

Unidades de concentración

En una disolución, las cantidades que contiene de sus componentes se pueden expresar de forma absoluta o de forma relativa.

La **forma absoluta** consiste en indicar cuanto hay de cada componente, en cualquier unidad de masa, de volumen o de cantidad de materia. Por ejemplo:

- 37.5 g de NaCl y 92.3 ml de H₂O
- 22.1 mg de KCl, 72 mg de NaCO₃ y 65.1 g de H₂O
- 0.4 moles de H₂SO₄ y 102 ml de etanol

La **manera relativa** de indicar las cantidades de los componentes de una disolución implica un cociente de la forma:

$$\frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de disolución (o de disolvente)}}$$

La cantidad relativa que se obtiene es conocida como concentración, y puede expresarse en un gran número de unidades. Las más frecuentes son:

- a) GRAMOS POR LITRO. Esta unidad de concentración no debe confundirse con la densidad de la disolución, ya que aunque ambas se expresen en g/l su significado no es el mismo. Obsérvese la diferencia:

$$\text{concentración en g/l} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

$$\text{densidad de la disolución} = \frac{\text{gramos de disolución}}{\text{litros de disolución}}$$

- b) TANTO POR CIENTO EN PESO O VOLUMEN. Existen tres tipos de porcentajes, que se definen del siguiente modo:

$$\% \text{ en peso} = \frac{\text{peso de soluto}}{\text{peso de disolución}} \times 100$$

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \times 100$$

$$\% \text{ en peso - volumen} = \frac{\text{peso de soluto (g)}}{\text{volumen de disolución (ml)}} \times 100$$

Las dos primeras expresiones son independientes de las unidades de peso o volumen utilizadas, siempre que se empleen las mismas en el numerador y en el denominador,

pero la tercera no es independiente. El % en peso tiene la ventaja de que no depende de la temperatura, mientras que los otros porcentajes, al contener un volumen, sí varían con los cambios de temperatura.

Debe expresarse claramente el tipo de porcentaje utilizado, pero si no se indica, se sobrentiende que se trata de % en peso.

- c) PARTES POR MILLÓN (ppm). Esta unidad se utiliza mucho en el análisis de aguas, pues se trata de un término muy adecuado para referirse a concentraciones de disoluciones muy diluidas. Se define como el número de mg de soluto por cada kg de disolución:

$$\text{ppm} = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{kg de disolución}}$$

Si se supone que 1 kg de agua ocupa un volumen de 1 l, entonces esta expresión equivale a mg/l o g/m³.

- d) FRACCIÓN MOLAR (x). La fracción molar del componente 1 es el número de moles de componente 1 dividido por el número de moles total de la disolución. Para un número i de componentes tendríamos:

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + \dots + n_i}, \dots, x_i = \frac{n_i}{n_1 + n_2 + \dots + n_i}$$

La suma de todas las fracciones molares es siempre igual a la unidad:

$$x_1 + x_2 + \dots + x_i = 1$$

- e) MOLALIDAD (m). Se define como el número de moles de soluto que hay en 1 kg de **disolvente**:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}}$$

Por ejemplo, una disolución acuosa 1 m de sacarosa contiene 1 mol de sacarosa en 1 kg de agua.

- f) MOLARIDAD (M). Se define como el número de moles de soluto que hay en 1 l de disolución:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

Hay que tener en cuenta que como el volumen de una disolución depende de la temperatura, la concentración expresada en unidades de molaridad también dependerá de ella.

Por ejemplo, una disolución 1 M de tolueno en benceno contiene 1 mol de tolueno en 1 l de disolución (no en 1 l de benceno).

- g) NORMALIDAD (N). Es el número de equivalentes de soluto que hay en 1 l de disolución:

$$N = \frac{\text{equivalentes de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

El número de equivalentes de una sustancia se puede calcular dividiendo la masa en gramos por su peso equivalente:

$$n^{\circ} \text{equiv} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{PE}}$$

El peso equivalente es aquel peso que se combina con, o que sustituye a, una parte de hidrógeno en peso. Por ejemplo, al formarse cloruro de hidrógeno (HCl), 35.5 gramos de cloro se combinan con 1 gramo de hidrógeno, y por lo tanto, el peso equivalente del cloro es 35.5; en la formación del compuesto agua (H₂O), 16 gramos de oxígeno se combinan con 2 gramos de hidrógeno, y por lo tanto, el peso equivalente del oxígeno es 8.

Los pesos atómicos están relacionados con los pesos equivalentes mediante la valencia del elemento, de la siguiente forma:

$$\text{Peso atómico} = \text{Peso equivalente} \times \text{Valencia}$$

Para los compuestos existe una relación análoga entre el peso molecular y el peso equivalente.

Si sustituimos estas fórmulas, obtendremos que:

$N = M \times \text{Valencia}$
