

“EL CONCEPTO DE MOL”

Este concepto es la base principal de la estequiometría y es algo realmente sencillo; sin embargo, a muchos estudiantes se les dificulta su comprensión, por ello, vamos a abordarlo partiendo de algo bien conocido por los estudiantes como son los conceptos de decena y centena. Así por ejemplo, si queremos una decena de naranjas, necesitamos 10 naranjas, si queremos una centena de naranjas, necesitamos 100 naranjas; en ese mismo orden de ideas, si queremos un mol de naranjas necesitamos 602 200 000 000 000 000 000 naranjas; en otras palabras, una decena equivale a 10 unidades, una centena a 100 unidades y un mol a 6.022×10^{23} unidades:

1[decena] ——— 10 [unidades]

1[centena] ——— 100 [unidades]

1[mol] ——— 6.022×10^{23} [unidades]

Esta última es una cantidad enorme; 1[mol] de granos de sal cubriría la superficie de todo nuestro planeta con una capa de poco más de 1 [m] de espesor; por ello, resulta poco práctico emplear el concepto de mol para entidades macroscópicas como naranjas, pelotas, lápices, granos de sal, etc.; este concepto se creó para emplearse con entidades microscópicas, como los electrones, protones, neutrones, átomos, moléculas, iones, etc.

Formalmente, el mol es una de las siete unidades básicas del Sistema Internacional de Unidades y en dicho sistema se define como *una unidad de cantidad de materia que contiene tantas entidades fundamentales, como átomos del isótopo de carbono 12 hay en 12 gramos de dicho isótopo*. Resulta, que la cantidad de átomos del isótopo de carbono 12 que hay en 12 gramos de dicho isótopo, es de 6.022×10^{23} , a esta cantidad se le dio el nombre de número de Avogadro; sin embargo, cabe mencionar, que es un error afirmar que 1 [mol] es el número de Avogadro.

La definición que nos da el Sistema Internacional para mol, puede no resultar fácil de entender; por ello, nos quedaremos con algo muy sencillo: **un mol contiene 6.022×10^{23} unidades de lo que sea**. Esta relación que existe entre un mol y las 6.022×10^{23} unidades que contiene, se puede expresar en forma de uno de los dos cocientes siguientes:

$$\left(\frac{1 \text{ [mol]}}{6.022 \times 10^{23} \text{ [unidades]}} \right) \qquad \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ [unidades]}}{1 \text{ [mol]}} \right)$$

Estos dos cocientes se pueden emplear como **factores de conversión**, ya sea para obtener moles a partir de unidades, o unidades a partir de moles. Por ejemplo, si se tienen 84.2842×10^{22} [átomos] de oxígeno, se puede determinar a cuántos moles equivalen haciendo el cálculo siguiente:

$$84.2842 \times 10^{22} \text{ [átomos] } O \left(\frac{1 \text{ [mol] } O}{6.022 \times 10^{23} \text{ [átomos] } O} \right) = 1.3996 \text{ [mol] } O$$

Como se observa, en este caso se considera que las [unidades] son los [átomos] de oxígeno. Así también, si tenemos 1.5 [mol] de oro, podemos determinar cuántos átomos de oro se tienen, mediante el cálculo siguiente:

$$1.5 \text{ [mol] } Au \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ [átomos] } Au}{1 \text{ [mol] } Au} \right) = 9.033 \times 10^{23} \text{ [átomos] } Au$$

De todo lo anterior, podemos establecer la relación siguiente:

$$1 \text{ [mol]} \longleftrightarrow 6.022 \times 10^{23} \text{ [unidades]}$$

Por otra parte, los subíndices en la fórmula molecular de un compuesto, nos indican la relación que guardan los átomos o moles de los elementos que constituyen a dicho compuesto; por ejemplo, el agua tiene por fórmula molecular H_2O , lo cual nos indica que:

- En 1 [molécula] de H_2O , se tienen 2 [átomos] de hidrógeno por cada 1 [átomo] de oxígeno.



- En 1 [mol] de H_2O , se tienen 2 [mol] de hidrógeno por cada 1 [mol] de oxígeno.



Estas relaciones permiten determinar cuántos átomos de hidrógeno se tienen en 3.21 [mol] de agua, empleando factores de conversión, el cálculo sería el siguiente:

$$3.21[\text{mol}] \text{H}_2\text{O} \left(\frac{2[\text{mol}] \text{H}}{1[\text{mol}] \text{H}_2\text{O}} \right) \left(\frac{6.022 \times 10^{23} [\text{átomos}] \text{H}}{1[\text{mol}] \text{H}} \right) = 3.8661 \times 10^{22} [\text{átomos}] \text{H}$$

El primer factor, se obtiene de la relación que existe entre 1 [mol] de H₂O y los 2 [mol] de H que contiene, y el segundo factor, se obtiene del concepto de mol aplicado al hidrógeno. No obstante, puede llegarse al mismo resultado empleando el cálculo siguiente:

$$3.21[\text{mol}] \text{H}_2\text{O} \left(\frac{6.022 \times 10^{23} [\text{moléculas}] \text{H}_2\text{O}}{1[\text{mol}] \text{H}_2\text{O}} \right) \left(\frac{2[\text{átomos}] \text{H}}{1[\text{molécula}] \text{H}_2\text{O}} \right) = 3.8661 \times 10^{22} [\text{átomos}] \text{H}$$

Aquí, el primer factor se obtiene del concepto de mol aplicado al H₂O, y el segundo factor, se obtiene de la relación que existe entre 1 [molécula] de H₂O y los 2 [átomos] de H que contiene.

REVISORES:

M. A. Violeta Luz María Bravo Hernández; Q. Esther Flores Cruz; Q. Antonia del Carmen Pérez León; M. A. Ayesha Sagrario Román García.

BIBLIOGRAFÍA:

- Morrison, Robert T.; Boyd, Robert N. *Química Orgánica*, 5ª edición; Pearson Addison Wesley; México, 1998.
- Solomons, T. W. Graham; Fernández, E. Jack *Química Orgánica*, 2ª edición; Limusa Wiley; México, 1999.
- Brown, Theodore L.; LeMay, H. Eugene, Jr.; Bursten, Bruce E. *Química. La Ciencia Central*, 9ª edición; Pearson Prentice-Hall; México, 2004.
- Chang, Raymond *Química*, 7ª edición; McGraw-Hill; México, 2002.
- Brady, James E. *Química Básica. Principios y Estructura*, 2ª edición; Limusa Wiley; México, 2001.