



UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

Química

RUTA DE APRENDIZAJE

Materia

Mezclas

Soluciones

Soluciones Físicas
y Químicas

TEMAS

- Introducción
- Tipos de unidades de concentración
 - Porcentaje en Masa
 - Fracción Molar
 - Molaridad
 - Molalidad
 - Normalidad
- Ejercicios propuestos
- Síntesis

INTRODUCCIÓN

El estudio cuantitativo de una disolución requiere que se conozca su concentración, es decir, la cantidad de **soluto** presente en determinada cantidad de una **disolución**. Los químicos utilizan varias unidades de concentración diferentes; cada una de ellas tiene ciertas ventajas, así como algunas limitaciones. Se examinarán las unidades de concentración más comunes: **porcentaje en masa, fracción molar, molaridad, molalidad y normalidad.**

CONTENIDO

Tipos de unidades de concentración

• 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 una disolución, multiplicado por 100%:

$$\text{porcentaje en masa de soluto} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de soluto} + \text{masa del disolvente}} \times 100\%$$

Ejemplo. Una muestra de 0.892 g de cloruro de potasio (KCl) se disuelven en 54.6 g de agua. ¿Cuál es el **porcentaje en masa** de KCl en esta disolución?

$$\text{porcentaje en masa de soluto} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de soluto} + \text{masa del disolvente}} \times 100\%$$

$$\text{porcentaje en masa de KCl} = \frac{0.892 \text{ g}}{0.892 \text{ g} + 54.6 \text{ g}} \times 100\% = 1.61\%$$

Fracción Molar (X): es la fracción de **moles** con que cada componente (**soluto y solvente**) contribuye al número total de moles de que consta la solución; es decir, es la relación matemática entre los moles de cada componente y el número total de moles de la solución.

Si una solución está formada por los componentes A y B, al conocer el número de moles de A y B, para determinar la fracción molar de cada uno, se puede plantear así:

$$X_A = \frac{\text{mol A}}{\text{mol A} + \text{mol B}}$$

$$X_B = \frac{\text{mol B}}{\text{mol A} + \text{mol B}}$$

Una fracción molar es un “**número fraccionario**”, por esto, la suma de las fracciones de los componentes = 1.

Ejemplo Calcular la fracción molar de urea y de agua de una solución que se formó disolviendo 20 g de urea en 100 g de agua. (PM: urea = 60 g/mol, agua = 18 g/mol). Resolución: se calcula el número de mol de cada componente y luego la fracción molar de c/u:

$$\text{mol de urea} = \frac{20 \text{ g}}{60 \text{ g/mol}} = 0.333 \text{ mol}$$

$$\text{mol de agua} = \frac{100 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 5.555 \text{ mol}$$

$$X_{\text{urea}} = \frac{0.333 \text{ mol}}{0.333 \text{ mol} + 5.555 \text{ mol}} = 0.0565$$

$$X_{\text{agua}} = \frac{5.555 \text{ mol}}{0.333 \text{ mol} + 5.555 \text{ mol}} = 0.943$$

Comprobación: $0,0565 + 0,943 = 0,9995$ (aprox. "1").

Cada fracción molar es sólo un valor numérico, sin unidad, puesto que en el cálculo los "moles" se eliminaron

Molaridad (M) = moles soluto / Litros de Solución

$$M = \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{\text{gramos}}{\text{PM} * \text{L}}$$

1. Calcular los gramos de HCl que se requieren para preparar 500 mL de solución al 0.5 M.

g soluto = ?

V solución = 500 mL = 0,5 L

M = 0.5 mol/L

PM HCl = 36,45 g/mol

$$M = \frac{\text{gramos}}{\text{PM} * \text{L}}$$

$$\text{gramos} = M * \text{PM} * \text{L}$$

$$\text{gramos} = \left(0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) * \left(36,45 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) * 0,5\text{L}$$

$$\text{gramos} = 9,112$$

- Se necesitan 9.112 g de HCl para que la solución sea 0.5 M

2. Determinar la molaridad de una disolución formada al disolver 25 gramos de NaOH en 350 gramos de agua, si la densidad de esta solución es de 1100 kg/m³

Masa de soluto= 25 gramos

Masa de Solvente= 350 gramos

Masa de solución= 375 gramos = 0.375 Kg

Densidad de la solución= 1100 Kg/m³

PM NaOH = 40 g/mol

Como necesitamos moles contenidos en un litro de solución, transformaremos la masa de solución a volumen usando el dato de densidad

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} ; \quad v = \frac{\text{masa}}{\text{densidad}} = \frac{0.375 \text{ Kg}}{1100 \text{ kg/m}^3} = 3.41 \times 10^{-4} \text{ m}^3 \text{ ó } 0.341 \text{ L}$$

$$M = \frac{\text{gramos}}{\text{PM} * \text{L}}$$

$$M = \frac{25 \text{ g}}{\left(40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) * 0.341 \text{ L}} = 1.83$$

Molalidad: La molalidad se refiere al número de moles de soluto que se encuentran disueltos en un kilogramo de solvente. Por lo tanto, su unidad es mol/kg y se designa con la letra "m" minúscula.

$$m = \frac{\text{mol}}{\text{Kg solvente}} = \frac{\text{gramos}}{\text{PM} * \text{Kg solvente}}$$

1. Calcule la molalidad de una solución que se prepara disolviendo 12 gramos de hidróxido de aluminio Al(OH)₃ en 350 gramos de agua. Masa molecular Al(OH)₃= 78 g/mol.

Molalidad (m) = ?

Masa soluto = 12 g

masa solvente = 350 g ó 0.35 Kg

Masa molecular Al(OH)₃= 78 g/mol

$$m = \frac{\text{gramos}}{\text{PM} * \text{Kg solvente}}$$

$$m = \frac{12 \text{ g}}{\left(78 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) * 0.35 \text{ kg}}$$

$$m = 0.437$$

- La solución tiene una concentración 0.437 molal

2. Calcula la molalidad de una disolución de HBr al 27% m/m de densidad 1.45 g/mL. Masa molecular del HBr = 81 g/mol.

Datos.

Molalidad (m) =?

%m/m = 27%

Densidad= 1,45 g/mL

PM HBr = 81 g/mol

Necesitamos interpretar qué es 27% m/m y a partir de esto calcular los datos que necesitamos.

27% m/m = 27 gramos de soluto contenidos en 100 gramos de solución.

A partir del %m/m podemos establecer que tenemos 100 gramos de solución de los cuales 27 gramos son de soluto y 73 gramos son de solvente

$$\begin{aligned} \text{Solución} &= \text{solute} + \text{solvente} \\ 100 \text{ g} &= 27 \text{ g} + 73 \text{ g} \text{ ó } 0.073 \text{ kg} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} m &= \frac{\text{gramos}}{\text{PM} * \text{Kg solvente}} \\ m &= \frac{27 \text{ g}}{81 \frac{\text{g}}{\text{mol}} * 0.073 \text{ Kg}} \\ m &= 4.566 \end{aligned}$$

- La solución tiene una concentración 4.566 molal

Normalidad: se define como la cantidad de equivalentes-gramos de soluto entre el volumen de la solución en litros. Se designa con la letra N mayúscula, aunque en la actualidad se le conoce como simplemente concentración equivalentes/Litros o en su abreviatura: eq/L.

$$N = \frac{\text{eq - gramos}}{\text{Litros}}$$

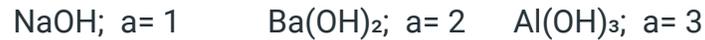
$$\text{eq - gramos} = \frac{\text{gramos} * a}{\text{Peso Molecular}}$$

$$N = \frac{\text{gramos} * a}{\text{PM} * \text{Litros}}$$

Para el casos de los ácidos, (a) toma valores según la cantidad de hidrógenos contenidos en su fórmula.



Para los hidróxidos o bases, se realiza el mismo análisis. El valor de (a) dependerá del número de radicales hidroxilos (OH^-) presentes en la fórmula.



Para el caso de las sales nos interesa la carga total del catión



1. Calcular la cantidad de NaOH necesaria para preparar medio litro de disolución 4.5 N. (Dato: peso molecular del NaOH = 40 g/mol).

$$N = \frac{\text{gramos} * a}{\text{PM} * \text{Litros}}$$

$$\text{gramos} = \frac{N * \text{PM} * L}{a}$$

$$\text{gramos} = \frac{(4.5 \text{ N}) * \left(\frac{40\text{g}}{\text{mol}}\right) * 0.5 \text{ L}}{1}$$

$$\text{gramos} = 90$$

- Para 0.5 L de solución 4.5 N se requieren 90 g de NaOH

2. Calcule la normalidad de una disolución de HCl que contiene 100 gramos de soluto en 3 litros de disolución. (Dato: peso molecular del HCl = 36.5 g/mol).

$$N = \frac{\text{gramos} * a}{\text{PM} * \text{Litros}}$$

$$N = \frac{100 \text{ g} * 1}{36.5 \text{ g/mol} * 3\text{L}}$$

$$N = 0.91$$

- La solución tiene una concentración 0.91 N

Ejercicios Propuestos

A continuación, te presento 16 ejercicios para que practiques lo aprendido.

- Lee comprensivamente.
- Avanza paso a paso.
- Revisa los apuntes.

Si surgen dudas márcalas para luego consultar al tutor.

Buen trabajo!!

1. Calcular la molaridad de una solución que se preparó disolviendo 14 g de KOH en suficiente agua para obtener 250 mL de solución. (masa molar del KOH = 56 g/mol).

- a) 1M
- b) 0.5 M
- c) 2M
- d) 2.5 M

2. Se dispone de una solución formada por 52 g de H_2SO_4 y 380 mL de H_2O . A partir de estos datos determine la fracción molar de ambos componentes.

- a) $X_{H_2SO_4} = 0.0244$ $X_{H_2O} = 0.9755$
- b) $X_{H_2SO_4} = 0.3$ $X_{H_2O} = 0.7$
- c) $X_{H_2SO_4} = 0.025$ $X_{H_2O} = 0.075$
- d) $X_{H_2SO_4} = 0.0341$ $X_{H_2O} = 0.9659$

3. Calcular la fracción molar de urea y de agua de una solución que se formó disolviendo 20 g de urea en 100 g de agua. (PM: urea = 60 g/mol, agua = 18 g/mol).

- a) $X_{urea} = 0.0561$ $X_{H_2O} = 0.9439$
- b) $X_{urea} = 0.9439$ $X_{H_2O} = 0.0561$
- c) $X_{urea} = 0.9439$ $X_{H_2O} = 0.1215$
- d) $X_{urea} = 0.0561$ $X_{H_2O} = 0.0438$

4. Calcular los gramos de soluto que existen en 3 L de solución de H_3PO_4 2,5 M.

- a) 735 g
- b) 367.5 g
- c) 450 g
- d) 575 g

5. Calcular la normalidad de 20 gramos de hidróxido de berilio $\text{Be}(\text{OH})_2$ en 700 mL de disolución.

- a) 6.66 N
- b) 0.66 N
- c) 0.0132 N
- d) 1.32 N**

6. Se dispone de un ácido clorhídrico (HCl) concentrado comercial cuya densidad es 1,19 g/mL y 37 % m/m de pureza. Determine cuál es su molaridad.

- a) 12.08 M**
- b) 37 M
- c) 2.56 M
- d) 3.456 M

7. Calcular la normalidad de 3,5 gramos de NaCl en 600 gramos de disolvente sabiendo que la densidad de la disolución es 0,997 g /mL. (Dato: peso molecular del NaCl = 58,4 g/mol).

- a) 0.099 N**
- b) 0.009 N
- c) 0.008 N
- d) 0.088 N

8. Calcule la molalidad a partir de una solución de NaCl 2.5 M (densidad de la solución= 1.08 g/mL).

- a) 2.68 m**
- b) 3.01 m
- c) 3.52 m
- d) 2.02 m

9. Calcule la molalidad de una solución que se prepara disolviendo 14.3 g de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) en 676 g de agua.

- a) 0.062 m**
- b) 0.006 m
- c) 0.602 m
- d) 0.206 m

10. Queremos preparar 0.250 L, de una solución acuosa con $\text{NaCl} = 0.800 \text{ M}$ ¿Qué masa de soluto, necesitamos para hacer esta solución?

- a) **11.7 gramos**
- b) 10.3 gramos
- c) 11.0 gramos
- d) 8.7 gramos

11. Se tiene una solución de 200 mL de HCl al 10% en masa, con una densidad de 1.02 g/mL, qué concentración en gramos por litro tiene dicha solución?

PM HCl = 36.45 g/mol

- a) **20.4 gramos**
- b) 5.6 gramos
- c) 17.2 gramos
- d) 19.1 gramos

12. ¿Cuál es la normalidad de 1500 mL de una disolución que se preparó con 20 mL de HNO_3 (ácido nítrico) con densidad de 1.27 g/mL y 85% de pureza?

- a) **0.228 N**
- b) 0.105 N
- c) 1.105 N
- d) 0.621 N

13. Si se utilizan 500 gramos de cloruro de sodio, que tiene un peso molecular de 40 g/mol, para preparar 3 litros de solución ¿cuál es su concentración molar?

- a) **4.17 m**
- b) 5.62 m
- c) 6.31 m
- d) 5.75 m

14. Una solución contiene 196 gramos de H_2SO_4 en 500 cm^3 de solución. Hallar su molaridad.

- a) **4.0 M**
- b) 2.5 M
- c) 0.5 M
- d) 0.75 M

15. Una solución de 2.5 L contiene 5.00 gramos de NaOH, que tiene un peso molecular de 40 g/mol. ¿Cuál es la concentración molar del hidróxido de sodio en la solución?

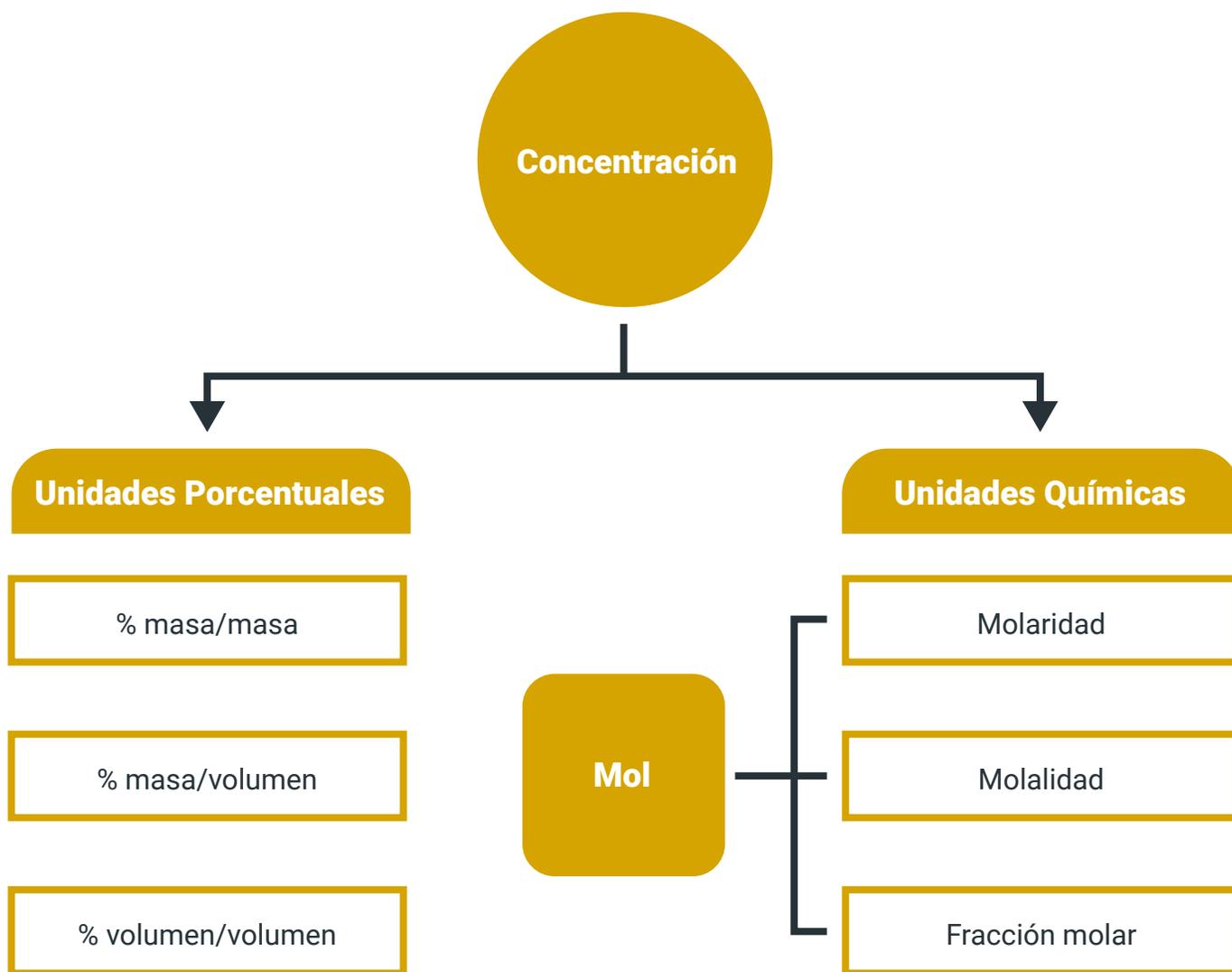
- a) **0.05 M**
- b) 3.20 M
- c) 0.50 M
- d) 2.00 M

16. Un refresco de 0.355 L contiene 45.5 g de azúcar, que tiene un peso molecular de 342.3 g/mol. ¿Cuál es la concentración molar del de la sacarosa en el refresco?

- a) **0.374 M**
- b) 0.213 M
- c) 0.152 M
- d) 0.145 M



SÍNTESIS



BIBLIOGRAFÍA:

Chang, R.; College, W. (2002). Química. (7a. ed). México: Mc Graw-Hill Interamericana Editores S.A.

¿Quieres recibir orientación para optimizar tu estudio en la universidad?

CONTAMOS CON PROFESIONALES EXPERTOS EN EL APRENDIZAJE QUE TE PUEDEN ORIENTAR

SOLICITA NUESTRO APOYO



Sitio Web de CIMA



Ver más fichas



Solicita más información