

TEMA 3. DISOLUCIONES

1. DISOLUCIONES

Más del 90% de las reacciones químicas se dan en disolución, y en más del 95% de estas el disolvente es el agua.

1.1. Definición, componentes y tipos de disoluciones.

Una **disolución** es una **mezcla homogénea** de sustancias puras donde las partículas disueltas son iones, moléculas aisladas o agrupaciones muy pequeñas de estos componentes, por lo que no sedimentan aunque se empleen potentes centrifugadoras

Las disoluciones constan de un **disolvente** y uno o más **solutos**. El disolvente es el medio en el que los solutos se disuelven. El agua, aunque se encuentre en menor cantidad, prácticamente siempre se considera un disolvente.

Según su estado físico, las disoluciones pueden ser gaseosas, líquidas y sólidas. Las disoluciones líquidas son las más corrientes, y de ellas, las **acuosas** son las que presentan mayor interés.

1.2. El proceso de disolución

La teoría cinética explica el proceso de disolución de un soluto en un disolvente:

- Al mezclar un **soluto sólido** con un disolvente líquido se establecen tres tipos de interacciones: soluto-soluto, disolvente-disolvente y disolvente-soluto. El proceso de disolución se ve favorecido cuando las dos primeras son relativamente pequeñas y la tercera relativamente grande; solo así las partículas de soluto abandonarán las posiciones más o menos fijas que ocupan en sus estructuras y se incorporarán a la disolución. El proceso se denomina **hidratación**, si el disolvente es el agua, o **solvatación**, si se trata de cualquier otro.

Las partículas procedentes del soluto, aunque hidratadas, seguirán ejerciendo entre sí una cierta atracción reticular que intentará que se vuelva a formar la estructura cristalina original. Para una cierta concentración, cuyo valor dependerá del tipo de soluto, del disolvente y de la temperatura, se establece un equilibrio dinámico en el que la tendencia del soluto a disolverse es igual a la tendencia del soluto disuelto a cristalizar de nuevo. Decimos entonces que la disolución está **saturada**.

- Si el **soluto es un líquido o un gas** se establecen las mismas interacciones que en el caso de los solutos sólidos, pero en este caso las del tipo soluto-soluto son de menor intensidad, y tanto la hidratación como el proceso de disolución se ven muy favorecidos.

Factores que favorecen la disolución de solutos sólidos

Los factores que favorecen la disolución de los sólidos son: pulverización, agitación y calentamiento.

- Al **pulverizar** se aumenta el área superficial del soluto y, con ello, el número de iones o moléculas de disolvente que están en contacto y colisionan con él, de modo que se disolverá antes.
- Al **agitar** la disolución impedimos que esta se sature alrededor de los cristales de soluto.
- Al **calentar** incrementamos la agitación molecular y, por tanto, favorecemos la destrucción de la estructura cristalina del soluto.

1.3. Concentración de una disolución

Se denomina **concentración de una disolución** a la cantidad de soluto que está disuelto en una determinada cantidad de **disolución** o de **disolvente**.

Las formas más comunes de expresar la concentración de una disolución son:

PORCENTAJE EN MASA: representa la masa, en gramos, de soluto existente en 100g de disolución.

$$\text{Porcentaje (\%)} \text{ en masa} = \frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{masa (g) de disolución}} \cdot 100$$

PORCENTAJE EN VOLUMEN: es el volumen de soluto existente en 100 unidades de volumen de disolución.

$$\text{Porcentaje (\%)} \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen (L) de soluto}}{\text{volumen (L) de disolución}} \cdot 100$$

MASA DE SOLUTO POR VOLUMEN DE DISOLUCIÓN: es la masa de soluto (en g) existente en 1L de disolución.

$$\text{g/L} = \frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{volumen (L) de disolución}}$$

MOLARIDAD: o concentración molar (M) de una disolución indica la cantidad en mol, de soluto existente en 1L de disolución:

$$M = \frac{\text{cantidad (mol) de soluto}}{\text{volumen (L) de disolución}}$$

MOLALIDAD: expresa la cantidad de soluto, en mol, que hay por cada kilogramo de disolvente.

$$m = \frac{\text{cantidad (mol) de soluto}}{\text{masa (Kg) de disolvente}}$$

FRACCIÓN MOLAR x_1, x_2, \dots de cada componente de una disolución indican la cantidad, en mol, de cada uno de ellos en relación con la cantidad total (la suma total de los moles de todos los componentes), también en mol.

Así, para una disolución de dos componentes (soluto y disolvente) podemos definir:

$$X_s = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de disolvente}}$$

$$X_d = \frac{\text{moles de disolvente}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de disolvente}}$$

2. SOLUBILIDAD

Se denomina **solubilidad** de una sustancia en un determinado disolvente y a una determinada temperatura a la **concentración del soluto en su disolución saturada**.

Es decir, a la máxima cantidad de soluto que, a esa temperatura, puede disolverse en una cantidad fija de disolvente. Suele expresarse en g de soluto/100g de disolvente o en g de soluto/1L de disolvente.

2.1. Variación de la solubilidad con la temperatura.

Como la mayoría de los **sólidos** se disuelven por procesos endotérmicos, en general son más solubles en caliente que en frío. El motivo es que se dispone de más energía para el proceso de disolución. Sin embargo, muchos **líquidos** y **gases** al disolverse mediante procesos exotérmicos, experimentan una disminución de la solubilidad cuando aumenta la temperatura.

La representación gráfica de la solubilidad de una sustancia en función de la temperatura, a presión normal, se denomina **curva de solubilidad** de esa sustancia.

SOBRESATURACIÓN . Se dice que una **disolución** está **sobresaturada** cuando, a una determinada temperatura, tiene disuelta **más cantidad de soluto de lo que corresponde a su solubilidad a dicha temperatura**.

La sobresaturación se puede conseguir saturando una disolución a temperatura alta y, luego, dejándola enfriar lentamente.

Las disoluciones sobresaturadas son muy inestables: basta con agitarlas, rascar con una varilla de vidrio las paredes internas del recipiente o introducir algún cristal de soluto para que el exceso de este se separe bruscamente en forma sólida y provoque así una **precipitación**.

2.2. Variación de la solubilidad con la presión.

La presión solo influye en la solubilidad de los solutos gaseosos. En general, la **solubilidad de un gas en un líquido** aumenta cuando se incrementa la presión del mismo sobre el líquido.

3. PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES

Hay cuatro propiedades del disolvente que se ven afectadas en presencia de un soluto y que dependen de la concentración en que este se encuentre, pero no de su naturaleza. A estas propiedades se las denomina **propiedades coligativas** y son: la *presión de vapor*, los *puntos de congelación* y de *ebullición* y la *presión osmótica*. Las leyes que las rigen solo se cumplen exactamente en disoluciones muy diluidas y con solutos no iónicos (disoluciones ideales), y su aplicación sirve para **calcular masas molares de compuestos no iónicos**.

3.1. Presión de vapor

Experimentalmente se puede comprobar que:

A una temperatura dada, cuando un soluto no volátil se disuelve en un disolvente disminuye la presión de vapor de este.

PRESIÓN DE VAPOR: cuando un líquido está encerrado dentro de un recipiente, las partículas de su superficie tienden a pasar a gas encima de él. Con el tiempo se establece un equilibrio entre el número de moléculas que pasan a vapor y las que vuelven al estado líquido. La presión de este vapor depende del líquido y de la temperatura.

La ley de Raoult calcula este descenso de la presión de vapor: $\Delta p = p^{\circ} - p = p^{\circ} \cdot X_s$

p° es la presión de vapor del disolvente puro

p es la presión de vapor de la disolución

X_s es la fracción molar del soluto

También podemos calcular directamente la presión de vapor de la disolución así: $p = p^{\circ} \cdot X_d$

3.2. Punto de congelación

El **punto de congelación**, o de **fusión**, de una disolución es inferior al del disolvente puro. Al añadir un soluto no volátil a una disolución, disminuye la temperatura de congelación de la misma.

El **descenso del punto de congelación** de una disolución es proporcional a la molalidad (m) de la misma.

$$\Delta t_c = K_c m \quad \text{donde}$$

Δt_c es igual a $t_c - t'$ (variación denominada **descenso crioscópico**)

t_c es la temperatura de congelación del disolvente puro

t' es la temperatura de congelación de la disolución

K_c es la **constante crioscópica molal** (representa el descenso del punto de congelación de una disolución 1 molal y solo depende del disolvente)

m es la molalidad de la disolución.

3.3. Punto de ebullición

El **punto de ebullición** de una disolución es superior al del disolvente puro. Al añadir un soluto no volátil a una disolución, aumenta la temperatura de ebullición de la misma.

El **ascenso ebulloscópico** se puede calcular con la siguiente expresión:

$$\Delta t_e = K_e m \quad \text{donde}$$

Δt_e es igual a $t' - t_e$ (a esta variación se la denomina **ascenso ebulloscópico**)

t' es la temperatura de ebullición de la disolución

t_e es la temperatura de ebullición del disolvente puro

K_e es la **constante ebulloscópica molal** (representa el ascenso del punto de ebullición de una disolución 1 molal y solo depende del disolvente)

m es la molalidad de la disolución.

3.4. Ósmosis

Se llama **ósmosis** al fenómeno por el que, al enfrentar dos disoluciones de distinta concentración separadas por una membrana semipermeable, se produce el paso de disolvente desde la disolución menos concentrada a la más concentrada, hasta que ambas equilibran sus concentraciones.

El fenómeno de la ósmosis tiene gran importancia en muchos procesos biológicos, ya que los intercambios celulares con el medio se realizan a través de las membranas celulares. Un ejemplo que podemos observar en la naturaleza es la absorción de agua a través de las raíces de las plantas.

Se denomina **presión osmótica** (π) a la presión que hay que ejercer sobre la disolución más concentrada para impedir el proceso de ósmosis.

En 1885, **van't Hoff** llegó a la conclusión de que la presión osmótica de las disoluciones diluidas se comporta de la misma manera que la presión gaseosa de los gases ideales, y obedece a la misma ecuación ($pV=nRT$) que, en nuestro caso, puede escribirse como: $\pi V=nRT$, donde V es el volumen de disolución y n , los moles de soluto.

Así, la presión osmótica está relacionada con la concentración de la siguiente manera:

$$\pi = \frac{nRT}{V} \text{ y como } n/V \text{ es la molaridad entonces: } \pi = MRT$$

La presión osmótica es la propiedad coligativa más fácil de medir, hecho que permite determinar también, de forma sencilla, la **masa molar** de sustancias que, por ejemplo, solo pueden prepararse en cantidades muy pequeñas.

Las disoluciones que presentan la misma presión osmótica en las mismas condiciones exteriores se llaman **disoluciones isotónicas**.