

A vueltas con el mol: estrategias para explicar e introducir el concepto en secundaria

Luis Ignacio García

Resumen: El mol es, de las siete unidades fundamentales del Sistema Internacional, la que podríamos considerar genuinamente química. No obstante, es bastante común una comprensión errónea del concepto. Tiende a confundirse con la masa “*un mol de ácido sulfúrico son 98 g de ácido sulfúrico*” o con un número “*un mol de agua son $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua*”. Aun si comprendemos el verdadero significado de mol lo verdaderamente difícil puede ser intentar comunicárselo a nuestros estudiantes de ESO y bachillerato. ¿Cómo hacerlo? ¿Podemos esperar algún resultado de nuestro intento?

Palabras clave: Mol, Número de Avogadro, átomos y moléculas, enseñanza de la química, didáctica.

Abstract: The mole is one of the seven International System basic units, the one we could consider genuinely chemical. However, an erroneous understanding of this concept is quite common. It is usually mistaken with mass “*a mole of sulphuric acid equals 98 g of sulphuric acid*” or with a number “*a mole of water equals $6,022 \cdot 10^{23}$ molecules of water*”. Even if we do understand the true meaning of mole it can be very difficult to try to put it across to our secondary school students. How can we do it? Can we expect any results from our attempts?

Keywords: Mole, Avogadro Number, atoms and molecules, teaching chemistry, didactics.

Introducción

He de confesar que debo empezar este artículo reconociendo mi desconocimiento del origen de la pequeña historia que, con ligeros retoques, se narra a continuación. No puedo precisar dónde la he leído. Pido disculpas por ello, pero no me resisto a contarla.

Un hombre está en el centro de una plaza (llamémosla Plaza Estequiometría) (Figura 1) que tiene cuatro salidas. Debe de abandonarla con urgencia, pero todas las salidas están fuertemente custodiadas, y le han informado de que solamente podrá salir de allí si consigue identificar cuál de las cuatro personas que vigilan las puertas es un químico(a), para ello puede hacer una única pregunta (naturalmente se le prohíbe preguntar por los estudios o profesión de los guardianes).

Nuestro hombre respira aliviado ya que él mismo es químico y la pregunta le parece obvia, simplemente preguntará “¿podría usted decirme qué es un mol?”.

El mol,¹ una de las siete unidades fundamentales del Sistema Internacional es, probablemente, la unidad característica de la química. La magnitud correspondiente, la cantidad de sustancia,^{2,3} pertenece casi con exclusividad a este ámbito. La lógica, por tanto, nos lleva a pensar que ningún químico puede ignorar lo qué es un mol, así que felicitamos a nuestro hombre por haber resuelto su problema.... ¿De verdad que lo ha resuelto?...

En un estudio realizado por Strömdahl y otros^{4,5} (sobre el concepto de mol entre profesores arrojó el increíble resultado de que sólo un 10,7 % asociaba mol a unidad de cantidad de sustancia, siendo mayoritaria la opción que lo identificaba con el Número de Avogadro, (el 60,7 %) o con la masa (el 25%). No sé yo si existe una gran diferencia entre profesores de química y químicos, me temo que probablemente no.

Parece que nuestro hombre, contrariamente a nuestra impresión inicial, no tiene tan fácil escapar de la Plaza Estequiometría.



L. I. García

Dpto. de Física y Química.
I.E.S. La Magdalena. Avilés. Asturias.
C/ Leopoldo Alas, 1. Avilés. Asturias.
C-e: garlan2@telecable.es
<http://web.educastur.princast.es/proyectos/fisquiweb/index.htm>

Recibido: 01/04/2013. Aceptado: 10/04/2013.

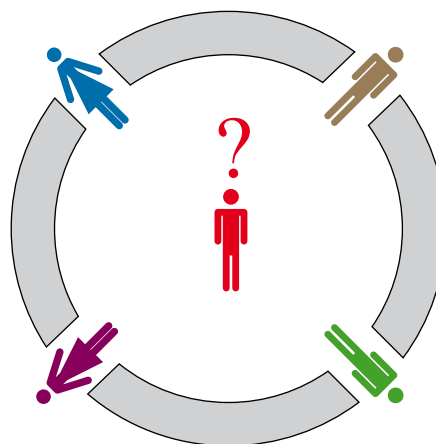


Figura 1. Plaza Estequiometría.

¿Podemos imaginarnos, si ocurre eso con los profesores, cuál será el nivel de (verdadero) conocimiento del concepto de mol entre los estudiantes de la ESO y del bachillerato?

¿Existe alguna posibilidad de éxito a la hora de intentar transmitir este concepto a nuestros alumnos? Seguro, aunque no es sencillo, sobre todo en los cursos inferiores (3º y 4º de ESO), pero aun ahí es necesario hablar de ello.⁶ El objetivo (sobre todo en 3º de ESO) es “*ir habituando el oído*”. En 4º de ESO habrá que repetirlo y usarlo en distintas situaciones. La esperanza es que en 1º de bachillerato la estrategia dé sus frutos y nuestros alumnos entiendan (realmente) el concepto.

El concepto de mol es algo íntimamente ligado a la teoría atómico-molecular de la materia y al Número de Avogadro.⁷ Es necesario, por tanto, tener una idea clara de lo que es un átomo o una molécula, de su tamaño y de cómo se miden sus masas.

Partiendo de que el concepto de mol no es algo sencillo de entender, se considera que se debe de empezar a hablar de moles una vez que nuestros alumnos sepan lo que es un átomo, una molécula o un ión, y justo en el momento en que vamos a iniciar el tema dedicado a las reacciones químicas y a los cálculos estequiométricos (no antes de 3º de ESO).

El Número de Avogadro, algo difícil de imaginar

Si ya hemos hablado de los átomos es natural que hayamos tenido que enfrentarnos con el problema de determinar su masa, y con el fin de poder medir una magnitud tan pequeña, habremos visto la necesidad de definir la **unidad de masa atómica o uma**.

$$1 \text{ uma} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Pero la medida de la masa de los átomos en umas no resuelve el problema, ya que nuestras balanzas no miden umas, están graduadas en unidades de masa de “escala humana” (no atómica). Esto es, en gramos. Lo razonable, por tanto, sería relacionar ambos mundos (el micromundo, de átomos y moléculas, con el nuestro, el macroscópico).

Pensemos en una solución. ¿Cuántos átomos de ^{12}C (por ejemplo) necesitaríamos reunir para que su masa sea, no 12 uma (escala atómica), sino 12 g (escala humana)? Esto es ¿cuántos átomos se necesitan para que su masa sea numéricamente igual a la masa atómica, expresada en gramos?

$$0,012 \text{ kg} \cdot \frac{1 \mu}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ at. C}}{12 \mu} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ at. C}$$

La respuesta, como puede verse, es el *Número de Avogadro* ($N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ átomos).⁸

Puede comprobarse (reiterando el procedimiento) que se obtiene siempre un resultado idéntico para cualquier átomo o molécula. Es decir, *si tomamos un número de gramos igual al peso atómico o molecular, expresado en gramos, nos aseguramos que en esa cantidad tenemos el Número de Avogadro de unidades elementales (átomos, moléculas...)*.

Este número, que a menudo escribimos con cierta indiferencia en el encerado, es enormemente grande, prácticamente inimaginable [ver más abajo Cómo hacer “visible” el Número de Avogadro... y la aplicación de la web FQW (Figura 2) sobre el Número de Avogadro⁹], y hay que esforzarse por transmitir



Figura 2. Aplicación interactiva de la web FisQuiWeb para visualizar la magnitud del Número de Avogadro (ref. 9).

esto a nuestros alumnos con el fin de que entiendan la pequeñez de los átomos y las moléculas. Tal vez así desterremos respuestas tales como que la masa de una molécula de agua son 18 g o la de un átomo de hidrógeno 1 g. La enorme magnitud del Número de Avogadro (N_A) nos da, paradójicamente, una idea de la pequeñez de los átomos y las moléculas.^{10,11}

Si hemos conseguido transmitir la sensación de lo enormemente grande que es el Número de Avogadro, seguro que la pregunta surge espontánea: *¿y cómo se puede contar eso?* Y ahí, precisamente, empieza la necesidad de definir el mol.

Cómo hacer “visible” el Número de Avogadro

La estrategia que se puede seguir en clase comienza escribiendo (de forma aproximada) el Número de Avogadro con todos sus ceros en el encerado:

600 000 000 000 000 000 000 000

Después de leerlo: seiscientos mil trillones, el número sigue pareciendo muy grande, *pero no se tiene conciencia de su enormidad*.

Preguntemos: “¿cuántos habitantes tiene el planeta Tierra (en números redondos)?”.

Respuesta: siete mil millones. Esto ya da una idea de “número grande” ya que la impresión general es que en este planeta hay “muchísima” gente.

Comparemos ambos números:

- Habitantes del planeta Tierra: $7 \cdot 10^9$
- Número de Avogadro (N_A): $6 \cdot 10^{23}$

Empezamos a lograr que N_A sea considerado como un número realmente grande, ya que es del orden de cien billones de veces mayor que el número de habitantes de nuestro planeta.

Planteemos ahora el siguiente experimento mental: imaginaos que ponemos a contar átomos a todos los habitantes del planeta Tierra a razón de 100 átomos por segundos ¿cuánto tardarían en contar $6 \cdot 10^{23}$? Anotar las posibles respuestas (es muy difícil que alguien se acerque al resultado correcto).

Calculemos ahora: átomos contados por segundo por todos los habitantes de la Tierra: $7 \cdot 10^{11}$ átomos/s. Aún esta-

mos muy lejos. Supongamos que cuentan durante 1 día sin parar. Contarían:

$$7 \cdot 10^{11} \frac{\text{átomos}}{\text{seg}} \cdot \frac{3600 \text{ seg}}{1 \text{ h}} \cdot \frac{24 \text{ h}}{1 \text{ día}} = 6 \cdot 10^{16} \frac{\text{átomos}}{\text{día}}$$

Vale, ¡acabemos! ¡qué cuenten un año entero!:

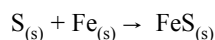
$$6 \cdot 10^{16} \frac{\text{átomos}}{\text{día}} \cdot \frac{365 \text{ días}}{1 \text{ año}} = 2 \cdot 10^{19} \frac{\text{átomos}}{\text{año}}$$

Aún no llegamos. El número es treinta mil veces menor. ¿Cómo es posible? (primeras exclamaciones).

¿Entonces cuál es la solución?: ¡harían falta unos 30 000 años!

Reacciones químicas, ecuaciones y cálculos

A la hora de plantear un cálculo estequiométrico el químico tiene una imperiosa necesidad de contar átomos o moléculas. Veamos un ejemplo:

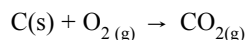


Para obtener el monosulfuro de hierro es necesario que los átomos de hierro y azufre se combinen en proporción 1:1. Esto es, tendremos que tener igual número de átomos de hierro que de azufre. Pero... ¿cómo contar lo incontable?...

Los químicos han descubierto la forma de contar usando la balanza. Efectivamente, a partir de la definición de una deducimos (ver más arriba), que si tomamos una cantidad de azufre, o de hierro, tal que su masa en gramos coincida con su masa atómica en umas, estaremos cogiendo exactamente $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos (de azufre o de hierro). Para garantizar que tomamos exactamente igual número de átomos de azufre que de hierro tendremos entonces que tomar 32,0 g de azufre y 55,8 g de hierro. Es razonable, por tanto, decir que hemos de tomar una “unidad” de azufre y otra de hierro. Esta “unidad” se corresponde con una cantidad de cada una de las sustancias (una porción) que contiene un número idéntico de unidades elementales (átomos en este caso). *Lo relevante a la hora de establecer la cantidad de sustancia a tomar no es ni su masa, ni su volumen, ni ninguna otra propiedad, sino la circunstancia de que tenga un número determinado de unidades elementales. A esta unidad se la denomina mol.*

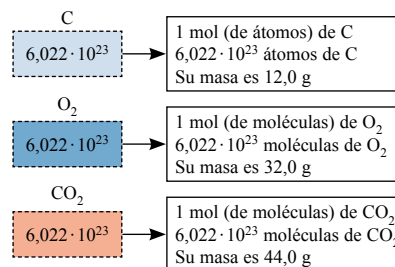
Lógicamente, al ser una porción de materia, podemos asignar al mol una masa, pero no podemos identificar mol con un número de gramos, tampoco con un número (N_A). Lo que el químico coge para efectuar sus reacciones son cantidades determinadas de sustancias que “fracciona” en unidades que contienen idéntico número de unidades elementales que más tarde reaccionarán (sean átomos, iones o moléculas) para formar nuevas sustancias.

Pongamos un ejemplo. Consideremos una determinada cantidad de sustancia: 72,0 g de carbono. Desde el punto de vista químico consta de 6 unidades químicas o moles (masa de 1 mol = 12,0 g). Si quiero hacer reaccionar ese carbono con oxígeno según:

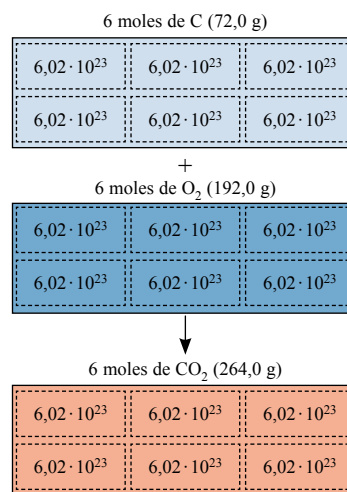


necesito coger tantas unidades (moles) de carbono como de oxígeno, teniendo en cuenta que en el caso del oxígeno las unidades elementales van a ser moléculas.

La cantidad de oxígeno que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas (1 mol) tendrá una masa de 32,0 g. Luego para reaccionar con seis moles o unidades químicas de carbono (cuya masa son 72,0 g) necesitaré idéntico número de unidades (moles) de oxígeno. Esto es: 192,0 g de oxígeno.



Por tanto:



Última etapa: convencer a nuestro público

Es posible que con todo lo dicho tengamos un poco más claro el (criptico) significado de la definición ortodoxa de mol¹ y su utilidad, pero como profesores aún nos queda lo más complicado: enfrentarnos a nuestro alumnado e intentar explicarles qué es un mol.

¿Cómo transmitir esto a una clase?

Primero tenemos que precisar... ¿Un mol de qué? Pongamos de (la sustancia) cinc. Es la cantidad de cinc que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de cinc.

En pocas palabras, esto es un mol de cinc:



Figura 3. Un mol de cinc.

En esa cantidad de cinc (a la que le corresponde una masa de 65,5 g, ya que la balanza ha sido previamente tarada e indica directamente la masa del cinc contenido en el matraz) hay el Número de Avogadro de átomos de cinc (Figura 3).

Si consideramos ahora un compuesto, como puede ser el agua, deberemos de considerar cuál es la masa de una molécula (unidad elemental) de agua: 18,0 uma.

Tomando una cantidad de (sustancia) agua cuya masa en gramos sea numéricamente igual a su masa molecular, podemos asegurar que estaremos cogiendo $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua. Tendremos un mol de agua (coloreada de verde en la Figura 4):

Esto es un mol de agua:



Figura 4. Un mol de agua.

En resumidas cuentas ¿quieres enseñar a tus alumnos qué es un mol de...? ¡Muéstraselo! Prepara cantidades adecuadas de diversas sustancias (elementos y compuestos) y haz que los vean (Figura 5).

Recalca que las cantidades tomadas no son cualesquiera, han sido tomadas con el criterio de que todas ellas contienen el mismo número de entidades elementales (átomos o moléculas) y, en consecuencia, pueden usarse como verdaderas unidades a la hora de establecer las proporciones correctas entre átomos o moléculas a la hora de plantear una reacción química.

Conclusiones

- La magnitud de la cual es unidad el mol es la cantidad de sustancia (esto es, una porción de materia con unas propiedades definidas y fijas) ¿Es medible la cantidad de sustancia? Sí, siempre que se defina una unidad de medida adecuada. Para los propósitos de alguien que se dedica a la química, la unidad de medida se define como la cantidad de esa sustancia que contiene un número determinado ($6,022 \cdot 10^{23}$) de unidades elementales.
- Como un mol es, por definición, una cantidad dada de materia, le corresponderá una masa determinada (aunque distinta para las distintas sustancias), pero no se pueden confundir moles con gramos. Un mol de agua no son 18,0 g de agua. Un mol de agua es una cantidad de agua tal que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua. A esta cantidad de agua (como materia) le corresponde una masa de 18,0 g (Figura 4).

- Tampoco se puede confundir con un número ($6,022 \cdot 10^{23}$). Un mol de cinc, no son $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de cinc. El químico no puede contar átomos o moléculas de forma directa. Sólo puede manipular cantidades macroscópicas de sustancias y eso, precisamente, es el mol: una determinada cantidad de sustancia, pero no cualquiera, sino aquella que contiene el Número de Avogadro de unidades elementales de la sustancia que estemos considerando.
- Lo realmente interesante, y que hace útil a la unidad mol, es que permite una conexión sencilla entre el mundo microscópico (escala atómica, número de unidades elementales) con el macroscópico (escala humana, gramos), puesto que tomando una determinada cantidad de sustancia (que caracterizamos por su masa, por ejemplo) podemos asegurar que contiene un número fijo de unidades elementales, lo cual es vital a la hora de plantear una reacción química.
- Hablando rigurosamente deberíamos especificar las partículas elementales a las que nos referimos, ya que no es lo mismo un mol de átomos de oxígeno, por ejemplo, que un mol de moléculas de oxígeno, pero la mayor parte de las veces no es necesaria esta precisión ya que la naturaleza de las partículas queda suficientemente clara.



Figura 5. Un mol de distintas sustancias. De izquierda a derecha: de azufre, de hierro de cinc y de agua.

Bibliografía

1. Web de la IUPAC (Gold Book), <http://goldbook.iupac.org/M03980.html>, visitada el 03/06/2013.
2. Web de la IUPAC (Gold Book), <http://goldbook.iupac.org/A00297.html>, visitada el 03/06/2013.
3. J. J. Andrade, H. L. Corso, F. C. Gennari, *Eureka* 2006, 3, 229–236.
4. H. Strömdahl, A. Tulberg, L. Lybeck, *Int. J. Sci. Ed.* 1994, 16, 17–26.
5. C. Furió, R. Azcona, J. Guisasola, *Enseñanza de las Ciencias* 2002, 20, 229–242.
6. Garritz, L. Gasque, G. Hernández, A. Martínez. *Alambique* 2002, nº 33, 99–109.
7. Historia del Número de Avogadro, <http://bit.ly/16CNAUX>, visitada el 03/06/2013.
8. Web del National Institute of Standards and Technology, <http://www.nist.gov/pml/index.cfm>, visitada el 03/06/2013.
9. Aplicación interactiva para visualizar la magnitud del Número de Avogadro, <http://bit.ly/Xu9yzp>, visitada el 03/06/2013.
10. M. Carrillo, G. Hernández, E. Nieto, *Enseñanza de las Ciencias*, 2005, número extra, VII congreso.
11. R. Fox, T. Hill, *American Scientist* 2007, 95, 104–107.