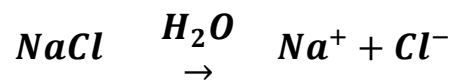


DISOLUCIONES. DEFINICIONES BÁSICAS

En esta lección vamos a ver qué es una disolución y las características que la van a definir.

La imagen más sencilla de disolución la podemos ver cuando echamos sal al agua. Pero ¿no es eso simplemente una mezcla? Recordamos que **en la “mezcla” de dos sustancias sus fórmulas moleculares siguen siendo las mismas, no hay reacción química entre ellas**. Sin embargo, cuando echamos sal común al agua ¿estamos seguros de que no ha habido ninguna reacción química? La respuesta es que sí la ha habido. Es la siguiente



Por medio del agua, la molécula de cloruro sódico se ha separado en sus dos iones. **No tenemos por lo tanto las mismas sustancias que antes de juntarlas y ha ocurrido una reacción química**. La aparición de los iones en la disolución es fundamental para explicar muchos de sus efectos. Por ejemplo, las plantas sólo pueden absorber los iones que provienen de los nutrientes que hay en la tierra. Es por ello esencial que la tierra esté húmeda, o por lo menos en algunos periodos, para que las plantas puedan sobrevivir en ella captando su alimento.

En nuestro ejemplo, y en todos los que se ven en este nivel, al **líquido, en este caso el agua, se le llama disolvente** y la sustancia que disolvemos, **el cloruro sódico en nuestro caso, se le llama soluto**. El conjunto formado por ambos se llama **disolución**.

Las propiedades de la disolución, como el “sabor” de nuestro ejemplo, lo salado que esté ese “caldo”, dependen de las cantidades de disolvente y de soluto que haya. Por eso, es necesario definir las cantidades relativas en las que entran cada uno de ellos. Todas reciben el nombre genérico de concentraciones. Excepto la primera, la densidad, que aquí recordamos por ser una ley anterior, son las siguientes:

DENSIDAD

La densidad de una sustancia es un concepto anterior que vamos a utilizar puesto que nos permite relacionar la masa con el volumen que ocupa. **Se define como la masa de la unidad de volumen y sus unidades son, por lo tanto, Kg/m^3 en el S.I.** Por supuesto, se pueden utilizar otras. En química se utiliza mucho las unidades de gramos para la masa y para el volumen el litro o el centímetro cúbico.

Su expresión es:

$$d = \frac{M}{V}$$

Recordamos las relaciones de las unidades de volumen más utilizadas.

$$1 l = 1 dm^3 = 1 dm^3 \cdot \frac{1 m^3}{1000 dm^3} = 10^{-3} m^3$$

$$1 cm^3 = 0.001 l = 1 ml$$

La densidad del agua, sabemos, es

$$d_{agua} = 1 \frac{gr}{cm^3} = 1 \frac{gr}{cm^3} \frac{1000 cm^3}{1 l} \frac{1 Kg}{1000 gr} = 1 \frac{Kg}{l}$$

Y, como vemos, la densidad en esas unidades coincide. Como sabíamos, un litro de agua tiene una masa de un Kilogramo. En el **S.I.** la densidad del agua es

$$1 \frac{gr}{cm^3} = 1 \frac{gr}{cm^3} \frac{10^6 cm^3}{1 m^3} \frac{1 Kg}{1000 gr} = 1000 \frac{Kg}{m^3}$$

Por supuesto, un litro de plomo no tiene un Kilogramo de masa. El plomo es “más denso” que el agua. Su densidad es

$$d_{pb} = 11.3 \frac{gr}{cm^3} = 11.3 \frac{Kg}{l}$$

Lo que nos indica que **1 litro** de plomo tiene una masa de **11.3 Kg**.

TANTO POR CIENTO EN MASA DE SOLUTO

Se define, como no podía ser de otra manera, como **la masa en gramos de soluto que hay en 100 gramos de disolución.**

Para calcular el tanto por ciento de cualquier cantidad se divide esa cantidad entre la total. Eso nos da la cantidad del numerador que hay por unidad del denominador, del total. Después se multiplica por cien, para darlo en tanto por ciento, simplemente porque nos hacemos una idea más clara.

Entonces:

$$\%_{\text{solute}} = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

Por supuesto que se pueden utilizar también regla de tres o factores de conversión. Nuestra opinión se inclina por la utilización de factores de conversión, creemos que son más cortos y cómodos.

Ejemplo 1:

Calcular el tanto por ciento en masa de soluto al mezclar 47 gramos de cloruro sódico, NaCl, con 165 gramos de agua.

$$\%_s = \frac{m_s}{m_s + m_{\text{disolvente}}} \cdot 100 = \frac{47}{47 + 165} \cdot 100 = 22.17\%$$

Calcular también qué cantidad de cloruro sódico habrá en 367 gramos de disolución.

$$\begin{aligned} 367 \text{ gr. dón} &= 367 \text{ gr. dón} \frac{22.17 \text{ gr. soluto}}{100 \text{ gr. dón}} = \frac{367 \cdot 22.17}{100} \\ &= 81.36 \text{ gr NaCl} \end{aligned}$$

GRAMOS DE SOLUTO POR LITRO DE DISOLUCIÓN.

Son, como su título indica, los gramos de soluto que hay en un litro de disolución.

$$c(\text{gr}/l) = \frac{m_s(\text{gr})}{V_{dón}(l)}$$

Ejemplo 2

Siendo la densidad de la disolución del ejemplo anterior

$$d_{dón} = 1.2 \frac{\text{gr}}{\text{ml}}$$

Calcular la concentración del soluto en gramos por litro

Recordando los datos, tenemos una **disolución al 22.17% en NaCl** y densidad la dada. Como queremos saber los gramos de soluto que hay en un litro de disolución **vamos a coger UN litro de disolución**. Como el tanto por ciento que tenemos es en masa, lo primero que haremos es calcular la masa de un litro de disolución. Para ello, utilizaremos la densidad claramente:

$$d = \frac{M}{V} \rightarrow 1.2 \frac{\text{gr}}{\text{cm}^3} = \frac{M}{1000\text{cm}^3} \rightarrow M = 1.2 \cdot 1000 = 1200\text{gr}$$

Donde todos los términos se refieren a la disolución. Por lo tanto, ya sabemos que un **litro de disolución tiene 1200 gr de masa**. Ahora, con el tanto por ciento, calculamos los gramos de soluto que hay:

$$\%_s = \frac{m_s}{m_{dón}} \cdot 100 \rightarrow 22.17 = \frac{m_s}{1200} \cdot 100 \rightarrow m_s = 266.04\text{gr}$$

Ya podemos contestar a lo que nos preguntan, la concentración en gramos de soluto por cada litro de disolución:

$$c(\text{gr}/l) = \frac{m_s(\text{gr})}{V_{dón}(l)} \rightarrow c(\text{gr}/l) = \frac{266.04}{1} = 266.04 \text{ gr}/l$$

Obsérvese que las unidades son las mismas que la de densidad, pero el concepto no tiene nada que ver.

MOLARIDAD

Esta es, pensamos, la forma de expresar la concentración más importante. Se define como los moles de soluto que hay en un litro de disolución. Su fórmula es entonces:

$$M = \frac{n_s}{V_{dón}(l)}$$

Ejemplo 3

Calcular la molaridad de la disolución de los ejemplos anteriores.

Como sabemos la concentración en gramos de soluto por litro de disolución creemos que es muy sencillo. **Cogemos, como antes, un litro de disolución:**

En un litro de disolución hay:

$$266.04 \text{ gr de NaCl} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} Cl = 35.5 \\ Na = 23 \end{array} \right. \rightarrow 1 \text{ Mol}_{NaCl} = 58.5 \text{ gr} \rightarrow$$

$$266.04 \text{ gr NaCl} = 266.04 \text{ gr NaCl} \frac{1 \text{ Mol}_{NaCl}}{58.5 \text{ gr NaCl}} = \frac{266.04}{58.5} \\ = 4.55 \text{ moles NaCl}$$

Por lo tanto, aplicando la fórmula, dividimos los moles de soluto entre el volumen de disolución en litros en el que están.

$$M = \frac{4.55}{1} = 4.55 \text{ mol/l} = 4.55 \text{ M}$$

MOLALIDAD

Es otra característica que tiene aplicaciones a la hora de estudiar ciertas propiedades que ahora no vienen al caso. Se define como los moles de soluto que hay por Kilogramo de disolvente. Su fórmula es, entonces:

$$ml = \frac{n_s}{Kg_{dvente}}$$

Ejemplo 4

Calcular la molalidad de la disolución de los ejemplos anteriores.

Por el tanto por ciento, **22.17%**, sabemos:

$$100 \text{ gr dón} \left\{ \begin{array}{l} 22.17 \text{ gr soluto} \\ 100 - 22.17 = 77.83 \text{ gr dvente} \end{array} \right.$$

Sólo tenemos que pasar los **22.17 gramos de soluto a moles** y los **gramos de disolvente a Kg**:

$$n = \frac{m}{MOL} = \frac{22.17}{58.5} = \mathbf{0.38 \text{ moles soluto}}$$

$$77.83 \text{ gr dvente} = \mathbf{0.078 \text{ Kg dvente}}$$

$$ml = \frac{n_s}{Kg_{dvente}} = \frac{0.38}{0.078} = \mathbf{4.87 \text{ ml}}$$

Donde para calcular el número de moles de soluto lo hemos hecho por la fórmula que hay para ello, en vez de utilizar factores ya utilizados en otros ejemplos.

FRACCIÓN MOLAR DEL SOLUTO

Se define como los moles de soluto que hay en un mol de disolución. Su fórmula será entonces:

$$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_{dvente}}$$

En nuestra disolución, la fracción molar del soluto será:

$$\begin{aligned} \chi_s &= \frac{n_s}{n_s + n_{dvente}} = \\ &= \left| \mathbf{100 \text{ gr dón}} \left\{ \begin{array}{l} 22.17 \text{ gr soluto} = 0.38 \text{ moles} \\ 77.83 \text{ gr dvente} = \frac{77.83}{18} = 4.32 \text{ moles} \end{array} \right. \right| \\ &= \frac{0.38}{0.38 + 4.32} = \mathbf{0.081} \end{aligned}$$

La fracción molar del disolvente se calcula dividiendo los moles de disolvente entre los moles totales, análogo a la del soluto. Hay que indicar que **la suma de ambas fracciones molares tiene que dar UNO** pues, por definición, la fracción molar de cualquiera componente son los moles de ese componente en un mol de disolución. Por lo tanto, la suma de todas las fracciones molares ha de dar UNO.