

Apoyos Académicos CADE 2020

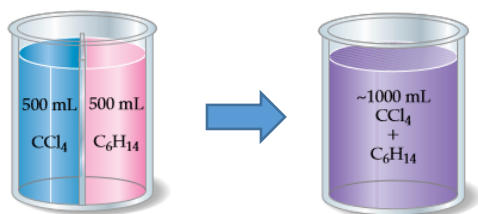
Área Disciplinar	Química
Nombre de Profesional	Paulina Figueroa - Vicente Rodríguez
Sede	Concepción

	Tema	Unidad	Asignatura afín
1	Concepto de disolución	Disoluciones I	Química General
2	Unidades de concentración físicas		
3	Unidades de concentración químicas		

Resumen

Disolución

Una **disolución** es una mezcla homogénea. Es homogénea porque su composición y propiedades son uniformes, y es una mezcla porque contiene dos o más sustancias en proporciones que pueden variarse. El **disolvente** es el componente que está presente en cantidad mayor o que determina el estado de la materia en el que existe la disolución. Los otros componentes de la disolución, denominados **solutos**, se dice que están disueltos en el disolvente. Si bien las disoluciones líquidas son más comunes, las disoluciones pueden existir también en los estados gaseoso y sólido.



Una disolución saturada contiene la máxima cantidad de un soluto que se disuelve en un disolvente en particular, a una temperatura específica. Una disolución no saturada contiene menor cantidad de soluto que es capaz de disolver. Finalmente, una disolución sobresaturada, contiene más soluto que el que puede haber en una disolución saturada.

Unidades de concentración

Para describir por completo una disolución, necesitamos conocer su concentración, una medida de la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de disolvente (o de disolución).

Las unidades de concentración podemos distinguirlas en unidades de concentración físicas y unidades de concentración químicas.

Unidades de concentración físicas

Porcentaje en masa

El porcentaje en masa (también llamado porcentaje en peso o peso porcentual) es la relación de la masa de un soluto en la masa de la disolución, multiplicado por 100%

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de soluto} + \text{masa de disolvente}} \times 100$$

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100$$

Por ejemplo, cuando encontramos una disolución 18% en masa de ácido clorhídrico (HCl), suponemos 18 g de HCl en 100 g de disolución.

Porcentaje en volumen

Debido a la facilidad con que se miden los volúmenes de líquidos, algunas disoluciones se preparan en base a porcentaje en volumen. Es la relación del volumen de un soluto en el volumen de la disolución, multiplicado por 100%

$$\text{Porcentaje en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de soluto} + \text{volumen de disolvente}} \times 100$$

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

Por ejemplo, cuando encontramos una disolución 40% en volumen de etanol (C_2H_5OH), suponemos 40 mL de C_2H_5OH en 100 ml de disolución.

Partes por millón

Una disolución cuya concentración de soluto es de 1 ppm contiene 1 g de soluto por cada millón (10^6) de gramos de disolución o, lo que es equivalente, 1 mg de soluto por kilogramo de disolución. Se define como,

$$\text{Partes por millón (ppm)} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \times 10^6$$

Por ejemplo, 9 ppm de Monóxido de carbono (CO) quiere decir que hay 9 litros de CO en 1 millón de litros de aire.

Unidades de concentración químicas

Concentración mol/L (molaridad)

La concentración mol/L (o molaridad) se define como el número de moles de soluto en 1 L de disolución, es decir

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

La unidad de medida para la concentración mol/l (o molaridad) es mol/L.

Molalidad

La molalidad es el número de moles de soluto disueltos en 1 kg (1000 g) de un disolvente, es decir,

$$\text{Molalidad (m)} = \frac{\text{mol de soluto}}{\text{masa de disolvente (kg)}}$$

La unidad medida para la molalidad es mol/kg.

Fracción molar

La fracción molar de un componente de una disolución, el componente A, se representa como X_A y se define como:

$$\text{Fracción molar (X}_A\text{)} = \frac{\text{mol de A}}{\text{suma de moles de todos los componentes}}$$

La fracción molar no tiene unidades, debido a que representa una relación de dos cantidades semejantes.

Ejercicios resueltos

Porcentaje en masa

1. Una muestra de 0.892 g de cloruro de potasio (KCl) se disuelve en 54.6 g de agua. ¿Cuál es el porcentaje en masa de KCl en la disolución?

Conocemos la masa de soluto disuelto en cierta cantidad de disolvente. Por tanto, podemos calcular el porcentaje en masa de KCl mediante la ecuación

$$\text{Porcentaje en masa de KCl} = \frac{\text{masa de KCl}}{\text{masa de la disolución}} \times 100$$

Reemplazamos con los datos entregados

$$\text{Porcentaje en masa de KCl} = \frac{0.892 \text{ g}}{0.892 \text{ g} + 54.6 \text{ g}} \times 100$$

$$\text{Porcentaje en masa de KCl} = 1.61 \%$$

Es decir, por cada 100 g de disolución, hay 1.61 g de KCl.

Partes por millón

1. En un control sanitario se detectan 5.0 mg de mercurio (Hg) en un pescado de 1.5 kg. Calcular la concentración de Hg en ppm:

Inicialmente, debemos convertir los valores de masa a la misma unidad de medida, en este caso, convertiremos la cantidad de mercurio (Hg)

1 kg = 1000 g y 1 g = 1000 mg. Por lo tanto:

$$\text{masa Hg (kg)} = 5.0 \text{ mg} \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 5.0 \times 10^{-6} \text{ kg Hg}$$

Posteriormente, aplicamos la ecuación para determinar partes por millón y resolvemos:

$$\text{Partes por millón (ppm)} = \frac{\text{masa de Hg}}{\text{masa de disolución}} \times 10^6$$

$$\text{Partes por millón (ppm)} = \frac{5.0 \times 10^{-6} \text{ kg Hg}}{1.5 \text{ kg}} \times 10^6 = 3.3 \text{ ppm}$$

Es decir, por cada kg de pescado hay 3.3 mg de Hg.

Concentración mol/L (o Molaridad)

1. Calcule la concentración mol/L de una disolución de ácido fosfórico (H_3PO_4) que tiene 150 g de ácido en 750 mL de disolución.

Para calcular la concentra, debemos determinar el número de moles de soluto (H_3PO_4) y el volumen de disolución en litros. Usamos la masa molar de H_3PO_4 para convertir gramos a moles.

$$\text{mol H}_3\text{PO}_4 = \frac{\text{masa H}_3\text{PO}_4}{\text{masa molar H}_3\text{PO}_4} = \frac{150 \text{ g}}{98.00 \text{ g/mol}} = 1.53 \text{ mol H}_3\text{PO}_4$$

Se transforma el volumen de disolución de mililitros (mL) a litros (L). Como 1 L equivale a 1000 mL, 750 mL = 0.750 L. Reemplazamos en la fórmula de concentración mol/L:

$$\text{Concentración} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{\text{mol de H}_3\text{PO}_4}{\text{volumen de disolución (L)}} = \frac{1.53 \text{ mol}}{0.750 \text{ L}} = 2.04 \text{ mol/L}$$

Es decir, por cada litro de disolución, hay 2.04 mol de H_3PO_4 .

Molalidad

1. Se prepara una disolución disolviendo 4.35 g de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en 25.0 mL de agua. Calcule la molalidad de la glucosa en la disolución.

Para calcular la molalidad, debemos determinar el número de moles de soluto (glucosa) y la masa de disolvente en kilogramos (agua). Usamos la masa molar de $C_6H_{12}O_6$ para convertir gramos a moles. Usamos la densidad del agua para convertir mililitros a kilogramos. La molalidad es el número de moles de soluto divididos entre el número de kilogramos de disolvente

$$\text{mol (glucosa)} = \frac{\text{masa glucosa}}{\text{masa molar glucosa}} = \frac{4.35 \text{ g}}{180.2 \text{ g/mol}} = 0.0241 \text{ mol glucosa}$$

Puesto que la densidad del agua es de 1.00 g/mL, la masa de disolvente es $(25.0 \text{ mL}) \times (1.00 \text{ g/mL}) = 25.0 \text{ g} = 0.0250 \text{ kg}$. Por último, usamos la ecuación 13.9 para obtener la molalidad:

$$\text{Molalidad (m)} = \frac{\text{mol de soluto}}{\text{masa de disolvente (kg)}} = \frac{0.0241 \text{ mol glucosa}}{0.025 \text{ kg agua}} = 0.964 \text{ mol/kg}$$

Fracción molar

1. Determine la fracción molar de soluto y disolvente en la disolución preparada agregando 31.0 g de cloruro de potasio KCl en 152 g de agua.

Primero debemos determinar la cantidad de soluto (KCl) y disolvente (H_2O) en mol:

$$\text{mol KCl} = \frac{\text{masa KCl}}{\text{masa molar KCl}} = \frac{31.0 \text{ g}}{74.55 \text{ g/mol}} = 0.416 \text{ mol KCl}$$

$$\text{mol } H_2O = \frac{\text{masa } H_2O}{\text{masa molar } H_2O} = \frac{152 \text{ g}}{18.02 \text{ g/mol}} = 8.44 \text{ mol } H_2O$$

$$\text{mol totales} = \text{mol KCl} + \text{mol } H_2O = 0.416 \text{ mol KCl} + 8.44 \text{ mol } H_2O = 8.86 \text{ mol totales}$$

Cuando ya hemos calculado la cantidad de soluto y disolvente en mol, además, determinamos la suma de todas las cantidades en mol. Podemos determinar la fracción molar:

$$\text{Fracción molar (KCl)} = \frac{\text{mol de KCl}}{\text{mol totales}} = \frac{0.416 \text{ mol}}{8.86 \text{ mol}} = 0.0469$$

$$\text{Fracción molar (} H_2O \text{)} = \frac{\text{mol de } H_2O}{\text{mol totales}} = \frac{8.44 \text{ mol}}{8.86 \text{ mol}} = 0.953$$

La suma de la fracción molar de todos los componentes equivale a 1.

Ejercicios Propuestos

Unidades de concentración físicas

1. Calcule el porcentaje en masa de NaCl en una disolución que contiene 1.50 g de NaCl en 50.0 g de agua.
Respuesta: 2.91%

2. Una disolución blanqueadora comercial contiene 3.62% en masa de hipoclorito de sodio, NaOCl. Calcule la masa de NaOCl en una botella que contiene 2500 g de disolución blanqueadora.
Respuesta: 90.5 g de NaOCl

3. Una muestra de 6.44 g de naftaleno ($C_{10}H_8$) se disuelve en 80.1 g de benceno (C_6H_6). Calcule el porcentaje en masa de naftaleno en esta disolución.

Respuesta: 8.04%

Unidades de concentración químicas

4. Calcule la molalidad de una disolución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) que contiene 24.4 g de ácido sulfúrico en 198 g de agua. La masa molar del ácido sulfúrico es de 98.09 g/mol

Respuesta: 1.26 mol/kg

5. Calcule cuantos gramos de $MgCl_2$ hay en 60.0 mL de $MgCl_2$ 0.100 mol/L.

Respuesta: 0.571 g

6. Una muestra de 6.44 g de naftaleno ($C_{10}H_8$) se disuelve en 80.1 g de benceno (C_6H_6). Calcule la fracción molar de naftaleno en esta disolución.

Respuesta: 0.0465

Referencias

- Chang, R. & Goldsby, K. (2013): Química (11^a Ed.). México: McGraw-Hill Interamericana.
- Petrucci R., Herring, F., Madura, J. & Bissonnette, C. (2011): Química General: Principios y Aplicaciones Modernas (10^a Ed.). Madrid: Pearson Educación.
- Brown, T., LeMay, H., Bursten, B, Murphy, C., Woodward, P. (2014): Química, La Ciencia Central (12^a Ed.) México: Pearson.