

Actividades 4° año 2020

MATERIA: Introducción a la Química

PROFESOR: Luis Bruno

mail: bruno2020hurlingham@gmail.com

Tema: Soluciones

¿Qué es una solución química?

Se denomina solución o disolución química a **una mezcla homogénea de dos o más sustancias químicas puras**. Una disolución puede ocurrir a nivel molecular o iónico y no constituye una reacción química.

De esta manera, la disolución resultante de la mezcla de dos componentes **tendrá una única fase reconocible** (sólida, líquida o gaseosa) a pesar inclusive de que sus componentes por separado tuvieran fases distintas. Por ejemplo, al disolver azúcar en agua.

Toda solución química presenta, como mínimo, dos componentes: un soluto (el que es disuelto en el otro) y un solvente o disolvente (que disuelve al soluto). En el caso del azúcar disuelto en agua, el azúcar es el soluto y el agua es el disolvente.

La formación de soluciones y mezclas de sustancias es fundamental para el desarrollo de nuevos materiales y para el entendimiento de las fuerzas químicas que permiten a la materia combinarse. Esto resulta de particular interés para los campos de la química, la biología y la geoquímica, entre otros.

Características de una solución química

En general, toda solución química se caracteriza por:

- Solute y solvente no pueden separarse por métodos físicos como filtración o tamizado, ya que sus partículas han constituido nuevas interacciones químicas.
- Poseen un soluto y un solvente (como mínimo) en alguna proporción detectable.
- A simple vista no pueden distinguirse sus elementos constitutivos.
- Únicamente pueden separarse soluto y solvente mediante métodos como la destilación, la cristalización o la cromatografía.

Relación importante

La Masa de una Solución es la suma de la Masa del Solute y la Masa del Solvente:

$$\text{Masa Solución} = \text{Masa Solute} + \text{Masa Solvente}$$

Tipos de solución química

Las soluciones químicas pueden clasificarse de acuerdo a dos criterios:

A) **La proporción entre el soluto y el disolvente**

B) **El Estado de Agregación de los componentes**

A) **La proporción entre el soluto y el disolvente:**

- **Diluidas.** Cuando la cantidad de soluto respecto al solvente es muy pequeña. Por ejemplo: 1 gramo de azúcar en 100 gramos de agua.
- **Concentradas.** Cuando la cantidad de soluto respecto al solvente es grande. Por ejemplo: 25 gramos de azúcar en 100 gramos de agua.
- **Saturadas.** Cuando el solvente no acepta ya más soluto a una determinada temperatura. Por ejemplo: 36 gramos de azúcar en 100 gramos de agua a 20 °C.
- **Sobresaturadas.** Como la saturación tiene que ver con la temperatura, si incrementamos la temperatura, se puede forzar al solvente a tomar más soluto del que ordinariamente puede, obteniendo una solución sobresaturada (saturada en exceso, digamos). Así, sometida a un calentamiento, la solución tomará mucho más soluto del que ordinariamente podría.

B) **El Estado de Agregación de los componentes:**

Sólidas:

- **Sólido en sólido.** Tanto el soluto como el disolvente se encuentran en estado sólido.
- **Gas en sólido.** El soluto es un gas y el disolvente es un sólido.
- **Líquido en sólido.** El soluto es un líquido y el disolvente es un sólido

Líquidas:

- **Sólido en líquido.** Por lo general, se disuelven pequeñas cantidades de sólido (solute) en un líquido (disolvente).
- **Gas en líquido.** Se disuelve un gas (solute) en un líquido (disolvente).
- **Líquido en líquido.** Tanto el soluto como el disolvente son líquidos.

Gaseosas:

- **Gas en gas.** Solute y Solvente son gases. Débiles interacción entre partículas de los gases.
- **Sólido en Gas.** El soluto es un sólido y el disolvente es un gas.

- **Líquido en gas.** El soluto es un líquido y el disolvente es un gas.

Actividad N°1

Dar un ejemplo para cada una de las soluciones posibles según el criterio de **Estado de Agregación de los componentes** (Soluto y Disolvente)

Concentración de una solución química

La concentración es una magnitud que describe la proporción de soluto respecto al solvente en una disolución. Esta magnitud se expresa en dos tipos distintos de unidades:

Unidades físicas. Aquellas que se expresan en relación al peso y al volumen de la solución, en forma porcentual (se multiplican por 100). Por ejemplo:

- **%Peso/peso.** Se expresa en gramos de soluto sobre gramos de solución.
- **%Volumen/volumen.** Se expresa en centímetros cúbicos (cc) de soluto sobre cc de solución.
- **%Peso/volumen.** Combina las dos anteriores: gramos de soluto sobre cc de solución.

Unidades químicas. Aquellas que se expresan en sistemas de unidades químicas.

- **Molaridad (M).** Se expresa en número de moles de soluto sobre un litro de solución. Se calcula de la siguiente manera:

$$M = \text{moles soluto} / 1 \text{ L solución (Se expresa en unidades de mol/L.)}$$

- **Fracción molar (Xi).** Se expresan los moles de un componente (solvente o soluto) en relación con los moles totales de la solución, (soluto + solvente) de la siguiente manera:

$$X_{\text{soluto}} = \text{moles de soluto} / (\text{moles de soluto} + \text{moles solvente})$$

$$X_{\text{solvente}} = \text{moles de solvente} / (\text{moles de soluto} + \text{moles solvente})$$

Recordar que: $X_{\text{solvente}} + X_{\text{soluto}} = 1$ La fracción molar es adimensional

- **Molalidad (m).** Es la proporción entre el número de moles de cualquier soluto disuelto por kilogramo de disolvente. Se calcula de la siguiente manera:

$$m = \text{moles soluto} / 1 \text{ Kg solvente (Se expresa en unidades de mol/kg.)}$$

Actividad N°2

- I) Indicar la **Molaridad (M)** de una solución de Cloruro de Sodio (NaCl) en agua (H₂O) (agua con sal), que se hace agregando 20g de NaCl en 1 L de Solución.
- II) Indicar la **Fracción Molar** de HNO₃ (X_{HNO_3}) en una solución preparada con 126g de HNO₃ y 674g de H₂O

Nota:

Recuerda que el **Mol** de una sustancia cualquiera, es la cantidad equivalente a su **Peso Molecular**, y se expresa en gramos.

Para conocer el **Peso Molecular** de una sustancia, necesitas conocer su fórmula química y sumar el Número Másico (o Peso atómico) de cada elemento, (ver Tabla Periódica).

Por ejemplo: Para determinar cuánto es 1 Mol de Dióxido de Cloro procedemos así:

Al **Dióxido de Cloro (Cl O₂)** le corresponde un **Peso Molecular** de:

Cl---tiene Número Másico **35** x 1 (Tiene 1 solo átomo de Cl en la fórmula)-----35

O---tiene Número Másico **16** x 2 (tiene 2 átomos de O en la fórmula)-----32

Peso Molecular del Cl O₂ -----**67**

Decimos entonces que, **1 (un) Mol de Cl O₂**, tiene **67 g**