



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 27 FEBRERO 2010

“APRENDAMOS EL CONCEPTO DE CANTIDAD DE SUSTANCIA”

AUTORIA SILVIA GARCÍA SEPÚLVEDA
TEMÁTICA FÍSICA Y QUÍMICA
ETAPA ENSEÑANZA SECUNDARIA OBLIGATORIA

Resumen

A través del presente texto argumentamos y expresamos una serie de recomendaciones didácticas para abordar la enseñanza de la magnitud ‘cantidad de sustancia’ y su unidad ‘el mol’.

Palabras clave

Mol, número de avogadro, masa molar

1. INTRODUCCIÓN: LAS DEFINICIONES Y ALGO DE HISTORIA

Resulta muy importante estudiar la evolución histórica de los conceptos como un requisito para comprender su significado actual. Conocer los problemas que originó la construcción de los conocimientos científicos es importante para entender cómo llegaron a articularse los cuerpos coherentes de conocimientos.

Resulta curioso que los romanos se refirieran a “mole” para denotar las piedras pesadas utilizadas para hacer rompeolas en los puertos o como mojones para las carreteras. Ese término existe hoy en español, con ese mismo significado. De allí viene también el verbo *demoler* que significa “derruir con piqueta un edificio”, o sea, “romper las moles de la construcción en pedazos”.

El término “molar” (del latín *moles*, que significa “una gran masa”) fue introducido en la química por el químico alemán August Wilhelm Hofmann (1818- 1892) alrededor de 1865. Se intentó originalmente con él indicar cualquier masa macroscópica, en contraste con una masa submicroscópica o “molecular” (también derivada del latín *moles*, añadiendo el sufijo *--cula*, que significa “pequeña o diminuta”). El empleo más restrictivo del término “molar” para referirse al peso en gramos que refleja la masa atómica relativa a un patrón es generalmente atribuida al fisicoquímico alemán Wilhelm Ostwald (1853-1932), quien muy pronto en el cambio al siglo XX lo presentó en sus libros. Ostwald indica en esos libros que el “peso normal o molecular de una sustancia expresado en gramos se debe llamar a partir de ahora *mol*”.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 27 FEBRERO 2010

Lo anterior implica dar al mol la identificación con las magnitudes de *masa o peso*, cuestión que quedó plasmada en la mente de los profesores durante décadas. Ya volveremos sobre este punto más adelante. Ostwald también introduce, en sus textos, el término ‘cantidad de sustancia’ pero siempre referido a masas o relación de masas.

Durante la primera mitad del siglo XX, las masas atómicas de los químicos estaban referidas al isótopo 16 del oxígeno (^{16}O), pero había una diferencia en un factor de 1.000278 entre la escala de los físicos (quienes escogieron como base de la escala, con masa 16, a la masa promedio de los tres isótopos estables del oxígeno, ^{16}O , ^{17}O y ^{18}O) y la de los químicos. En 1957 se propuso al ^{12}C como patrón de la escala de masas atómicas 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, la cual era definida como la suma de los pesos atómicos de una fórmula expresada en gramos. El uso de estos términos creaba confusión y dio pauta a una polémica con objeto de buscar una única expresión que tuviera el mismo significado que los pesos fórmula-gramo, pero sin tener que especificar la especie.

Finalmente, en 1961 la magnitud llamada desde entonces ‘cantidad de sustancia’ es presentada en el campo de la *física química y molecular* por la IUPAP (*Internacional Union of Pure and Applied Physics*) como una cantidad básica, con ‘el mol’ como su unidad.

En 1965 se une con una recomendación idéntica la IUPAC (*Internacional Union of Pure and Applied Chemistry*). De esta manera, un término que fue creado en 1900 se convierte en 1961 en unidad de una de las siete magnitudes fundamentales de la ciencia, la ‘cantidad de sustancia’, lo cual no deja de ser controvertido.

La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, 1993) nos da la siguiente definición: “*La cantidad física ‘cantidad de sustancia’ o ‘cantidad química’ es proporcional al número de entidades elementales ----especificadas por una fórmula química---- de las cuales la sustancia está compuesta. El factor de proporcionalidad es el recíproco de la constante de Avogadro ($N_A = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$). La cantidad de sustancia no será llamada en adelante ‘número de moles’*”. Esto es todo lo que nos dice la IUPAC al respecto, la proporcionalidad entre el número de entidades elementales y la cantidad de sustancia.

El mol se define hoy como “la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0.012 kg de carbono-12.

Cuando se usa el mol, las entidades elementales deben ser especificadas, pudiendo ser átomos, moléculas, iones, electrones, otras partículas o grupos específicos de tales partículas”..

Vemos que en las dos definiciones, la de ‘cantidad de sustancia’ y la de ‘mol’ aparece el término ‘entidad elemental’. Véase que el término no se refiere explícitamente a átomo, aunque nosotros sí lo



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 27 FEBRERO 2010

vamos a incluir en nuestra definición: “*entidad elemental: Cualquier objeto submicroscópico, pero usualmente un átomo, ión, molécula o un grupo especificado de átomos.*”

Hay que insistir en la diferencia que hay entre la constante de Avogadro, N_A , cuyas unidades son entidades elementales/mol y el número de Avogadro, N_o , cuyas unidades son entidades elementales:

$N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ entidades elementales/mol;

$N_o = 6,022 \cdot 10^{23}$ entidades elementales.

2. RECOMENDACIONES DIDÁCTICAS PARA LA ENSEÑANZA DE CANTIDAD DE SUSTANCIA Y MOL

A continuación indicamos seis recomendaciones didácticas para abordar la enseñanza de la magnitud ‘cantidad de sustancia’ y su unidad ‘el mol’.

2.1. Revisión de los antecedentes requeridos para iniciar el tema

Es importante que los estudiantes aprendan a pensar primero en átomos antes que en moles. Asimismo es necesario que los alumnos y alumnas conozcan la naturaleza corpuscular de la materia y las leyes de la combinación química.

2.2. Presentación de la magnitud ‘cantidad de sustancia’

Se habla de la necesidad de aclarar el significado de la magnitud ‘cantidad de sustancia’, de la cual deriva el mol como unidad. Esto es difícil ya que, la única definición específica es la que dice “*la cantidad física ‘cantidad de sustancia’ o ‘cantidad química’ es proporcional al número de entidades elementales ----especificadas por una fórmula química---- de las cuales la sustancia está compuesta. El factor de proporcionalidad es el recíproco de la constante de Avogadro ($N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$)*”, pero lo que sí podemos aclarar son las características físicas de esta magnitud.

Esto es, debemos decir que la ‘cantidad de sustancia’ es una magnitud macroscópica, extensiva y que sirve para contar entidades elementales con números pequeños.

Se determina de forma indirecta a través de la masa, el volumen o el número de entidades elementales. Otro punto importante es el lenguaje: así como hablamos de masa, longitud o temperatura debemos hablar de cantidad de sustancia y cuando sea necesario de su unidad, el mol.

Así, la segunda recomendación didáctica es la de empezar por aclarar el significado de la magnitud ‘cantidad de sustancia’, de la cual se deriva el mol como unidad. *Aclarar la diferencia entre cantidad de sustancia, masa, volumen y número de partículas*

Para evitar que aparezcan las concepciones equívocas sobre estos conceptos, se incluye el esquema de la figura 1, para distinguir claramente entre cantidad de sustancia, n , masa, m , volumen, V , y número de entidades elementales, N .



ISSN 1988-6047

DEP. LEGAL: GR 2922/2007

Nº 27 FEBRERO 2010

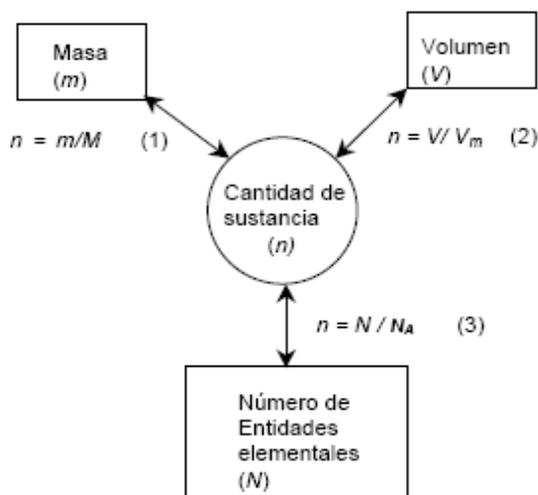


Figura 1. La cantidad de sustancia y su relación con otras magnitudes.

La recomendación didáctica derivada de esta figura, es insistir en que la cantidad de sustancia no es ni un número de partículas, ni una masa, ni un volumen, aunque resulta ser proporcional a cualquiera de las tres magnitudes, con una diferente constante de proporcionalidad, las inversas de la constante de Avogadro, de la masa molar y del volumen molar. Se recomienda hacer ejercicios con estas tres expresiones para transformar cantidad de sustancia en masa y viceversa; cantidad de sustancia en número de entidades elementales y viceversa; cantidad de sustancia en volumen y viceversa.

2.3. Hacer ejercicios de cálculo de masas molares y de su aplicación para el cálculo de cantidad de sustancia a partir de la masa

Por ejemplo, primero resulta recomendable que el estudiante conozca por qué la masa molar de cualquier sustancia es numéricamente igual a la masa relativa de su entidad elemental, es decir, que para obtener la masa molar se coloca la unidad 'gramo' a la masa relativa adimensional. Como hemos visto de la definición de mol, la masa de un mol de átomos de carbono-12 es de 12,000 g. Es decir, la masa de 1 mol de carbono-12 vale lo mismo que su masa atómica relativa, $A_r(C) = 12,000$, pero colocándole la unidad 'gramo'. Lo anterior se hace para estar seguros de que en un mol de cualquier otra sustancia se tenga el mismo número de entidades elementales que en un mol de carbono-12, mediante la apropiada asignación de la masa molar de esa sustancia, como su masa relativa colocándole la unidad 'gramo'. Por ejemplo, la sustancia A, hecha con moléculas, tiene una masa molar M_A que satisface la ecuación:

$$\frac{M_A}{M_{12c}} = \frac{M_r(A)}{A_r(^{12}C)}$$

que indica que el cociente de las masas molares de A y del ^{12}C debe ser igual al cociente de sus masas relativas.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 27 FEBRERO 2010

Hemos visto que muestras de dos sustancias que tengan masas proporcionales a las masas relativas de sus entidades elementales contienen el mismo número de entidades. Por ello podemos asegurar que una masa molar de A contiene el mismo número de moléculas que átomos tiene una masa molar de carbono-12, es decir, $6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ moléculas.

A partir de la ecuación anterior y de la definición de mol, dando a la masa molar del carbono-12 el valor de 12,000 g y la masa atómica relativa del carbono-12 el valor de 12,000, tenemos que el valor de la masa molar de A, M_A , es el de la ecuación:

$$M_A = M_r(A) \frac{12,000 \text{ g}}{12,000} = M_r(A) \times 1 \text{ g}$$

Vemos entonces que la masa molar de A, M_A , coincide con la masa relativa de sus moléculas, pero multiplicada por un gramo, es decir, colocándole la unidad 'gramo' a esa cantidad adimensional que es la masa molecular relativa.

2.4. Familiarizar al alumno con la constante de Avogadro

Lo enorme de la constante de Avogadro y su familiarización con ella deben formar parte de las estrategias didácticas a emplear. Nosotros la incluimos como la cuarta recomendación. Algo que es importante aclarar a los estudiantes es que N será igual a N_A únicamente cuando n sea 1, en caso contrario (que es la mayoría) esto no se cumple y por ello no es posible decir que el número de entidades elementales es igual a la constante de Avogadro.

2.5. Presentación de masas relativas de objetos comunes

Para comprender la forma en la que se calculan las masas molares de átomos y moléculas y por qué de esta forma se tiene un número común de partículas en estas muestras es imprescindible introducir alguna analogía para determinar los pesos relativos de objetos comunes. Manejar la analogía del cálculo de masas relativas de objetos comunes (clips; tornillos, tuercas, clavos, grapas y alfileres, y varias semillas) y se alcanza un símil del mol y del número de Avogadro.

2.6. Resolución de problemas estequiométricos

Muchas de las investigaciones desarrolladas a la fecha se han enfocado hacia el desarrollo de estrategias de enseñanza del concepto de mol y de la resolución de problemas.

Para vencer las dificultades que tienen los alumnos al manejar de forma operativa este concepto, se han aplicado diversos métodos de enseñanza. Algunos trabajos muestran que para los estudiantes es más sencillo resolver problemas cuando se les presentan de forma lógica y con cierto razonamiento, es decir, una serie de problemas del más simple al más complicado, que si se les presenta todo un enunciado con diferentes cuestiones, sin estructurar, al mismo tiempo.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 27 FEBRERO 2010

Es recomendable, entonces, el empleo de un conjunto de objetivos plausibles y de ir pausadamente administrando ejercicios para alcanzarlos. Es de resaltar la necesidad de utilizar algunas estrategias que ayuden a mejorar la lógica matemática del alumno aplicada a este concepto y que están basadas en el uso de: (1) factores unitarios, (2) diagramas, (3) proporciones, (4) métodos computacionales.

3. ACTIVIDAD La cantidad en Química

Objetivo 1: Relacionar la masa con el número de moles.

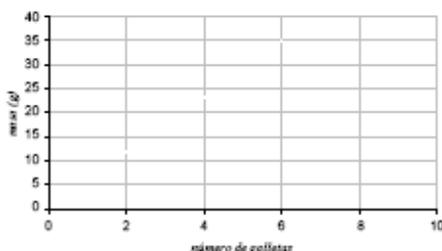
Materiales: Una bolsa de galletas, una balanza y papel milimetrado.

a. Calcula la masa de 2, 4 y 6 galletas y completa la siguiente tabla:

Número de galletas	2	3	4	5	6
Masa de las galletas					

b. Representa gráficamente la masa de las galletas en función del número de galletas y comprueba que son proporcionales (cuando aumenta el número de galletas, aumenta también la masa). Realiza la representación en papel milimetrado.

c. Calcula sobre la gráfica la masa de una galleta.



Ahora te proponemos un modelo en el que al número de galletas le vamos a llamar “número de moles” (n) y a la masa de una galleta le vamos a llamar “masa molar” (M), de forma que la masa de un número de galletas (m) será: $m = M \cdot n$

Objetivo 2: Relacionar el mol con el Número de Avogadro de partículas.

Material: Dos docenas de huevos de gallina, dos docenas de huevos de codorniz y hueveras de plástico para hacer las pesadas.

a. Toma una docena de huevos de gallina y calcula su masa en una balanza. Haz lo mismo con una docena de huevos de codorniz. Rellena la siguiente tabla:

Número de huevos de gallina		Número de huevos de codorniz	
Masa de los doce huevos		Masa de los doce huevos	

En los dos casos tenemos doce huevos, pero tienen masas diferentes. Te proponemos el siguiente modelo: llamar mol a la cantidad de sustancia que contenga doce partes. Recuerda que a la masa de un mol la llamamos masa molar (M).



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 27 FEBRERO 2010

b. Comprueba que la masa de dos docenas de huevos son $m = 2 \cdot M$
Como ves, se sigue cumpliendo: $m = n \cdot M$

c. Calcula el número de moles de la cantidad de huevos que te voy a suministrar, así como el número de Avogadro de huevos.

Como en Química las partículas son muy pequeñas, los químicos eligieron una unidad de cantidad de materia que les asegurara tomar el mismo número de partículas de diferentes sustancias. Lo más sencillo que se les ocurrió fue tomar una cantidad en gramos de las diferentes sustancias iguales a sus masas atómicas o moleculares. Esta cantidad se llamó mol, que es la unidad de la cantidad de materia. Más adelante, en 1865, se calculó que un mol de partículas contenía $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas. Éste es el **Número de Avogadro**.

4. CONCLUSIONES

En nuestro caso abordamos la problemática y las recomendaciones señaladas en los puntos anteriores mediante las siguientes estrategias:

a) Llegar al concepto de cantidad de sustancia a través de un proceso inductivo que parte de utilizar la teoría de Dalton y el concepto de reacción química para explicar hechos experimentales.

De esta manera los alumnos adquieren un sólido conocimiento de la naturaleza discontinua de la materia. Adicionalmente, en este proceso, ocupan la ecuación química como una herramienta a través de la cual relacionan información de tipo submicroscópico y macroscópico de las sustancias participantes en las reacciones, conectando de esta manera el macro y el submicromundos.

b) Alcanzar el término 'entidad elemental' por la necesidad de especificar en el proceso de desarrollo de la cantidad de sustancia cuáles son los entes que se están contando. Lo anterior permite aceptar que sea posible conocer el número de entidades elementales contenidas en una porción de cualquier sustancia.

c) De esta manera los estudiantes reconocen que además del volumen y de la masa, otra propiedad cuantitativa útil de una sustancia es su número de entidades elementales. La relación de la nueva magnitud, la cantidad de sustancia, con estas tres magnitudes debe explorarse a través de ejercicios variados.

d) Acceder a la comprensión de la masa atómica relativa de los elementos y cómo este número fue determinado experimentalmente. Los alumnos están en condiciones de comprender por qué muestras elementales que conservan la misma relación de masas que las masas relativas de sus elementos contienen el mismo número de entidades elementales.

e) Conocer el concepto de 'masa molar' es el siguiente punto, pues las masas molares en gramos de dos sustancias, al tener el mismo cociente que las dos masas relativas de las entidades elementales de las que están compuestas, contienen el mismo número de partículas, que es el de Avogadro.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 27 FEBRERO 2010

f) Lo anterior les permite reconocer (no aceptar de memoria) que en ciertas porciones de sustancia expresadas en unidades de masa o de volumen (para el caso de sustancias gaseosas) hay el mismo número “de entidades elementales”.

g) Finalmente, contamos con todos los ingredientes para presentar sólidamente a la cantidad de sustancia como una magnitud necesaria y valiosa que viene a completar la información que tenemos de una sustancia, especialmente cuando la hacemos reaccionar con otras con el objeto de obtener datos cuantitativos. Por lo pronto, a los alumnos les queda claro que la cantidad de sustancia no es una masa, ni volumen, ni tampoco un número, pero cuya determinación precisa puede partir de estos datos. Todo este hilo conductor lo siguen los alumnos trabajando en grupos pequeños, en modalidad cooperativa, generando un proceso de riquísima interacción y con el apoyo oportuno y discreto del profesor.

5. BIBLIOGRAFÍA

Alkali, G. *Ideas de los alumnos acerca del mol. Estudio curricular.* Enseñanza de las Ciencias, 8(2), 111-119, 1990.

Furió, C., Azcona, R., Guisasola, G. y Mújika, 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), 107-114, 1993.

Furió, C., Azcona, R. y Guisasola, J. *Dificultades conceptuales y epistemológicas del profesorado en la enseñanza de los conceptos de cantidad de sustancia y de mol.* Enseñanza de las ciencias, 17(3), 359-376, 1999.

Furió, C, Azcona, R, Guisasola, J. *Revisión de investigaciones sobre la enseñanza-aprendizaje de los conceptos cantidad de sustancia y mol.* Enseñanza de las Ciencias, 20(2), 229-242, 2002a.

García Cifuentes, A. *La enseñanza del concepto de mol: un enfoque práctico.* Alambique. Didáctica de las Ciencias Experimentales, 14, 105-111, 1997.

Garritz, A.; Gasque, L.; Hernández, G. y Martínez, A. *El mol: un concepto evasivo. Una estrategia didáctica para enseñarlo.* Alambique. Didáctica de las Ciencias Experimentales, 33, 99-109, 2002.

Hierrezuelo, J. y Montero, A. *La ciencia de los alumnos: su utilización en la didáctica de la física y la química.* Madrid: Editorial Laia-Ministerio de Educación y Ciencia. Capítulo 9 “Naturaleza de la materia”, 1988.

Autoría

-
- Nombre y Apellidos SILVIA GARCÍA SEPÚLVEDA
 - Centro, localidad, provincia CÓRDOBA
 - E-MAIL: silgarsep@hotmail.com

C/ Recogidas N° 45 - 6º-A Granada 18005 csifrevistad@gmail.com