

Apoyos Académicos CADE 2020

Área Disciplinar	Química
Nombre de Profesional	Paulina Figueroa - Vicente Rodríguez
Sede	Concepción

#	Temas	Unidad	Asignatura afín
	Concepto de mol, Masa molar, Relaciones estequiométricas de masa y mol	Estequiometría I	Química

Resumen

Concepto de mol

Dado que un átomo, un ion o una molécula son unidades extraordinariamente pequeñas, aun las más diminutas cantidades de sustancias contienen un número enormemente grande de dichas partículas. Por ejemplo, un pequeño trozo de hierro de apenas 1 g de masa ¡contiene 1×10^{22} átomos! (es decir, un valor numérico formado por un 1 seguido de 22 ceros). Por ello, en Química se utiliza una unidad llamada **mol** (del latín moles que significa montón) para el estudio de las cantidades de las sustancias.

Un mol es la cantidad de materia que contiene tantas entidades como átomos hay en 0.012 kilogramos o 12 g de carbono-12, la que corresponde a **6.022×10^{23} partículas elementales**. El mol se refiere a la cantidad fija de unidades, pudiendo ser partículas de distinto tipo, por ejemplo:

- 1 mol de átomos
- 1 mol de moléculas
- 1 mol de iones
- 1 mol de cualquier partícula elemental.

Este número tan impresionante 602.200.000.000.000.000.000 tiene nombre propio, se llama **Número de Avogadro** o N_A (también N_0)



Una analogía común para comprender este concepto es el uso cotidiano de unidades de medida como un par o una docena que nos sirven para agrupar 2 o 12 unidades de cualquier objeto.

De esta forma, en Química podemos tener que:

- 1 mol de He = 6.022×10^{23} átomos de He
- 1 mol de H_2SO_4 = 6.022×10^{23} moléculas de H_2SO_4
- 1 mol de Na^+ = 6.022×10^{23} cationes sodio



Error frecuente: no reconocer que el mol es una unidad de medida y, a la vez, un **factor de conversión** que establece una proporción útil en química para resolver problemas cuantitativos, siendo:

$$\frac{1 \text{ mol}}{6.022 \times 10^{23} \text{ partículas}}$$

Masa Molar

Hemos visto que 1 mol de átomos de carbono-12 tiene una masa exactamente de 12 g y contiene 6.022×10^{23} átomos. Esta cantidad de carbono-12 es su **masa molar** (MM) y se define como la masa (m) de 1 mol de unidades (como átomos o moléculas) de una sustancia; es decir, N_A o 6.022×10^{23} . De esta forma es fácil saber cuántos mol (n) de sustancia tendremos:

$$MM = \frac{m}{n} \leftrightarrow n = \frac{m}{MM}$$

Para los átomos, es numéricamente igual a su masa atómica, en unidades de masa atómica (u), pero expresada en g/mol. Si conocemos la masa atómica de un elemento, también conocemos su masa molar.

En cambio, para moléculas y compuestos iónicos, la masa molar es igual a su masa molecular o total (en u), expresada en g/mol:

Elemento: Na	Compuesto: CO ₂
Masa atómica: 22.99 u	Masa Molecular: 44.0 u (1x12.0 + 2x16.0)
Masa Molar: 22.99 g/mol	Masa Molecular: 44.0 g/mol
1 mol Na = 22.99 g	1 mol CO ₂ = 44.0 g



Error frecuente 1: no comprender que la masa molar es otro factor de conversión entre la masa (m) de una sustancia con el número de partículas (N) que posee:

$$\frac{1 \text{ mol de X}}{\text{masa molar de X}} \text{ y } \frac{1 \text{ mol de X}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos X}}$$



Error frecuente 2: no saber interpretar las fórmulas químicas en términos de mol de los átomos que posee un número determinado de mol de una sustancia:

Por ejemplo, en 1 mol de H₂O, se cumple:

$$\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol H}} \text{ y } \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}}$$

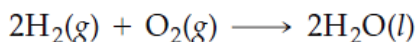
De esta forma, tenemos relaciones molares que serán utilizados en los distintos cálculos, predicciones o determinaciones cuantitativas en el estudio de las distintas áreas de la Química:

Relaciones molares				
Nombre	Fórmula	Peso fórmula (uma)	Masa molar (g/mol)	Número y tipo de partículas en 1 mol
Nitrógeno atómico	N	14.0	14.0	6.022 × 10 ²³ átomos de N
Nitrógeno molecular	N ₂	28.0	28.0	6.022 × 10 ²³ moléculas de N ₂
Plata	Ag	107.9	107.9	2(6.022 × 10 ²³) átomos de N
Iones plata	Ag ⁺	107.9 ^a	107.9	6.022 × 10 ²³ átomos de Ag
Cloruro de bario	BaCl ₂	208.2	208.2	6.022 × 10 ²³ iones Ag ⁺
				6.022 × 10 ²³ unidades de BaCl ₂
				6.022 × 10 ²³ iones Ba ²⁺
				2(6.022 × 10 ²³) iones Cl ⁻

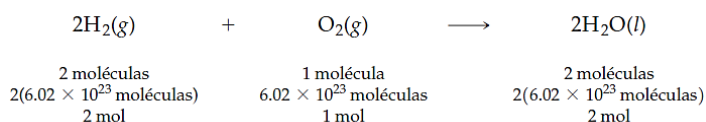
Puedes practicar con los ejercicios propuestos y profundizar con los links al final de la guía.

Cálculos Estequiométricos

En el estudio más práctico de la química, es fundamental predecir y/o determinar la cantidad de cada una de las sustancias involucradas en toda reacción. Para ello, el concepto de mol nos permite aprovechar, en un nivel macroscópico práctico, la información cuantitativa contenida en una ecuación química balanceada. Consideremos la siguiente ecuación balanceada:



Al estar balanceada nos aporta importante información cuantitativa:



Con ella podemos establecer **proporciones** entre las cantidades de las sustancias en términos de átomos, moléculas, moles y masa, utilizándolas en la resolución de distintos problemas:

$$\frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol O}_2} : \frac{2 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} : \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

Fácilmente podemos predecir la cantidad de agua que se producen a partir de 1.57 mol de O₂:

$$\text{Moles de H}_2\text{O} = (1.57 \text{ mol O}_2) \left(\frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} \right) = 3.14 \text{ mol H}_2\text{O}$$

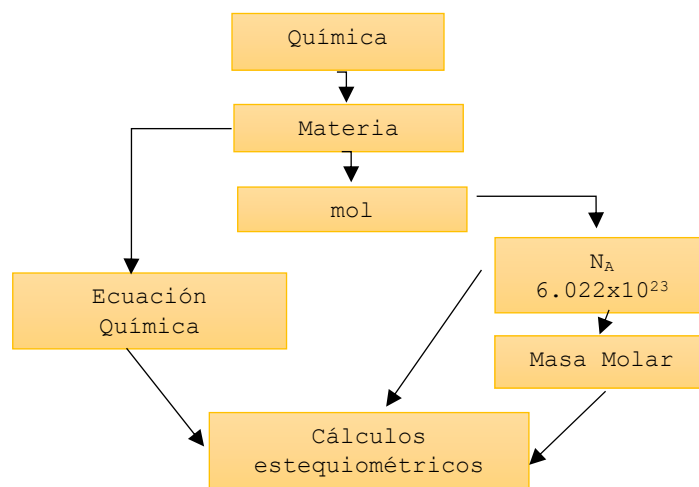
Y con ello saber cuántas moléculas de agua, utilizando la relación de 1mol = N_A=6.022x10²³.

Además, y más útil a nivel experimental, es posible saber la masa de agua que se produce, sabiendo la Masa Molar (MM), o el volumen si conocemos su densidad (g/mol).

Estos cálculos son la base del estudio cuantitativo de las distintas sustancias y de las reacciones o transformaciones que experimentan cada una de ellas.

Puedes practicar con los ejercicios propuestos y profundizar con los links al final de la guía.

Mapa conceptual



Ejercicio Resueltos

1.

Sin usar una calculadora, ordene las muestras siguientes de menor a mayor número de átomos de carbono: 12 g de ^{12}C , 1 mol de C_2H_2 , 9×10^{23} moléculas de CO_2 .

Resolución: Un mol se define como la cantidad de materia que contiene tantos átomos, moléculas, etc. como hay átomos en exactamente 12 g de ^{12}C . Por tanto, 12 g de ^{12}C contiene un mol de átomos de C (es decir, 6.02×10^{23} átomos de C). En 1 mol de C_2H_2 hay 6×10^{23} moléculas de C_2H_2 . Dado que cada molécula de C_2H_2 contiene dos átomos de C, esta muestra contiene 12×10^{23} átomos de C. Dado que cada molécula de CO_2 contiene un átomo de C, la muestra de CO_2 contiene 9×10^{23} átomos de C. Por tanto, el orden es 12 g de ^{12}C (6×10^{23} átomos de C) $< 9 \times 10^{23}$ moléculas de CO_2 (9×10^{23} átomos de C) < 1 mol de C_2H_2 (12×10^{23} átomos de C).

2.

El zinc (Zn) es un metal plateado que se utiliza para fabricar latón (con cobre) y para recubrir hierro con la finalidad de prevenir la corrosión. ¿Cuántos gramos de Zn hay en 0.356 moles de Zn?

Solución El factor de conversión necesario para convertir moles en gramos es la masa molar. En la tabla periódica (vea la cubierta interna del libro) se indica que la masa molar del Zn es 65.39 g. Esto se puede expresar como

$$1 \text{ mol de Zn} = 65.39 \text{ g de Zn}$$

A partir de esta ecuación podemos derivar dos factores de conversión

$$\frac{1 \text{ mol de Zn}}{65.39 \text{ g de Zn}} \text{ y } \frac{65.39 \text{ g de Zn}}{1 \text{ mol de Zn}}$$

El factor de conversión a la derecha es el correcto. Los moles se cancelan y se dejará la unidad de gramos como respuesta. El número de gramos de Zn es

$$0.356 \text{ moles de Zn} \times \frac{65.39 \text{ g de Zn}}{1 \text{ mol de Zn}} = 23.3 \text{ g de Zn}$$

Por tanto, hay 23.3 g de Zn en 0.356 moles de zinc.

3.

Calcule el número de átomos de H que hay en 0.350 mol de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Solución

$$\begin{aligned} \text{Átomos de H} &= (0.350 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \left(\frac{12 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula}} \right) \\ &= 2.53 \times 10^{24} \text{ átomos de H} \end{aligned}$$

4.

Calcule la masa en gramos de 1.000 mol de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Resolución:

$$\begin{aligned} 6 \text{ C átomos} &= 6(12.0) = 72.0 \text{ uma} \\ 12 \text{ H átomos} &= 12(1.0) = 12.0 \text{ uma} \\ 6 \text{ O átomos} &= 6(16.0) = 96.0 \text{ uma} \\ &= 180.0 \text{ uma} \end{aligned}$$

5.

Calcule el número de moles de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) que hay en 5.380 g de esta sustancia.

Resolución: Empleando 1 mol de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180.0 \text{ g/mol}$ como factor de conversión, tenemos

$$\text{Moles de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = (5.380 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180.0 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) = 0.02989 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

6.

Calcule la masa, en gramos, de 0.433 mol de nitrato de calcio.

Resolución: Puesto que el ion calcio es Ca^{2+} y el ion nitrato es NO_3^- , el nitrato de calcio es $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Si sumamos los pesos atómicos de los elementos del compuesto obtenemos un peso formular de 164.1 uma. Utilizando 1 mol de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 164.1 \text{ g}$ de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ para escribir el factor de conversión apropiado, tenemos

$$\text{Gramos de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 0.433 \text{ mol } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \left(\frac{164.1 \text{ g } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2} \right) = 71.1 \text{ g } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$$

7.

¿Cuántas moléculas de glucosa hay en 5.23 g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?

Resolución:

Moléculas de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

$$\begin{aligned} &= (5.23 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180.0 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \\ &= 1.75 \times 10^{22} \text{ moléculas de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \end{aligned}$$

8.

Determine cuántos gramos de agua se producen en la oxidación de 1.00 g de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.



Resolución:

$$\text{Moles de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = (1.00 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180.0 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right)$$

$$\text{Moles de } \text{H}_2\text{O} = (1.00 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180.0 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \left(\frac{6 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right)$$

$$\begin{aligned} \text{Gramos de } \text{H}_2\text{O} &= (1.00 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180.0 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \left(\frac{6 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \left(\frac{18.0 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} \right) \\ &= 0.600 \text{ g } \text{H}_2\text{O} \end{aligned}$$

9.

En los vehículos espaciales se utiliza hidróxido de litio sólido para eliminar el dióxido de carbono exhalado. El hidróxido de litio reacciona con el dióxido de carbono gaseoso formando carbonato de sodio sólido y agua líquida. ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono puede absorber 1.00 g de hidróxido de litio?

Resolución:

$$(1.00 \text{ g } \text{LiOH}) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{LiOH}}{23.95 \text{ g } \text{LiOH}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{2 \text{ mol } \text{LiOH}} \right) \left(\frac{44.01 \text{ g } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \right) = 0.919 \text{ g } \text{CO}_2$$

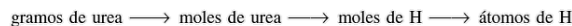
ceada:



10.

¿Cuántos átomos de hidrógeno están presentes en 25.6 g de urea [$(\text{NH}_2)_2\text{CO}$] que se utiliza como fertilizante, como alimento para animales y en la elaboración de polímeros? La masa molar de la urea es 60.06 g.

Solución Para calcular el número de átomos de H, primero debemos convertir los gramos de urea a moles de urea mediante la masa molar de la urea. Esta parte es similar al ejemplo 3.2. La fórmula molecular de la urea muestra que hay cuatro moles de átomos de H en 1 mol de molécula de urea, así que la razón molar es 4:1. Por último, si conocemos el número de moles de átomos de H, podemos calcular su número mediante el número de Avogadro. Necesitamos dos factores de conversión: la masa molar y el número de Avogadro. Podemos combinar las siguientes conversiones



en una ecuación:

$$\begin{aligned} 25.6 \text{ g } (\text{NH}_2)_2\text{CO} \times \frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO}}{60.06 \text{ g } (\text{NH}_2)_2\text{CO}} \times \frac{4 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de H}}{1 \text{ mol H}} \\ = 1.03 \times 10^{24} \text{ átomos de H} \end{aligned}$$

Ejercicio Propuestos

1. Determina cuántos átomos de oxígeno hay en:
(a) 0.25 mol de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
(b) 1.50 mol de carbonato de sodio?

R: 9.0x10²³ & b) 2.71x10²⁴

2. Sin usar calculadora, ordena las muestras siguientes de menor a mayor número de átomos de O:

1 mol de H₂O

1 mol de CO₂

3x10²³ moléculas de O₃.

R: 1 mol de H₂O < 3x10²³ moléculas de O₃ < 1 mol de CO₂

3. Utilizando datos de masa atómica de un sistema periódico con 3 c.s., determina la masa molar del Ca(NO₃)₂

R: 164.1 g/mol

4. Utilizando datos de masa atómica de un sistema periódico con 3 c.s., determina cuántos moles de bicarbonato de sodio (NaHCO₃) están contenidos en 508g del compuesto.

R: 6.05 mol de NaHCO₃.

5. Determina la masa, en gramos, de:

a) 6.33 mol de bicarbonato de sodio

b) 3.0x10⁻⁵ mol de ácido sulfúrico

R: a) 532 g & b) 2.9 x10⁻³g.

6. Determina el número de moléculas que hay presentes en 4.20g de HNO₃. Luego, determina cuántos átomos de O se tienen en esa misma muestra.

R: 4.01x10²²moléculas HNO₃ y 1.20x10²³ átomos O.

7. La descomposición de KClO₃(s) se usa comúnmente en el laboratorio para preparar cantidades pequeñas de O₂(g), formándose además KCl(s). Luego, ¿Cuántos gramos de O₂ se pueden obtener a partir de 4.50g de KClO₃(s)?

R: 1.77 g de O₂(g).

8. El propano, C₃H₈, es un combustible común que se emplea para cocinar y para la calefacción casera. ¿Qué masa de O₂(g) se consume en la combustión completa de 1.00g de propano?

R: 3.64 g de C₃H₈

9. Los alimentos que ingerimos son degradados o desdoblados en el cuerpo para proporcionar la energía necesaria para el crecimiento y otras funciones. La ecuación general global para este complicado proceso está representada por la degradación de la glucosa (C₆H₁₂O₆) en dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O):



Si una persona consume 856 g de C₆H₁₂O₆ durante cierto periodo, ¿cuál será la masa de CO₂ producida?

R: 1.25 × 10³ g CO₂

10. ¿Qué masa de CO₂ se produce en la reacción de 4,16 g de trietilenglicol, C₆H₁₄O₄, en un exceso de O₂ para producir, además, H₂O?

R: 7,31 g CO₂

Más información en ...



Referencias

- Chang, R. & Goldsby, K. (2013): Química (11^a Ed.). México: McGraw-Hill Interamericana.
- Petrucci R., Herring, F., Madura, J. & Bissonnette, C. (2011): Química General: Principios y Aplicaciones Modernas (10^a Ed.). Madrid: Pearson Educación.
- McMurry, J. & Fay, R. (2009): Química General (5^a Ed.). México: Pearson Educación.
- Silberberg, M. (2002): Química: La Naturaleza Molecular del Cambio y la Materia (2^a Ed.). México: McGraw-Hill Interamericana.
- Brown, T., LeMay, H., Bursten, B, Murphy, C., Woodward, P. (2014): Química, La Ciencia Central (12^a Ed.) México: Pearson.
- Atkins, P. & Jones, L. (2006): Principios de Química: Los Caminos del Descubrimiento (3^a Ed.) Buenos Aires: Médica Panamericana.
- IUPAC. Compendium of Chemical Terminology, 2nd ed. (the "Gold Book"). Compiled by A. D. McNaught and A. Wilkinson. Blackwell Scientific Publications, Oxford (1997). Online version (2019-) created by S. J. Chalk. ISBN 0-9678550-9-8.
<https://doi.org/10.1351/goldbook>.