

UNIDADES QUÍMICAS DE CONCENTRACIÓN

Otra forma de expresar las concentraciones es empleando métodos químicos. Estos se diferencian de los físicos porque toman en cuenta la composición en moles del soluto o la del disolvente según la unidad empleada. Los métodos químicos más utilizados son:

MOLARIDAD:

Es la unidad de concentración más común en el mundo de los químicos. Se define como el número de moles de soluto disuelto en un litro de disolución. Para determinarlo se emplea la siguiente fórmula.

$$M = \frac{n}{V} = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}}$$

La molaridad es un término químico que se emplea para proporcionar una definición de las concentraciones de una solución en función de la cantidad de partículas de soluto en un litro de solución.

$$M = \frac{g_{\text{solute}}}{PM * V}$$

Ejemplo 1:

¿Qué molaridad se obtiene al disolver 95g de hidróxido de sodio (NaOH) en medio litro de solución?

Datos:	Solución:
$g_{\text{solute}} = 95\text{g}$ $V = 0.5\text{L}$ $PM = 40\text{g/mol}$	Se calcula la cantidad de moles de soluto: $n = \frac{g_{\text{solute}}}{PM} = \frac{95\text{g}}{40\text{g/mol}} = 2.375 \text{ moles}$ Se calcula la molaridad: $M = \frac{n}{V} = \frac{2.375 \text{ moles}}{0.5\text{L}} = 4.75 \text{ M de NaOH}$

Ejemplo 2:

Calcular los gramos de HCl que se requieren para preparar 500 mL de solución al 0.5 M.

Datos:	Solución:
$g_{\text{solute}} = ?$ $V = 500 \text{ mL} = 0.5 \text{ L}$ $PM = 36.45 \text{ g/mol}$ $M = 0.5$	De la siguiente ecuación, despejar los g de soluto: $M = \frac{g_{\text{solute}}}{PM * V}$ Quedando: $g_{\text{solute}} = M * PM * V$ Sustituyendo: $g_{\text{HCl}} = 0.5 M * 36.45 \frac{\text{g}}{\text{mol}} * 0.5 \text{ L} = 9.1125 \text{ g}$

NORMALIDAD:

Se define como la cantidad de equivalentes-gramos o equivalente químico de soluto entre el volumen de la solución en litros. Se designa con la letra N mayúscula, aunque en la actualidad se le conoce simplemente como concentraciones equivalentes/Litros o en su abreviatura: eq/L. Se calcula de la siguiente manera:

$$N = \frac{\text{eq} - \text{gramos}}{\text{Litros}}$$
$$\text{eq} - \text{gramos} = \frac{\text{gramos} * a}{PM}$$
$$N = \frac{\text{gramos} * a}{PM * \text{Litros}}$$

Equivalente-gramo o equivalente químico (EQ) es la cantidad de sustancia que reaccionaría con 1.008g de hidrógeno, es decir, con un átomo-gramo de este elemento.

Cálculo del número de Equivalentes Químicos (EQ):

- **EQ de un ácido** = Peso molecular / # de H⁺.

Ejemplo: determina el equivalente-químico del H₂SO₄:

$$EQ_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{98}{2} = 49 \text{ EQ}$$

- **EQ de una base** = Peso molecular / # de OH⁻.

Ejemplo: determina el equivalente-químico del NaOH:

$$EQ_{NaOH} = \frac{40}{1} = 40 \text{ EQ}$$

- **EQ de una sal** = Peso molecular / carga del catión o anión.

Ejemplo: determina el equivalente-químico del Na₂CO₃:

$$EQ_{Na_2CO_3} = \frac{106}{2} = 53 \text{ EQ}$$

Por lo tanto, la **Normalidad (N)** mide la **concentración de una disolución** de manera similar a la **Molaridad (M)**. De hecho **N = M** cuando en los casos anteriores el # de H⁺ y/o OH⁻ o la carga de los iones es igual a 1.

Ejemplo 1: calcula la normalidad y la molaridad de 65 gramos de Na₂CO₃ en 100 ml de disolución:

Datos:	1. nº de Equivalentes en 50g de Na₂CO₃ = 50 / 53 = 0,94 2. N = nº de Equivalentes / litros de disolución = 0,94 / 0,1 = 9,4 N
PM Na ₂ CO ₃ = 106 m soluto= 50g V=100mL = 0.1L	Calculamos los EQ de la sal: EQ_{Na₂CO₃} = 106 / 2 = 53 EQ Se determina el # de EQ en 50 g de Na₂CO₃ = 50 / 53 = 0.94 Se calcula la Normalidad: $N = \frac{0.94 \text{ EQ}}{0.1L} = 9.4N$

Ejemplo 2: calcula la normalidad de 25 gramos de hidróxido de berilio $\text{Be}(\text{OH})_2$ en 800 ml de disolución:

Datos:	Solución:
PM $\text{Be}(\text{OH})_2 = 43$ g/mol m soluto= 25g V=800mL = 0.8L	Calculamos los EQ de la base: $\text{EQ}_{\text{Be}(\text{OH})_2} = 43 / 2 = 21.5 \text{ EQ}$ Se determina el # de EQ en 25 g de $\text{Be}(\text{OH})_2 = 25/21.5=1.162\text{EQ}$ Se calcula la Normalidad: $N = \frac{1.162 \text{ EQ}}{0.8L} = 1.45N$

FRACCIÓN MOLAR:

Es la fracción de moles con que cada componente (soluto y solvente) contribuye al número total de moles de que consta la solución; es decir, es la relación matemática entre los moles de cada componente y el número total de moles de la solución.

Si una solución está formada por los componentes A, B y C al conocer el número de moles de A, B y C para determinar la fracción molar de cada uno, se puede plantear así:

$$X_A = \frac{\text{mol } A}{\text{mol } A + \text{mol } B + \text{mol } C}$$

$$X_A = \frac{\text{mol } B}{\text{mol } A + \text{mol } B + \text{mol } C}$$

$$X_A = \frac{\text{mol } C}{\text{mol } A + \text{mol } B + \text{mol } C}$$

La suma de las fracciones de los componentes debe de ser =

Ejemplo 1: Calcula la fracción molar de urea y de agua en una solución que contine 20g de urea en 100g de agua. (PM: urea = 60 g/mol, agua = 18 g/mol).

Se calculan los moles de urea y de agua:

$$mol_{urea} = \frac{20g}{60g/mol} = 0.333 \text{ mol}$$

$$mol_{H_2O} = \frac{100g}{18g/mol} = 5.555 \text{ mol}$$

Se calculan las fracciones molares:

$$X_{urea} = \frac{0.333}{0.333 + 5.555} = 0.0565$$

$$X_{H_2O} = \frac{5.555}{0.333 + 5.555} = 0.943$$

Comprobación:

$$X_{total} = 0.0565 + 0.943 = 0.99945 \approx 1$$

Ejemplo 2: Se disuelven 40 gramos de etanol en 60 gramos de agua. Calcula la fracción molar de la solución.

Se calculan los moles de etanol y de agua:

$$mol_{etanol} = \frac{40g}{46g/mol} = 0.869 \text{ mol}$$

$$mol_{H_2O} = \frac{60g}{18g/mol} = 3.333 \text{ mol}$$

Se calculan las fracciones molares:

$$X_{etanol} = \frac{0.869}{0.869 + 3.333} = 0.2068$$

$$X_{H_2O} = \frac{3.333}{0.869 + 3.333} = 0.7931$$

Comprobación:

$$X_{total} = 0.2068 + 0.7931 = 0.9999 \approx 1$$

Referencias:

Ramírez, Víctor. (2009) Química 2. México. Grupo editorial Patria.

Chang, R. (2003) Química. México. Mc Graw Hill.

Talca Universidad de Chile (s.f.) Unidades de concentración. PACE. Recuperado de:
<https://www.pace.utalca.cl/wp-content/uploads/2023/11/6-Unidades-de-concentracio%CC%81n.pdf>