

UNTDF
NEXOS
Química
Módulo 3:
Soluciones
Lic. Acosta Gisela



Soluciones

Una solución es un sistema Homogéneo formado por dos o más sustancias. Una de estas sustancias será el SOLUTO que se encuentra disuelto en un SOLVENTE.

Las soluciones presentan distintas concentraciones.

La palabra soluto se abrevia St, la palabra solvente Sv y la palabra solución Sc, son abreviaturas de suma importancia en el momento de abordar el tema de soluciones y su concentración.

solutu + solvente = solución

En la vida cotidiana estamos rodeada de soluciones, por ejemplo: té, jugo, vino, sangre, lagrimas, entre otras.

Concentración de soluciones

La concentración de una solución es una magnitud que indica la relación de soluto respecto al solvente que hay presente en una solución. Esta magnitud se expresa en dos tipos de unidades, las *unidades físicas* y *unidades químicas*.

Las **unidades físicas** son aquellas que se expresan en relación al peso y el volumen de la solución, en forma porcentual por lo tanto se multiplican por 100. Algunas de ellas son:

- **%Peso/peso o % Masa/Masa:** Se expresa en gramos de soluto sobre gramos de solución.

En símbolos: %m/m, se lee Masa de soluto en 100 g de la solución.

- **%Volumen/volumen:** Se expresa en centímetros cúbicos (Cm³) de soluto sobre (Cm³) de solución.

En símbolos: %v/v, se lee Volumen de soluto en 100ml de la solución

- **%Peso/volumen o % Masa/Volumen:** Se expresa en gramos de soluto sobre (Cm^3) de solución.

En símbolos: %m/v, se lee Masa de soluto en 100 ml de la solución

Las **unidades químicas** son aquellas que se expresan en sistemas de unidades preestablecidos por la IUPAC. Algunas de ellas son:

- **Molaridad (M):** Se expresa en número de moles de soluto sobre un litro de solución o un kilogramo de solución.

En símbolos M, se lee Moles de soluto / 1dm^3 Sc o 1l Sc

- **Fracción molar (X):** Se expresa en términos de moles de un componente, solvente o soluto, en relación con los moles totales de la solución.

X1: moles de S_t /Sc

X2: moles de S_v /Sc

En símbolos X1, se lee N° de moles de soluto/ n° de moles del soluto + n° de moles de solvente

En símbolos X2, se lee N° de moles del solvente / n° de moles del soluto + n° de moles del solvente

- **Normalidad (N):** Se expresa en numero de equivalente en gramos (Eq) sobre un litro de la solución.

En símbolos N, se lee Equivalente en gramos / dm^3 Sc o 1l Sc

¿Cómo se halla el equivalente en gramo (Eq)?

$$\text{Peso equivalente Ácidos} = \frac{\text{Masa Molecular}}{\text{Número de H}^+}$$

$$\text{Peso equivalente Bases} = \frac{\text{Masa Molecular}}{\text{Número de OH}^-}$$

$$\text{Peso equivalente Sales} = \frac{\text{Masa Molecular}}{\text{Número de aniones} \times \text{valencia del anión}}$$

- **Densidad:**

La densidad relaciona la cantidad de masa a su equivalente en volumen o viceversa.
En símbolos:

$$\delta = m/V$$

Ejemplos de Situaciones problemáticas

Ahora analizaremos en distintas situaciones problemáticas cómo se utilizan las formulas antes descriptas.

- a- Calcular el % m/m de una solución que tiene 6 g de soluto en 80 g de solución.

Rta :

Aplicamos la fórmula:

$$\%m/m =$$

$$6g/80 g \times 100 = 7,5\%$$

- b- ¿Cuántos g de soluto tendrán 1200 ml de solución cuya concentración es de 6% m/v?

Rta:

Aplicamos la fórmula:

$$\% m/v =$$

Reemplazamos y despejamos

$$100 \times \text{masa de soluto} / 1200 \text{ ml} = 6$$

Masa de soluto = $6 \times 1200 / 100$

Masa de soluto = 72g

c- ¿Cuál será el % v/v en una solución que se preparó con 9 ml de soluto y 180 ml de solvente?

Rta:

Aplicamos la fórmula:

% v/v =

Reemplazamos y despejamos, en este caso el volumen total de la solución la obtenemos sumando el volumen del soluto y volumen del solvente.

% v / v =

volumen soluto $\times 100$ / volumen solución =

9 ml $\times 100$ / 180 ml + 9 ml =

4,76 %

d- Calcular la M de una solución que tiene 8 g de hidróxido de sodio (NaOH) en 680 ml de solución.

Aplicamos la fórmula:

$M = n^{\circ} \text{ moles} / V$

Se calcula la cantidad de moles

$n^{\circ} \text{ moles} = \text{masa dada en la situación problemática} / \text{masa molecular}$

masa molecular Na(OH):

O) $16 \times 1 = 16$

H) $1 \times 1 = 1$

Na) $23 \times 1 = 23$

total: 40

$n^{\circ} \text{ moles} = 8\text{g} / 40\text{g} = 0,2 \text{ moles}$

Los 680 ml pasados a litros son 0,68 l.

$M = n^{\circ} \text{ moles} / V$

$0,2 \text{ moles} / 0,68 \text{ l} = 0,294 \text{ M}$

e. ¿Cuál será la Normalidad de una solución que tiene 6 g de ácido clorhídrico en 1200 ml de solución?

Para resolver:

1) Debemos que calcular el número de equivalentes de soluto
equivalente químico = masa molecular / n° de Hidrógenos

$$36,5 \text{ g} / 1 = 36,5 \text{ g}$$

Entonces:

$$n^\circ \text{ equiv soluto} = \text{masa soluto} / \text{equiv qco}$$

$$6 \text{ g} / 36,5 \text{ g} = 0,164$$

2) Pasar a litros el volumen que ya tenemos de solución.

$$1200 \text{ ml} = 1,2 \text{ l}$$

3) Aplicamos la fórmula:

$$N = n^\circ \text{ equivalentes soluto} / V \text{ solución en l}$$

$$N = n^\circ \text{ equivalentes soluto} / V \text{ solución en l}$$

$$0,167 / 1,2 \text{ l} = 0,137 \text{ N}$$

f. Una cantidad de 100 g de disolución para hacer el problema. En esos 100 g de disolución habrá 36 g de HCl y 64 g de agua. Ahora sólo tenemos que convertir a moles ambas cantidades:

Para resolver:

1) Debemos calcular la cantidad de moles que tengo de soluto y solvente

$$36 \text{ g de HCl} \times 1 \text{ mol} / 36,5 \text{ g} = 0,986 \text{ mol de HCl}$$

$$64 \text{ g de agua} \times 1 \text{ mol} / 18 \text{ g de agua} = 3,556 \text{ mol de agua}$$

2) Aplicamos la formula y realizamos el cálculo de la fracción molar:

$$x_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}} / n_{\text{HCl}} + n_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$0,986 / (0,986 + 3,556) = 0,217$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}} / n_{\text{HCl}} + n_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$3,556 / (0,986 + 3,556) = 0,783$$

g. ¿Cuántos gramos habrá en un volumen de 12 ml de una solución que tiene una densidad de 1,84 g/ml?

Para resolver

1) Aplicamos la formula y despejamos

$$\delta = m / V$$

$$m = \delta \times V$$

$$1,84 \text{ g/ml} \times 12 \text{ ml} = 22,08 \text{ g}$$

Ejercitación. Situaciones problemáticas con sus respuestas.

1. Calcular el % m/m de una solución que tiene 10 g de soluto y 110 g de solvente.

Rta: 8,33%

2. Calcular la masa de soluto que tendría una solución de 220 g que es 4% m/m.

Rta: 8,8 g

3. ¿Cuántos g de soluto y solvente tendrán 320 g de solución cuya concentración es 5% m/m?

Rta: 304 g

4. ¿Qué volumen tendrá una solución al 5% m/v que contiene 80 g de soluto?

Rta: 1600 ml

5. ¿Cuáles son los volúmenes de soluto y solvente de 2000 ml de una solución al 16 % v/v?.

Rta: 1680 ml

6. ¿Qué volumen tendrá una masa de 28 g de una solución cuya densidad es 1,76 g/ml?

Rta: 15,91 ml

7. ¿Cuántos moles de ácido clorhídrico (HCl) serán necesarios para hacer una solución 1,4M que tenga un volumen de 3.6 l?

Rta: 5,04 moles

8. ¿Qué volumen tendrá una solución que es 2 M y contiene 18 g de hidróxido de potasio (KOH)?

Rta: 0,16 l

9. ¿Cómo prepararía 2 l de una solución 0,5 M de hidróxido de sodio (NaOH) a partir de otra también de hidróxido de sodio cuya concentración es 1,8 M?

Rta: 0,555 l

10. ¿Qué volumen tendrá una solución 2,6 N de hidróxido de calcio Ca(OH)_2 si la cantidad de soluto usada fue de 4 moles?

Rta: 3,077 l

11. Calcular la Normalidad de:

- A. Una solución 4 M de NaOH.
- B. Una solución 6 M de Mg(OH)_2
- C. Una solución 0,5 M de H_2SO_4
- D. Una solución 0,8 M de HNO_3

Rta:

- A. 4 N.
- B. 12 N.
- C. 1 N.
- D. 0.8 N.

12. Determina la fracción molar de soluto de una disolución formada al disolver 12 g de hidróxido de calcio, Ca(OH)_2 en 200 g de agua, H_2O

Rta:

X soluto = 0,014

X solvente = 0,986

13. Calcular la fracción molar de una solución que contiene 200 g de NaOH en 270 g de H_2O .

Rta:

x soluto = 0,25

x solvente = 0,75

14. Calcular la fracción molar de una solución de glucosa de composición 25 gramos de glucosa en 300mL de agua.

Rta:

x soluto = 0,01

x solvente = 0,99

15. Una solución contiene 35% de metanol y 65% de agua. Hallar la fracción molar.

Rta:

x etanol = 0,23

x agua=0,77

*IUPAC: International Union of Pure and Applied Chemistry.

Traducción: Unión Internacional de Química Pura y Aplicada.