

Material complementario – PRÁCTICO 6

Masa atómica: Masa de un átomo expresado en u

$${}^1\text{H} = 1 \text{ u (12 veces menos que } {}^{12}\text{C)}$$

$${}^{16}\text{O} = 16 \text{ u}$$

La masa atómica de cada elemento indicada en la tabla periódica, es el promedio que considera la abundancia de cada isótopo en la mezcla natural (ver Material complementario – PRÁCTICO 6).

Masa molecular: Suma de las masas atómicas (en u) presentes en la molécula.

Número de Avogadro: Es el número de átomos que hay en 12 g de ${}^{12}\text{C}$ y su valor es de:

$$6.022 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Mol: Es la cantidad de cualquier sustancia que contiene tantas unidades elementales, como átomos de ${}^{12}\text{C}$ hay en 12 g de ${}^{12}\text{C}$. Es decir, un mol de cualquier sustancia es la cantidad en gramos que contiene el Número de Avogadro de esa sustancia.

Masa Molar (M): Se define como la masa en gramos de un mol de unidades.

Para convertir en moles (n) la masa en gramos (m) de cualquier sustancia, sólo hay que dividir por la masa molecular (PM) de dicha sustancia:

$$n = m / PM$$

Para conocer los porcentajes en masa de cada uno de los elementos presentes en un compuesto, realizamos lo siguiente:

$$\% \text{ elemento} = \frac{\text{masa del elemento}}{\text{masa total del compuesto}} \times 100$$

Fórmula empírica: Indica el tipo de átomos presentes en un compuesto y la relación entre el número de átomos de cada clase. A partir de la composición de un compuesto (que puede obtenerse mediante un analizador elemental), es posible deducir su fórmula más simple, o fórmula empírica, que es una relación simple de números enteros entre los átomos que lo componen.

Para calcular la fórmula empírica de un compuesto:

1º se calcula el número de moles de cada elemento.

2º se divide por el menor número de moles.

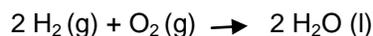
La fórmula empírica no tiene necesariamente que coincidir con la fórmula molecular.

Formula molecular: La fórmula molecular indica el tipo de átomos presentes en un compuesto molecular y el número de átomos de cada clase. Para poder calcular la fórmula molecular es preciso conocer la fórmula empírica y la masa molecular de la sustancia, ya que la fórmula molecular pesa n veces la fórmula empírica.

Reacción química y ecuaciones químicas

Una reacción química es el proceso por el cual una sustancia (o varias) desaparece para formar una o más sustancias nuevas. Las ecuaciones químicas son una forma de representar a las reacciones químicas.

Por ejemplo el hidrógeno gas (H_2) puede reaccionar con oxígeno gas (O_2) para dar agua (H_2O). La ecuación química para esta reacción se describe a continuación,



¿Cómo se interpreta?

- ✓ El "+" se interpreta "**reacciona con**".
- ✓ La flecha significa "**produce**".
- ✓ Las fórmulas químicas a la izquierda de la flecha representan las sustancias de partida, "**reactivos**".
- ✓ A la derecha de la flecha están las fórmulas químicas de las sustancias producidas, "**productos**".
- ✓ Los números al lado de las formulas, a la izquierda, son los coeficientes estequiométricos (el coeficiente **1 siempre se omite**).

Estequiometría de la reacción química

La estequiometría es el estudio cuantitativo de las reacciones químicas, la medición, lo que implica hacer un estudio minucioso de cada reacción de interés. Por tal motivo, debemos tener en cuenta que, las transformaciones que ocurren en una reacción química se rigen por la **ley de la conservación de la masa**, la cual nos dice que los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química. Por lo tanto los cambios que ocurren en una reacción química consisten en una reordenación de los átomos.

Pasos que son necesarios para escribir una reacción ajustada:

- 1) Se determina cuales son los reactivos y los productos.
- 2) Se escribe una ecuación no ajustada usando las fórmulas de los reactivos y de los productos.

3) Se ajusta la reacción determinando los coeficientes estequiométricos que nos dan números iguales de cada tipo de átomo en cada lado de la flecha de reacción, generalmente números enteros.

Información derivada de las ecuaciones ajustadas

Cuando se ha ajustado una ecuación, los coeficientes representan el número de cada elemento en los reactivos y en los productos. Por lo tanto también representan el número de moléculas y de moles de reactivos y productos.

Unidades de concentración:

- ✓ **Molaridad (M):** Número de moles de soluto en 1 litro de disolución.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen de disolución en litros}} = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}}$$

- ✓ **Porcentaje (%)**

% (m/m) = masa de soluto (g) en 100 g de disolución

% (m/v) = masa de soluto (g) en 100 mL de disolución

% (v/v) = volumen de soluto (mL) en 100 mL de disolución

- ✓ **Gramos por litro (g/L):** gramos de soluto / litro de disolución

- ✓ **Molalidad:** Número de moles de soluto en 1 kg de disolvente (es decir, una relación de moles de soluto a masa de disolvente).

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa de disolvente en kg}} = \frac{n}{m \text{ disolvente(kg)}}$$

Es muy importante no confundir **molaridad** con **molalidad**.

- ✓ **Partes por millón (ppm):**

$$m_{\text{total}} \frac{m_{\text{solute}}}{1.000.00} \times 10^6 = \frac{\text{masa de soluto} \times 10^6}{\text{masa total de disolución}}$$

- ✓ **Densidad de una disolución:**

$$d = \frac{\text{masa de la disolución (g)}}{\text{Volumen de la disolución (mL)}}$$

- ✓ **Fracción molar**

Si tenemos varias sustancias en una mezcla (A, B, C...) se define fracción molar para cada componente (soluto) a:

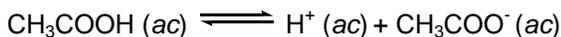
$$X_A = \frac{\text{moles de soluto A}}{\text{moles totales}}$$

Algunos conceptos más:

Electrolitos: Cualquier sustancia que en disolución se disocia en iones y, por consiguiente, es capaz de transportar la corriente eléctrica por movimiento de partículas cargadas.

Electrolitos fuertes: sustancias que se disocian completamente, existen en disolución casi completamente como iones. $(\text{HCl} (ac) \rightarrow \text{H}^+ (ac) + \text{Cl}^- (ac))$

Electrolitos débiles: sustancias que se disocian sólo parcialmente en una disolución.



No electrolitos: sustancias que no forman iones en disolución. $(\text{CH}_3\text{OH}(ac))$

ÁCIDOS: son electrolitos fuertes los ácidos: HCl, HI, HBr, HNO₃, HClO₄, H₂SO₄ en su 1ª ionización. El resto son electrolitos débiles.

BASES: son electrolitos fuertes los hidróxidos de metales del grupo IA y los hidróxidos de metales pesados del grupo IIA (Ca, Sr, Ba).

SALES: casi todas las sales son electrolitos fuertes salvo las sales de Hg y Pb.

Por favor no imprima si no es necesario. Cuidar el medioambiente es responsabilidad de TODOS.