

EL SURGIMIENTO DEL CONCEPTO DE MOL*

María de la Paz Elizalde **

José Núñez Flores **

Luis Rivera Terrazas ***

Sin duda alguna quienes leen o han leído temas del campo de la química y de la física se han encontrado con un término que ha sido necesario revisar hasta el concepto mismo para comprenderlo mejor. El término es el *Mol*. ¿Cuál ha sido su origen? ¿Cuándo y quién lo introdujo al mundo de la química? ¿Por qué fue necesario introducirlo? Se pueden citar un sinnúmero de preguntas, pero tratamos de contestar las primeras para poder continuar con otras. Podemos decir que este proceso de pregunta-respuesta no ha cambiado desde que el hombre usa su capacidad de razonamiento y, si se trata de conocer a la naturaleza, es de ésta de donde se deben obtener las respuestas.

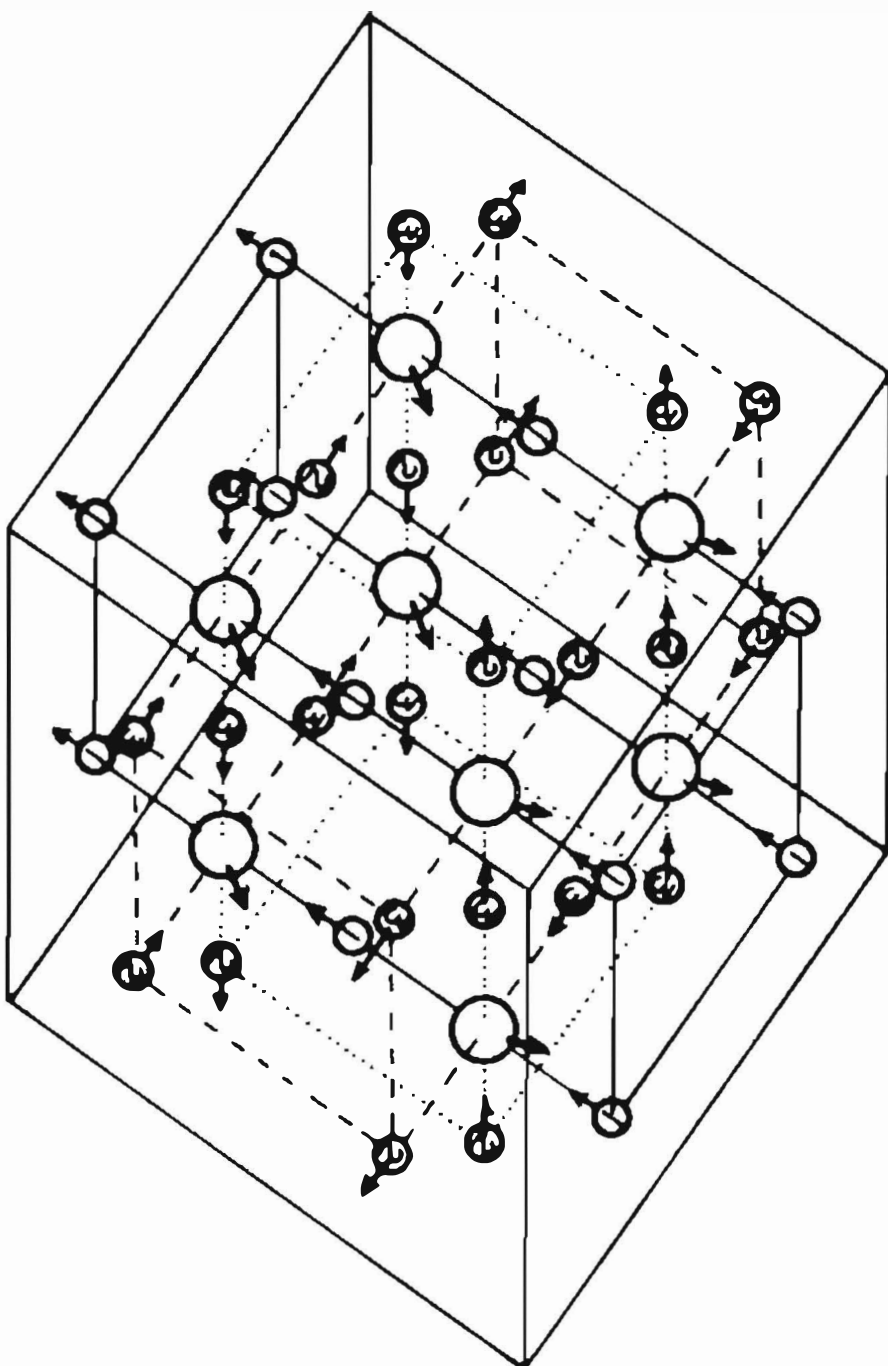
Hemos visto que si nuestro interés es conocer la naturaleza en su forma material debemos de alguna manera poderla medir. Recordemos que la cuantificación de la materia fue necesaria desde tiempos muy antiguos, pero adquiere especial importancia en los tiempos de Galileo (1564-1642). Para mencionar un ejemplo citemos a Jean Baptista Van Helmont (1577-1644), quien realizó experimentos para encontrar el origen de los tejidos vivos de un

* En el programa de Maestría en Química que ofrece el Departamento de Química del ICUAP los estudiantes de 3er. semestre realizan un trabajo histórico o filosófico de la química.

Cartel presentado en la 191a. Reunión Nacional de la American Chemical Society, 13-18 de abril de 1986.

** Departamento de Química, Instituto de Ciencias, Universidad Autónoma de Puebla, Ciudad Universitaria 72570, Puebla, Pue.

*** Departamento de Física del Estado Sólido, Instituto de Ciencias, Universidad Autónoma de Puebla, Ciudad Universitaria 72570, Puebla, Pue.



árbol, siendo el primero en estudiar las sustancias volátiles (específicamente los alcoholes) y sus vapores producidos, así como también en aplicar a los vapores el término "gas" (fonética flamenca del término "chaos", del griego, que significa la materia original y desordenada a partir de la cual fue creado el universo).¹

Robert Boyle (1627-1691) en 1661 publica su libro *El químico escéptico*, en el cual suprime la primera sílaba del vocablo *alchemist* para tomarlo como *chemist*, surgiendo así el término *químico* y por ende la ciencia química, mejor conocida en ese tiempo como alquimia. Además Boyle ya define a los elementos en forma real y práctica.

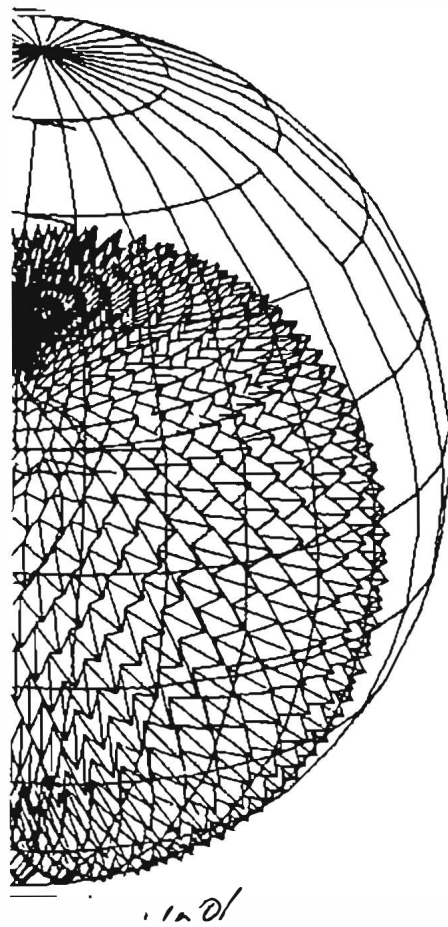
En 1792 J. Richter (1762-1807) publica el primer volumen de *El arte de medir los elementos* y es el primero en usar el término *estequiometría* (*stoicheion* = elemento, *metron* = medida).

Un resultado de gran importancia lo obtiene en 1799 Joseph Louis Proust (1754-1826), quien por sus estudios llegó a generalizar que todos los compuestos contienen elementos en ciertas proporciones definidas y no en otras combinaciones, independientemente de las condiciones bajo las que se hubieran formado. Esto se conocería más tarde como la "ley de las proporciones definidas" y en ocasiones como la "ley de Proust". La combinación de átomos se denominaría posteriormente "molécula", de un vocablo latino que significa pequeña masa.

Ahora consideremos las conclusiones importantes obtenidas por otros científicos, que nos conducirán a encontrar lo que nos interesa sobre el mol.

En primer lugar John Dalton (1766-1844), quien con base en sus experimentos llegó a descubrir que dos elementos pueden combinarse en más de una proporción, es decir, exhiben gran variedad de proporciones de combinación y en cada variación se forma un compuesto diferen-

te. Esto se publica en 1803 como la "ley de las proporciones múltiples", la cual tiene continuidad con los conceptos atomísticos, pues las relaciones en forma de múltiples sencillos reflejan la existencia de compuestos cuya constitución difiere en átomos completos. Uniendo los conceptos de las leyes de las proporciones definidas y de las proporciones múltiples Dalton da una nueva versión de la teoría atómica, misma que discute detalladamente en su libro *Un nuevo sistema de filosofía química*, publicado en 1808.



En segundo lugar, Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850), basándose en experimentos propios y otros efectuados por W. Nicholson (1753-1815) y A. Carlisle (1768-1840), descubre que cuando los gases se combinan entre sí para formar compuestos siempre lo hacen en proporción de números enteros pequeños, y esto lo da a conocer también en 1808 bajo el nombre de "ley de los volúmenes de combinación".

Por último, Amadeo Avogadro (1776-1856), quien unifica los criterios de Dalton y de Gay-Lussac, en su razonamiento plantea que partículas de diferentes gases están formadas por átomos simples y las combinaciones de átomos simples están igualmente separadas. Consecuentemente, números iguales de partículas de un gas (a una temperatura dada) ocuparán siempre volúmenes iguales independientemente del gas que se considere. Esto se conoce como "la hipótesis de Avogadro" y fue propuesta por él mismo en 1811.

Con base en esta hipótesis se hace posible la distinción entre átomos y moléculas de un gas. Esta, sin embargo, permaneció ignorada durante casi medio siglo y no estaba definida claramente, con lo cual resolver la incertidumbre acerca de los pesos atómicos de algunos de los elementos más importantes tendría que buscar otro camino.

Hacia 1859, Cannizzaro, con base en los conocimientos de la época calcula algunos pesos atómicos y moleculares, a la vez que explica la naturaleza química diatómica de la molécula de oxígeno, sin interesarse en lo mínimo en el número absoluto de partículas.

Parecía casi del manejo exclusivo de los físicos el hablar del número de partículas, como lo muestra el cálculo del número de Loschmidt. El en 1965 encontró una constante física referida al número de moléculas en un centímetro cúbico de un gas bajo condiciones estándar, a diferencia del número de Avogadro, que se refería al número de partículas en un mol. Puede considerarse al número de Avogadro como el sucesor del número de Loschmidt.

El término *Mol* es introducido por Wilhelm Ostwald en 1886,^{2, 3} quien lo tomó del latín *Mole* = pila, montón, surgiendo con él la necesidad de unificar ciertos criterios físicos con otros químicos.

² R. M. Hawthorne, "The mole and Avogadro's Number", *J. Chem. Educ.*, 50, núm. 282 1973.

³ R. M. Hawthorne Jr. "Avogadro's Number: early values by Loschmidt and others", *J. Chem. Educ.*, 47, núm. 11, pp. 751-755 1970.

¹ *Breve historia de la química*, Isaac Asimov, Alianza Editorial, México, 1975.

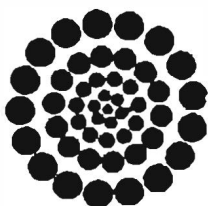
Nueva Unidad CONACYT en Puebla

El Consejo Nacional de Ciencia y Tecnología inauguró recientemente su Unidad CONACYT No. 23, en el Centro Cultural Poblano de esta ciudad. El propósito de la Unidad es brindar a los sectores académicos, de la producción y gubernamental la posibilidad de acceso a la información de ciencia y tecnología.

La Unidad cuenta con una librería que, además del acervo completo editado por el mismo CONACYT, expende material de editoriales nacionales así como algunos títulos en inglés y francés. La librería maneja aproximadamente, 3000 títulos en las ramas de las ciencias sociales, la tecnología y las ciencias exactas. Cabe mencionar que la única publicación que las Unidades distribuyen, además de las que edita el propio Consejo, es la revista ELEMENTOS de la Universidad Autónoma de Puebla.

Otro de los servicios que la Unidad ha puesto a disposición, es el Servicio de Consulta a Bancos de Información (SECOBI) que a través de una red de teletinformática permite el acceso a datos bibliográficos, estadísticos y periodísticos publicados en diferentes partes del mundo. SECOBI da acceso a los principales sistemas internacionales de información, en donde más de 500 bancos y bases de datos pueden ser consultados para obtener un acervo aproximado de 250 millones de datos.

Como un servicio más, la Unidad implementó una sala de lectura en donde se tiene acceso a cualquier de los libros con que cuenta la librería. En breve tiempo, la Unidad también tendrá a disposición de estudiantes y maestros la información sobre las becas que ofrece el Consejo, así como para instituciones nacionales y extranjeras.



El número de Avogadro ($N = 6.024 \times 10^{23}$) se relaciona con el mol al definir a este último como: "la unidad de números igual al número de Avogadro", con lo cual puede aplicarse ya a las especies químicas. Aun cuando la idea de relacionar el mol con el número de Avogadro parecía simple, aproximadamente por espacio de dos décadas, al inicio de este siglo, los dos conceptos fueron usados indistintamente. En el año de 1922 Max Trautz logra definir pesos atómicos con respecto a 16 g de oxígeno, por lo que le parece necesario definir al mol como un número estándar de partículas en relación también a los 16 g de oxígeno conectándolo con el número de Avogadro de la siguiente manera: "en un mol de cualquier material dado siempre habrá contenido el mismo número de partículas". Dicho número se denomina número de Loschmidt y formalmente número de Avogadro, que tiene un valor de:

$$6.18 \times 10^{23} \text{ molécula por mol.}$$

F.E. Brown⁴ en 1933, al hacer determinaciones de pesos atómicos y moleculares, concluye que el número de Avogadro (6.062×10^{23}) no es el número de moléculas por mol, sino fundamentalmente la relación entre un gramo y la unidad de peso atómico.

Durante casi las dos décadas posteriores al criterio de Brown la aplicación y definición que se le dio al mol fue muy diversa. En ocasiones se definió como peso, masa, volumen de un gas. En otras como un número o un número de partículas, pues lo relacionaban con el peso molecular gramo, con peso atómico gramo, etcétera.

Si bien esto en la química se refería a elementos, iones o compuestos, era necesario unificar los conceptos existentes, lo que se consiguió hasta 1960 en la XI Conferencia de Pesos y Medidas en París, en la que se definió al mol como una de las 7 unidades básicas del sistema

internacional y, para unificar sistemas, también fue adoptado por la oficina de patrones en Estados Unidos y la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), estableciendo el concepto de la siguiente manera:

El MOL es la unidad SI para medir cantidad de sustancia; la cual contiene tantas partículas elementales como átomos de carbono hay en 0.012 kg de carbono 12. La entidad elemental debe especificarse y puede ser un átomo, una molécula, un ión, un electrón, etc., o bien un grupo específico de tales partículas.

Guggenheim^{5, 6} en 1961 apoya dicha concepción del mol al definirlo de la siguiente manera:

Mol es la cantidad de sustancia que contiene el mismo número de moléculas (o átomos, radicales, iones, electrones, etc.) como átomos contengan 12 g de carbono 12.

Finalmente el número de Avogadro igualmente puede definirse como:

$$N = \text{Número de unidad de un mol.}^7$$

⁵ F.E. Brown, *J. Chem. Educ.*, vol. 10, núm. 308, 1933.

⁶ S. Novick and J. Menis, "A study of perception of the mole concept", *J. Chem. Educ.*, vol. 53, núm. 720, 1976.

⁷ E.A. Guggenheim, "The mole and related quantities", *J. Chem. Educ.*, vol. 38, núm. 86, 1961.

LECTURAS RECOMENDADAS

1. L.C. King and E.K. Nielson, "Estimation of Avogadro's Number", *J. Chem. Educ.*, vol. 35, núm. 198, (1958).

2. L.F. Andriet and M. J. Copley, *J. Chem. Educ.*, vol. 18, núm. 373, 1941.

3. Thomas B. Colledge, *J. Chem. Educ.*, vol. 19, núm. 143, 1942.

4. Shiu Lee, *J. Chem. Educ.*, vol. 38, núm. 549, 1961.

5. G.N. Copley, *J. Chem. Educ.*, vol. 37, núm. 551, 1961.

6. W.H. Slabaugh, "Avogadro's Number by four methods", *J. Chem. Educ.*, vol. 46, núm. 40, 1969.

7. A.A. Sunier, "Some methods of determining Avogadro's Number", *J. Chem. Educ.*, vol. 6, núm. 299, 1929.

8. William F. Kieffer, *The mole concept in chemistry*, second edition, Van Nostrand Company, 1973.

4. Doris Kolb, "The mole", *J. Chem. Educ.*, vol. 55, núm. 11, pp. 728-732, nov. 1978.