiempo transcurrido desde entonces se ha producido algún cambio en su significado.



Rafael Azcona<sup>1</sup>, Carlos Furió<sup>2</sup> y Jenaro Guisasola<sup>3</sup>

<sup>1</sup> IES 'Talaia', Hondarribia. (Guipuzcoa)  
rafazcona@wanadoo.es

<sup>2</sup> Departamento de Didáctica de las Ciencias Experimentales,  
Universidad de Valencia.  
carles.furio@uv.es

<sup>3</sup> Departamento Física Aplicada I, Universidad del País Vasco.  
wipguarj@sp.ehu.es

## Origen y evolución de los conceptos de 'cantidad de sustancia' y de mol

Se puede señalar que el problema fundamental en el contexto de la química a finales del siglo XVIII era determinar la composición en peso de las sustancias compuestas, ver si era invariante y encontrar las proporciones (en peso) con que se combinan las sustancias en las reacciones químicas [11]. Ello puede enmarcarse dentro de uno de los grandes objetivos de la química del siglo XIX, era equiparar esta ciencia, en cuanto a 'rigor matemático' a la física de la época. En este sentido Hudson [12] indica que J. Richter (1762-1807) 'estaba obsesionado con obtener relaciones matemáticas en química y contribuyó a establecer el concepto de equivalente o peso de combinación' (p.78). La máxima expresión teórica del paradigma equivalentista de la química de la época se alcanza con la ley de las proporciones definidas de Proust (1799). Esta ley establece que cuando se combinan los elementos para formar un compuesto, lo hacen en una proporción específica de sus pesos (masas) respectivos. A partir de aquí se calculan las masas equivalentes de los elementos y, las de los compuestos se obtienen como suma de las masas equivalentes

de los elementos que entran en su composición. Con ello se podía resolver cualquier problema relacionado con la estequiometría de las reacciones químicas sin necesidad de recurrir a interpretaciones de tipo atomista.

Conviene, no obstante, recordar que en la química del siglo XIX compiten los dos marcos teóricos existentes: la incipiente hipótesis atómica de la materia y el

paradigma equivalentista que puede considerarse hegemónico, en particular, durante la primera mitad de este siglo. En este contexto es en el que Ostwald (1900) introduce y define de forma ontológica el concepto de mol, como peso normal o molecular de una sustancia expresado en gramos, identificándolo por tanto con la magnitud masa. Utilizando las propias palabras de Ostwald [13]:

*"Así se ha constatado que si se diluye un mol (el peso normal o molecular de una sustancia expresado en gramos se debe llamar a partir de ahora mol) de cualquier sustancia en 1 litro o 1000 g de agua, la disolución resultante congela a -1,850°." (p. 163).*

A este respecto Nelson [5] apunta que la terminología ideada por Ostwald favorecía su propósito, ya que la palabra 'mol' significa en latín 'masa grande' (mole), opuesto a 'molécula' (masa pequeña), resultando de este modo que el mol tiene el significado de una cantidad de masa química. Esta interpretación es coherente con el paradigma equivalentista del que participa el propio Ostwald.

Sin embargo, desde comienzos del siglo XIX se conocía la hipótesis atómica emitida por Dalton (1808) y en la conferencia de Karlsruhe (1864) se había,

por fin, aceptado la hipótesis molecular de Avogadro enunciada en 1811. Estas hipótesis permiten explicar la composición de las sustancias simples y compuestas, interpretando desde una nueva perspectiva las reacciones químicas, la ley de conservación de la masa y la ley de las proporciones constantes. Desde este nuevo punto de vista la masa de cada sustancia viene determinada por el número de entidades elementales que contiene y de la masa de cada una de ellas. Esta nueva interpretación generó encendidas controversias entre relevantes equivalentistas y atomistas durante todo el siglo XIX. Este debate se caracterizó por una fuerte resistencia a aceptar las hipótesis atomistas [14]. Thuillier [15] se refiere a este debate y a las fuertes reticencias para aceptar estas hipótesis durante el siglo XIX apoyándose en las siguientes citas:

*"Si estuviera en mis manos, borraría la palabra átomo de la ciencia, persuadido de que va más allá de la experiencia."* (Dumas, 1837).

*"Los átomos son aún más increíbles que el fogista (...). La teoría atómica no tiene ninguna base experimental."* (Mills, 1871).

Wojtkowiak [16] también cita otro químico francés de la misma época, Sainte-Claire Deville, fuerte opositor al atomismo daltoniano:

*"Yo no admito ni la ley de Avogadro ni los átomos, ni las moléculas; y rechazo absolutamente todo lo que no pueda ver ni imaginar"*

A este respecto, es necesario resaltar que Ostwald ideó el concepto de mol debido precisamente a su escepticismo sobre la hipótesis atómica, si bien, según Thuillier [15], la aceptó más tarde en 1908. El propio Ostwald [17] pone de manifiesto su actitud escéptica en la Conferencia Faraday, pronunciada el 19 de abril de 1904. En efecto, ante la cuestión de cuáles eran los logros más importantes de la química de la época, Ostwald responde que:

*"(...) es posible deducir todas las leyes estequiométricas (ley de las proporciones constantes, ley de las proporciones múltiples y ley de los pesos de combinación) a partir de los principios de la dinámica química, lo cual hace innecesaria para este propósito la hipótesis atómica, poniendo la teoría de las leyes estequiométricas sobre base más segura que la proporcionada por una mera hipótesis."* (citado por Knight, 1968, pp. 508 y 509).

Es interesante constatar que la persistencia de Ostwald en utilizar el lenguaje equivalentista (peso normal en lugar de peso molar o peso de unión en lugar de peso atómico) no fue compartida por los traductores de su obra, contemporáneos del siglo XX. Así, en la versión inglesa [18] como en la francesa [19] y en la española [20] de la obra original de Ostwald, los respectivos traductores (A. Findley de la obra inglesa, L. Lazard de la francesa y A. García de la española) "corrigen" al autor al utilizar 'peso molar' en lugar de 'peso normal'. Merece la pena destacar que esta 'alteración terminológica' se mantiene también a lo largo del texto, y que las versiones traducidas del texto original ya no utilizan los términos 'peso normal' ni 'peso de unión'. Así, en la traducción inglesa, al definir el mol se dice:

*"Así se ha establecido que cuando una molécula-gramo o un mol (el peso molar o molecular de una sustancia expresado en gramos) de cualquier sustancia se disuelve en un litro o 1000 g de agua, la disolución resultante congela a -1.850° (...)"* (Ostwald 1902, p. 156) (traducción de los autores).

mientras que en la traducción francesa expresa en el mismo párrafo:

*"Se ha establecido que cuando se diluye en 1 litro, o 1.000 g de agua, 1 mol de una materia cualquiera (llamado molécula-gramo o abreviadamente mol, como lo denominaremos aquí en adelante, al peso molar expresado en gramos), la disolución así formada congela a -1,850° (...)"* (Ostwald 1904, p. 186) (traducción de los autores).

En la traducción española se indica:

*"Se ha visto así que, cuando se disuelve en un litro o 1,000 gr. de agua un mol de una sustancia cualquiera (en adelante, denominaremos al peso molar de una materia, expresado en gramos, un mol), la disolución producida se congela a -1'86° (...)"* (Ostwald 1917, p. 192).

La comparación de estas versiones con la original sirve para poner de manifiesto que la persistencia de Ostwald en utilizar el lenguaje equivalentista (peso normal en lugar de peso molar) no es asumida por sus contemporáneos de comienzos del siglo XX.

La razón principal que llevó a la comunidad científica en el siglo XX a adoptar la 'cantidad de sustancia' como magnitud fundamental y a definir el mol como su unidad, deriva de la aceptación progresiva de la teoría atómico-molecular de la materia para interpretar los cam-

bios químicos. En efecto, el énfasis que este marco teórico pone en la existencia de partículas o entidades elementales para interpretar cómo están formadas las sustancias y cómo se reestructuran en las reacciones químicas, obliga a centrar la atención más en la relación entre cantidades de partículas que intervienen que en la de los pesos de combinación que usaba el marco equivalentista.

Ahora bien, las ingentes cantidades de partículas que intervienen y su extrema pequeñez dificultan la posibilidad de contarlas directamente en el nivel microscópico. Por ello es necesario introducir la 'cantidad de sustancia' como nueva magnitud que hace posible contar en el nivel macroscópico las entidades elementales a partir de las masas (o de los volúmenes, en el caso de los gases) de las sustancias que intervienen en la reacción. Así pues, para controlar los trillones de partículas de las sustancias que intervienen en cualquier proceso químico, se define una unidad de cantidad de sustancia que pueda manejarse fácilmente a partir de la medida de las masas respectivas de dichas sustancias. Esta unidad es el mol, que contiene un número de Avogadro (N) de partículas, sea cual sea la sustancia, y que tiene una masa (masa molar) cuyo valor numérico en gramos coincide con el de la masa atómica o molecular de la entidad elemental que forma la sustancia. La definición precisa de mol requiere que, en cada caso, se indique cuál es la entidad elemental de referencia que va a servir de base de cálculo (átomos, moléculas, iones, ...). Esto es, en una misma sustancia como, puede ser por ejemplo el hidrógeno formado por moléculas, se pueden contar éstas o se puede preferir contar los átomos existentes. En el primer caso, la cantidad de sustancia será la mitad que en el segundo aunque la masa de hidrógeno considerada sea la misma. En resumen si admitimos, a la luz de la teoría atómico-molecular, que las reacciones químicas tienen lugar por interacciones entre entidades elementales de sustancias específicas en una determinada proporción (por ejemplo: los átomos de hidrógeno y de oxígeno se combinan en la proporción 2/1 para formar agua, H<sub>2</sub>O), nos va a facilitar la tarea de contar partículas el inventar una magnitud funcional que relacione la masa del colectivo de entidades con la

masa de un "paquete macroscópico" de las mismas. Por supuesto, la masa del "paquete" de partículas (masa molar) estará relacionada con la masa de las entidades elementales (masa atómica o molecular) que contiene.

De acuerdo con las consideraciones precedentes el marco teórico actual de la química deja claro que el mol no es una masa y no es una unidad más de esta magnitud. Ello supondría olvidar lo que se refiere al número de entidades que es un aspecto esencial de la nueva magnitud. Así mismo, el mol tampoco es simplemente un número de partículas. Como expresa la IUPAC [21], el mol resultar ser una 'cantidad de sustancia', una unidad de una nueva magnitud fundamental derivada de la necesidad de centrar la atención en contar con facilidad la gran cantidad de entidades elementales que intervienen en las reacciones químicas.

Actualmente la comunidad científica, a través de las publicaciones de la IUPAC [21], considera anacrónica la utilización de los conceptos de equivalente y de normalidad como forma de expresar la concentración de las disoluciones. Una prueba de ello es la ausencia de referencias al respecto en dicha publicación. Esto nos puede hacer reflexionar sobre cómo surgen los conceptos en un determinado contexto teórico e histórico, posteriormente evolucionan, y llegado el caso, al cambiar el marco teórico, pueden llegar a 'desaparecer'. Tal puede ser el caso de los conceptos de peso equivalente y número de equivalentes, que en un contexto teórico atomista ya no son necesarios para solucionar el problema de las proporciones en masa con que se combinan las sustancias y son sustituidos por los conceptos de mol y de 'cantidad de sustancia', respectivamente. Esto último es consecuencia de la plena aceptación por parte de la comunidad científica de la teoría atómico-molecular para interpretar las reacciones químicas, es decir, es coherente con el cambio de marco teórico.

Por tanto, la aceptación del marco teórico atómico-molecular para interpretar los cambios químicos conlleva la necesidad de utilizar la magnitud 'cantidad de sustancia' y el cambio de significado de la unidad mol a la hora de realizar cálculos estequiométricos. En este sentido, un importante número de autores muestran su acuerdo con la definición actual de mol en el Sistema

Internacional [22, 23, 24, 25, 26, 27], resaltando la importancia de la nueva magnitud en el sentido de que, a diferencia del concepto de equivalente, depende exclusivamente de la sustancia considerada y no depende de las condiciones del proceso. Es decir, es independiente de las sustancias finales que se forman en la reacción [28].

### **Implicaciones para la enseñanza**

En resumen, si lo que se pretende es la comprensión del concepto 'cantidad de sustancia' y de su unidad el mol, venciendo las dificultades y evitando las interpretaciones incorrectas, será necesario plantear una reflexión cualitativa que haga ver la importancia del marco teórico atómico-molecular en el análisis de los procesos químicos como interacciones que tienen lugar a nivel corpuscular. Los problemas asociados a la introducción de la nueva magnitud expresan además la tendencia más o menos inconsciente a reducir los conceptos científicos a su expresión final operativa no teniendo en cuenta que estos sufren cambios que pueden ser, a veces, graduales [29] y otras veces, más radicales [30]. En el caso que estamos considerando, hemos visto cómo el concepto de mol, definido en un marco teórico equivalentista, cambia de significado al cambiar el marco teórico y al considerársele en la teoría atómico-molecular como unidad de una nueva magnitud, la 'cantidad de sustancia'.

Todo lo anterior tiene evidentes implicaciones educativas. La más importante, sin duda, es la no introducción de la magnitud 'cantidad de sustancia' en los programas de enseñanza de química [31] y la utilización ecléctica de conceptos, hoy día obsoletos en el marco teórico atómico-molecular, como equivalente-gramo, átomo-gramo, molécula-gramo, normalidad, equivalente electroquímico, etc. Todo ello supone un contrasentido, ya que se utiliza una unidad (el mol) huérfana de magnitud, con conceptos situados al margen del marco teórico actualmente asumido por la comunidad científica. El mantenimiento de conceptos como equivalente y normalidad en la química analítica utilizada en profesiones liberales puede explicarse en base al carácter pragmático y funcional de su uso. Frazer & Servant [32], presentan los resultados de una investigación realizada en laboratorios industriales, médicos y de tecnología del metal, mostrando la

amplia utilización de los equivalentes y de las normalidades como forma de expresar la concentración de las disoluciones. Sin embargo, en un contexto científico y educativo no es lógica ni consistente la utilización de los conceptos más allá del marco teórico en el cual se definen y adquieren su validez. En este sentido, no sería coherente la utilización indiscriminada de conceptos que pertenecen a diferentes paradigmas, como el concepto de mol que pertenece a un paradigma atomista, mezclándolo con otro concepto como el peso equivalente que se introduce en otro paradigma (el equivalentista). Utilizar ambos conceptos supone asumir de manera acrítica el perteneciente a la teoría equivalentista que tuvo su apogeo en el siglo XVIII y el de la teoría atómica con la que se enfrentó durante todo el siglo XIX.

La enseñanza de los conceptos de 'cantidad de sustancia' y de mol sin una referencia al marco donde se originaron y la exposición de los conceptos implicados como una progresión lineal sin hacer referencia al cambio de paradigma que se produjo llevan a contradicciones y dificultades en el proceso de enseñanza-aprendizaje, que son cada vez más denunciadas en los trabajos de investigación educativa [33, 34, 8, 11]. Estas contradicciones llevan a Gabel y Bunce [7] a plantear que el problema didáctico ya no se limita a las dificultades de los estudiantes sino que la causa del mismo está en la enseñanza:

*"(...) Debido a que el mol es un concepto ideado por los científicos como ayuda en los cálculos químicos, los errores de los estudiantes o las concepciones erróneas difícilmente podrían considerarse como concepciones alternativas. Surgen como consecuencia de una instrucción deficiente o de estrategias de enseñanza inadecuadas".*

Otra cuestión pendiente de resolver es la referente a la denominación semántica de 'cantidad de sustancia' o 'cantidad química', debido a que se asocia el término 'cantidad' a número [35, 5, 36, 37]. Estos trabajos de investigación parecen coincidir en que la magnitud 'cantidad de sustancia' tiene un nombre ambiguo debido a que 'cantidad' tiene diversos significados y, entre ellos, el más generalizado es el que considera a 'cantidad' como un número concreto de algo con muy poca significatividad de idea abstracta. Sin embargo, existe el consenso de que se trata de una magnitud funda-

mental, aunque queda como cuestión importante a resolver la búsqueda de un sinónimo de 'cantidad de sustancia'. En este caso se puede establecer cierta semejanza con la denominación actual de la

magnitud 'carga eléctrica' antiguamente llamada 'cantidad de electricidad'. Se precisa, por tanto, una palabra que exprese sin ambigüedades el auténtico significado de la magnitud con objeto de

superar todos los problemas derivados del cambio de paradigma. Abogamos por ello en abrir un amplio debate sobre la cuestión entre el profesorado implicado en la enseñanza de la química.

## Bibliografía

- KOLB, D., "The mole". *Journal of Chemical Education*, 55 (1) (1978): 728-732.
- DIERKS, W., "Teaching the mole". *European Journal of Science Education*, 3 (2) (1981): 145-148.
- CERVELLATI, R., MONTUSCHI, A., PERUGINI, D., GRIMELLINI-TOMASINI, N. y PECORINI BALANDI, B., "Investigation of secondary school students' understanding of the mole concept in Italy". *Journal of Chemical Education*, 59 (10) (1982): 852-856.
- LAZONBY, J.N., MORRIS, J.E. y WADDINGTON, D.J., "The mole: questioning format can make a difference". *Journal of Chemical Education*, 62 (1) (1985): 60-61.
- NELSON, P.G., "The elusive mole". *Education in Chemistry*, 28 (4) (1991): 103-104.
- FURIÓ, C., AZCONA, R., GUIASOLA, J., y MUJICA, E., "Concepciones de los estudiantes sobre una magnitud 'olvidada' en la enseñanza de la Química: la cantidad de sustancia". *Enseñanza de las Ciencias*, 11 (2) (1993): 107-114.
- GABEL, D.L. y BUNCE, D.M., "Handbook of research on science teaching and learning. A Project of the National Science Teachers Association". *Research on problem solving: Chemistry*. New York, MacMillan Publishing Company, 1994.
- TULLBERG, A., STRÖMDAHL, H. y LYBECK, L., "Students' conceptions of 1 mol and educators' conceptions of how they teach 'the mole'". *International Journal of Science Education*, 16 (2) (1994): 145-156.
- STAVER, J.R. y LUMPE, A.T., "Two investigations of students' understanding of the mole concept and its use in problem solving". *Journal of Research in Science Teaching*, 32 (2) (1995): 177-193.
- DUSCHL, R.A., *Restructuring science education. The importance of theories and their development*. New York, Teachers College Press, 1990.
- FURIÓ, C., AZCONA, R., GUIASOLA, J., y RATCLIFFE, M., "Difficulties in teaching the concepts of 'amount of substance' and 'mole'". *International Journal of Science Education*, 22 (12) (2000): 1285-1304.
- HUDSON, J., *The History of Chemistry*. London, MacMillan: 1992.
- OSTWALD, W., *Grundlinien der Anorganischen Chemie*. Leipzig, W. Engelmann, 1900.
- BROCK, W.H., *The Atomic Debates. Brodie and the Rejection of the Atomic Theory*. Great Britain, Leicester University Press: 1967.
- THUILLIER, P., *De Arquímedes a Einstein. Las caras de la invención científica. Volumen 2*. Madrid, Alianza Editorial, 1990.
- WOJTKOWIAK, B., 1987. *Historia de la Química. De la antigüedad a 1950*. (Acribia: Zaragoza).
- KNIGHT, D.M., *Classical scientific papers. Chemistry*. London, Mills & Boon Limited, 1968.
- OSTWALD, W., *The principles of Inorganic Chemistry*. London, MacMillan and Co., Limited, 1902.
- OSTWALD, W., *Elements of Chemie Inorganique*. París, Gauthier-Villars, Imprimeur-Libraire, 1904.
- OSTWALD, W., *Química Inorgánica Fundamental y Descriptiva*. Barcelona, Manuel Marín Editor, 1917.
- MILLS, I.M., CVITAS, T., HOMANN, K., KALLAY, N. y KUCHITSU, K., *I.U.P.A.C. Quantities, units and symbols in physical chemistry*. Oxford, Blackwell, 1993.
- GORIN, G., "What do we measure in moles?" *Journal of Chemical Education*, 60 (10) (1983): 782.
- CAAMAÑO, A., "La gramática del lenguaje científico (II). Magnitudes físicas y químicas". *Cuadernos de Pedagogía*, 98, (1983): 64-67.
- CAAMAÑO, A., MAYOS, C., MAESTRE, G. y VENTURA, T., "Consideraciones sobre algunos errores conceptuales en el aprendizaje de la Química en el Bachillerato". *Enseñanza de las Ciencias*, 1 (3) (1983): 198-200.
- SMITH, C.G., "The abstract mole". *Education in Chemistry*, 21 (4) (1984): 109.
- RAMETTE, R.W., "The mole concept is useful". *Journal of Chemical Education*, 65 (4) (1988): 376.
- SPURGIN, B., "Amount of substance". *The School Science Review*, 73 (265) (1992): 151-152.
- VERDÚ, J., "Sobre los errores en el uso del concepto de mol y de las magnitudes relacionadas". *Revista Española de Física*, 7 (1) (1993): 54-56.
- TOULMIN, S., *La comprensión humana: el uso colectivo y la evolución de los conceptos*. Madrid, Alianza, 1977.
- KUHN, T.S., *La estructura de las revoluciones científicas*. México D.F., Fondo de Cultura Económica, 1987.
- AZCONA, R., *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*. Tesis doctoral, San Sebastián, Universidad del País Vasco, 1997.
- FRAZER, M.J., y SERVANT, D., "Aspects of stoichiometry a wider view?" *Education in Chemistry*, 23 (5) (1986): 138-140.
- STAVER, J.R. y LUMPE, A.T., "A content analysis of the presentation of the mole conception in Chemistry textbooks". *Journal of Research in Science Teaching*, 30 (4) (1993): 321-337.
- STRÖMDAHL, H., TULLBERG, A. y LYBECK, L., "The qualitatively different conceptions of 1 mol", *International Journal of Science Education*, 16 (1) (1994): 17-26.
- CLAYTON, D.G., "The mole". *Education in Chemistry*, 20 (2) (1983): 36.
- FORBES, R.G., "The physicists' amount too". *The Science School Review*, 73 (263) (1991): 133.
- GORIN, G., "Mole and chemical amount. A discussion of the fundamental measurements of Chemistry". *Journal of Chemical Education*, 71 (2) (1994): 114-116.