

Las **disoluciones** son mezclas homogéneas, por lo que se caracteriza por tener la misma composición y las mismas propiedades en cada uno de sus puntos.

Estas poseen al menos dos componentes: el disolvente y el soluto (o los solutos).

El **disolvente** es la sustancia que disuelve (al soluto). Normalmente es el componente que se encuentra en mayor proporción, salvo cuando es el agua, que siempre es el disolvente. Por ello, al agua se le llama **disolvente universal**.

El **soluto** es la sustancia que se disuelve (en e disolvente). Es el componente que se encuentra en menor proporción (normalmente).

Tipos de disoluciones

Las disoluciones se pueden clasificar de dos maneras:

1) Dependiendo del estado físico de la disolución. Así existen disoluciones:

Sólidas. Como las aleaciones de los metales: bronce (Cu-Sn), latón (Cu-Zn), acero (Fe-C) y las amalgamas (Hg-metal).

Líquidas. Como aquellas en que el disolvente es el agua: sal (NaCl) en agua, azúcar en agua y alcohol en agua.

Gaseosas. Cualquier mezcla de gases forma una disolución. Es decir, todos los gases son miscibles entre sí. Podemos poner como ejemplo el aire.

2) **Disoluciones diluidas, concentradas y saturadas.**

Tenemos que definir antes el concepto de concentración. La **concentración** de una disolución es la cantidad de soluto que hay en ella por cantidad total de disolución.

Disolución saturada es aquella que no acepta más soluto, pues si añadimos más este no se disuelve.

Disolución concentrada es aquella que está cerca de la saturación, pero aún podemos añadir más soluto.

Disolución diluida es aquella que está muy alejada de la saturación, es decir, posee poca cantidad de soluto.

Solubilidad. Es la concentración de la disolución saturada. Depende de la temperatura, de la presión...

Formas de expresar una disolución

% en masa. Se obtiene esta forma de expresar una disolución mediante la expresión:

$$\%soluto = \frac{g \text{ soluto}}{g \text{ disolución}} \cdot 100$$

% en volumen Su expresión es parecida a la anterior:

$$\%soluto = \frac{volumen \text{ soluto}}{volumen \text{ disolución}} \cdot 100$$

Molaridad (M). Indica el número de moles de soluto que hay por litro de disolución.

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

Fracción molar (x). Relaciona el número de moles de soluto con el número de moles de disolución.

$$x = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de disolución}}$$

Normalidad (N). Es el número de equivalentes de soluto que existe por litro de disolución.

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

Molalidad (m). Es la única forma de expresar la concentración en la que se relaciona el soluto con el disolvente. Indica el número de moles de soluto por kilogramo de disolvente.

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

En este curso vamos a ver las cuatro primeras, sin descartar utilizar la fracción molar.

Fracción molar y presión

Considere el caso en el que dos gases A y B, están en un recipiente de volumen V . La presión ejercida por el gas A, de acuerdo con la ecuación del gas ideal es:

$$P_A = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{V}$$

Donde n_A es el número de moles de A presentes. Del mismo modo, la presión ejercida por el gas B es:

$$P_B = \frac{n_B \cdot R \cdot T}{V}$$

En una mezcla de gases A y B, la presión total P_t es el resultado de las colisiones de ambos tipos de moléculas A y B, con las paredes del recipiente. Por tanto, de acuerdo con la ley de Dalton:

$$P_t = P_A + P_B$$

$$P = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{V} + \frac{n_B \cdot R \cdot T}{V} = (n_A + n_B) \cdot \frac{R \cdot T}{V} = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

Donde n , es el número total de moles presentes. Así, para una mezcla de gases, la P_T depende sólo del número total de moles de gas presente, no de la naturaleza de las moléculas del gas.

Para darse cuenta cómo está relacionada cada presión parcial con la presión total:

$$\frac{P_A}{P_T} = \frac{n_A RT / V}{(n_A + n_B) RT / V} = \frac{n_A}{n_A + n_B} = X_A$$

Donde X_A se denomina la fracción molar del gas A. expresa la relación del número de moles de un componente con el número de moles de todos los componentes presentes. La presión parcial de A se puede expresar como:

$$P_A = X_A P_T$$

Del mismo modo: $P_B = X_B P_T$

Si un sistema tiene más de dos gases, la presión parcial del componente i se relaciona con la presión total por: $P_i = X_i P_T$

Ácidos y bases. Definición de pH

Vamos a utilizar la teoría más elemental, en el presente año, la de Arrhenius:

Ácido. Sustancia eléctricamente neutra, que disuelta en agua cede protones (H^+):



Bases. Sustancia eléctricamente neutra, que disuelta en agua cede iones oxhidrilos (OH^-):



Esta teoría no explica el comportamiento básico de sustancias como el amoníaco (NH_3) o los carbonatos (CO_3^{2-}), y limita el comportamiento ácido-base a sustancias neutras en disoluciones acuosas.

Podemos considerar que la concentración de agua es constante, pues está poco disociada. De esta forma podemos obtener la siguiente constante:

$$K_W = [H_3O^+] [OH^-]$$

A esta constante, K_W , se le llama producto iónico del agua, y a 25°C vale $10^{-14} M^2$.

En el agua pura las concentraciones de H_3O^+ y OH^- son iguales: $[H_3O^+] = [OH^-]$.

$$[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14} M^2} = 10^{-7} M$$

Se define el pH como: $pH = -\log[H_3O^+]$

Que en el caso del agua pura, su valor será: $pH = -\log 10^{-7} = 7$

Y en otros casos:

Disoluciones ácidas: $[H_3O^+] > 10^{-7} M \implies pH < 7$.

Disoluciones básicas: $[H_3O^+] < 10^{-7} M \implies pH > 7$.

Disoluciones neutras: $[H_3O^+] = 10^{-7} M \implies pH = 7$.

Neutralización

Se utiliza en análisis y permite determinar la concentración de una disolución a partir de su reacción ácido-base con otra disolución de concentración conocida.

El proceso a seguir es:

- 1) Colocamos en un matraz erlenmeyer un volumen (V) de la **disolución a valorar**, por ejemplo un ácido ($V = V_{\text{ácido}}$).
- 2) Añadimos unas gotas de un indicador ácido-base que sea adecuado para nuestro caso. Este nos va a permitir conocer cuando hemos llegado al **punto de equivalencia** (momento en que se ha consumido todo el ácido).
- 3) En una bureta ponemos la **disolución valorante**, de concentración conocida (M_{base}). La cebamos (eliminar el aire de la parte final, bajo la llave de la bureta) y enrasamos a cero.
- 4) Comenzamos la valoración dejando caer gota a gota la **disolución valorante** sobre la **disolución a valorar** que hay en el matraz. Agitamos el matraz, y cuando la primera gota de **disolución valorante** produzca un cambio de color que no desaparece con la agitación, dejamos de añadir esta.

Anotamos el volumen gastado, V_{base} .

En el momento de la neutralización se cumple:

$$M_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} \cdot (n^{\circ} p^{+} \text{ del ácido}) = M_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}} \cdot (n^{\circ} OH^{-} \text{ de la base})$$

$$n_{\text{ácido}} \cdot (n^{\circ} \text{ protones del ácido}) = n_{\text{base}} \cdot (n^{\circ} OH^{-} \text{ de la base})$$