

## “UNIDADES DE CONCENTRACIÓN (I)”

Para que una reacción química se lleve a cabo de forma eficiente, es necesario que las entidades que van a reaccionar (átomos, iones o moléculas), se encuentren en contacto. En el caso de los sólidos, sus moléculas se mantienen unidas entre sí, y no entran en contacto con moléculas de otros sólidos, a excepción de las moléculas superficiales, esto tiene como consecuencia, que las reacciones químicas entre sólidos, sean en general muy lentas; sin embargo, si los sólidos que van a reaccionar, se disuelven previamente en un disolvente adecuado, sus moléculas se separan e incluso se disocian en sus iones correspondientes, favoreciendo con ello el contacto con los iones o moléculas de algún otro compuesto, lo que permite que la reacción se lleve a cabo a mayor velocidad.

Cuando se disuelve un sólido en un disolvente, se dice que se ha preparado una disolución, la cual tiene cierta concentración, por ejemplo, si se disuelve 1 [g] de NaCl (sal de mesa), en 1 [L] de agua, se dice que se tiene una disolución muy diluida o poco concentrada, ya que la cantidad de soluto es muy pequeña en comparación con la cantidad del disolvente, pero si la cantidad de soluto aumenta a 2 [g], la concentración de la disolución aumenta, y así sucesivamente, a mayor cantidad de soluto, mayor concentración, hasta tener una disolución concentrada; sin embargo, ¿en qué momento la disolución deja de ser diluida y se convierte en concentrada?, no existe una forma de saberlo; de hecho, si se deseara preparar una disolución concentrada de NaCl, la pregunta sería ¿cuántos gramos de NaCl se deben disolver y en qué cantidad de disolvente?, por ello, fue necesario establecer relaciones entre las cantidades de soluto y disolvente, o soluto y disolución, a estas relaciones se les conoce como unidades de concentración. En este artículo se explicarán las siete unidades de concentración más comúnmente usadas, que son: molaridad, molalidad, fracción molar, porcentaje masa-masa, porcentaje volumen-volumen, porcentaje masa-volumen y normalidad. Antes de empezar a definir cada una de estas unidades, se debe tener bien presente que las cantidades de soluto, disolvente y disolución, se pueden dar en mililitros, litros, gramos, kilogramos o moles.

### MOLARIDAD (M).

Se llama molaridad al cociente que resulta de dividir la cantidad de moles de soluto ( $n_{\text{solute}}$ ), entre la cantidad de litros de disolución ( $L_{\text{disolución}}$ ).

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{L_{\text{disolución}}}$$

Cuando en la disolución se tiene más de un soluto, cada soluto tendrá su respectiva molaridad; por ejemplo al disolver sal y azúcar en agua, se tendría una molaridad para la sal y una molaridad para el azúcar, las cuales se determinarían con las expresiones siguientes:

$$M = \frac{n_{\text{sal}}}{L_{\text{disolución}}}$$

$$M = \frac{n_{\text{azúcar}}}{L_{\text{disolución}}}$$

### MOLALIDAD (m).

Se llama molaridad al cociente que resulta de dividir la cantidad de moles de soluto ( $n_{\text{solute}}$ ), entre la cantidad de kilogramos de disolvente ( $\text{kg}_{\text{disolvente}}$ ).

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{\text{kg}_{\text{disolvente}}}$$

Aquí, de forma análoga al caso de la molaridad, cuando en la disolución se tiene más de un soluto, cada soluto tendrá su respectiva molalidad.

### FRACCIÓN MOLAR (Fm).

La unidad de concentración conocida como fracción molar, se emplea comúnmente cuando la disolución contiene varios solutos. La fracción molar es cociente que resulta de dividir la cantidad de moles de soluto ( $n_{\text{solute}}$ ), entre el número de moles totales en la disolución ( $n_{\text{totales}}$ ).

$$Fm = \frac{n_{\text{solute}}}{n_{\text{totales}}}$$

donde,  $n_{\text{totales}}$  se calcula sumando los moles de cada integrante de la disolución; es decir, se suman los moles de disolvente ( $n_d$ ), con los moles de los solutos ( $n_A, n_B, n_C, \dots$ ).

$$n_{\text{totales}} = n_d + n_A + n_B + n_C + \dots$$

de esta forma, cada soluto e incluso el disolvente tienen su correspondiente fracción molar; además, la suma de ellas es igual a la unidad.

$$Fm_d = \frac{n_d}{n_{\text{totales}}} \quad Fm_A = \frac{n_A}{n_{\text{totales}}} \quad Fm_B = \frac{n_B}{n_{\text{totales}}} \quad Fm_C = \frac{n_C}{n_{\text{totales}}}$$

$$Fm_d + Fm_A + Fm_B + Fm_C + \dots = 1$$

### PORCENTAJE MASA-MASA (% m/m).

En las tres unidades de concentración anteriores, se tenían cocientes sencillos; sin embargo, en el porcentaje masa-masa, el cociente que resulta de dividir la masa del soluto ( $m_{\text{solute}}$ ) entre la masa de la disolución ( $m_{\text{dsl}}$ ), se multiplica por 100 para obtener un porcentaje.

$$\% \text{ m/m} = \left( \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{dsl}}} \right) \cdot 100$$

En este caso, y de forma análoga a lo que se presenta en la fracción molar, cuando existen diferentes solutos (**A, B, C, ...**), todos ellos e incluso el disolvente (**d**), tienen su correspondiente porcentaje masa-masa; además, la suma de los porcentajes será igual a cien.

$$\% \text{ m/m}_d = \left( \frac{m_d}{m_{\text{dsl}}} \right) \cdot 100 \quad \% \text{ m/m}_A = \left( \frac{m_A}{m_{\text{dsl}}} \right) \cdot 100 \quad \% \text{ m/m}_B = \left( \frac{m_B}{m_{\text{dsl}}} \right) \cdot 100$$

$$\% m/m_c = \left( \frac{m_c}{m_{\text{dsl}}} \right) \cdot 100$$

$$\% m/m_d + \% m/m_A + \% m/m_B + \% m/m_C + \dots = 100$$

Cabe mencionar, que al realizar los cálculos para determinar los porcentajes **m/m**, la masas empleadas deben estar en las mismas unidades, independientemente de que sean miligramos, gramos, kilogramos, toneladas, libras, etc.

#### PORCENTAJE VOLUMEN-VOLUMEN (% v/v).

En este caso, el cociente que resulta de dividir el volumen del soluto (**V<sub>soluto</sub>**), entre el volumen de la disolución (**V<sub>dsl</sub>**), se multiplica por 100 para obtener el porcentaje volumen-volumen.

$$\% v/v = \left( \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{dsl}}} \right) \cdot 100$$

además, y de forma semejante al caso anterior, si existen diferentes solutos (**A, B, C, ...**), cada uno de ellos e incluso el disolvente (**d**), tendrán su correspondiente porcentaje volumen-volumen; tal que, la suma de los porcentajes será igual a cien.

$$\% v/v_d = \left( \frac{V_d}{V_{\text{dsl}}} \right) \cdot 100$$

$$\% v/v_A = \left( \frac{V_A}{V_{\text{dsl}}} \right) \cdot 100$$

$$\% v/v_B = \left( \frac{V_B}{V_{\text{dsl}}} \right) \cdot 100$$

$$\% v/v_c = \left( \frac{V_c}{V_{\text{dsl}}} \right) \cdot 100$$

$$\% v/v_d + \% v/v_A + \% v/v_B + \% v/v_C + \dots = 100$$

Al realizar los cálculos para determinar los porcentajes **v/v**, los volúmenes empleados deben estar en las mismas unidades, independientemente de que sean mililitros, litros, etc.

#### PORCENTAJE MASA-VOLUMEN (% m/v).

En este caso, el cociente que resulta de dividir la masa del soluto entre el volumen de la disolución, se multiplica por 100 para obtener el porcentaje masa-volumen; sin embargo, aquí si es importante que la masa este en gramos (**g<sub>soluto</sub>**) y el volumen este en mililitros (**mL<sub>dsl</sub>**), para obtener el porcentaje correcto.

$$\% m/v = \left( \frac{g_{\text{soluto}}}{\text{mL}_{\text{dsl}}} \right) \cdot 100$$

De forma semejante al caso anterior, si existen diferentes solutos (**A, B, C, ...**), entonces cada uno de ellos e incluso el disolvente (**d**), tendrán su correspondiente porcentaje masa-volumen; además, la suma de los porcentajes será igual a cien.

$$\% m/v_d = \left( \frac{g_d}{\text{mL}_{\text{dsl}}} \right) \cdot 100$$

$$\% m/v_A = \left( \frac{g_A}{\text{mL}_{\text{dsl}}} \right) \cdot 100$$

$$\% m/v_B = \left( \frac{g_B}{\text{mL}_{\text{dsl}}} \right) \cdot 100$$

$$\% m/v_c = \left( \frac{g_c}{\text{mL}_{\text{dsl}}} \right) \cdot 100$$

$$\% m/v_d + \% m/v_A + \% m/v_B + \% m/v_C + \dots = 100$$

A diferencia de los porcentajes anteriores, en este caso, si es importante que la masa esté expresada en gramos y el volumen en mililitros; o bien, en kilogramos y litros respectivamente.

### NORMALIDAD (N).

Para determinar la normalidad, es necesario determinar primero el valor de un peso equivalente ( $\text{PEq}_{\text{soluto}}$ ) del soluto que se este empleando; para ello, se requiere conocer que tipo de soluto se tiene y para qué va a ser empleada la disolución. Por ello, se tienen tres diferentes situaciones:

- Cuando el soluto es un ácido o una base, el valor de  $\text{PEq}_{\text{soluto}}$ , se obtiene dividiendo la masa molecular del soluto, entre el número de hidrógenos u oxhidrilos sustituibles.

$$\text{PEq}_{\text{soluto}} = \left( \frac{\text{MM}_{\text{soluto}}}{\#(\text{H o OH})} \right)$$

- Cuando el soluto es una sal neutra, el valor de  $\text{PEq}_{\text{soluto}}$ , se obtiene al dividir la masa molecular del soluto, entre el número de iones positivos o negativos en los que se disocia.

$$\text{PEq}_{\text{soluto}} = \left( \frac{\text{MM}_{\text{soluto}}}{\# \text{iones}(+ \text{ o } -)} \right)$$

- Cuando se sabe que el soluto se va a emplear en un reacción de oxido-reducción, el valor de  $\text{PEq}_{\text{soluto}}$ , se obtiene al dividir la masa molecular del soluto, entre el número de electrones necesarios para cambiar de número de oxidación.

$$\text{PEq}_{\text{soluto}} = \left( \frac{\text{MM}_{\text{soluto}}}{\# e^-} \right)$$

Conociendo el valor de un peso equivalente, se determina el número de equivalentes de soluto ( $\# \text{eq}_{\text{soluto}}$ ), dividiendo los gramos de soluto, entre el valor de un peso equivalente.

$$\# \text{eq}_{\text{soluto}} = \left( \frac{\text{g}_{\text{soluto}}}{\text{PEq}_{\text{soluto}}} \right)$$

Finalmente, conociendo el número de equivalentes, se determina la normalidad al dividir el número de equivalentes ( $\# \text{eq}_{\text{soluto}}$ ) entre los litros de disolución ( $\text{L}_{\text{dsi}}$ ).

$$\text{N} = \left( \frac{\# \text{eq}_{\text{soluto}}}{\text{L}_{\text{dsi}}} \right)$$

Además de saber como se determinan las diferentes unidades de concentración, es necesario saber interpretar la información que nos da cada una de ellas; sin embargo, esto ya es tema de otro artículo.

**Continuará ...**