



UNIDADES QUIMICAS

ING Roxsana M Romero A

Valencia, Febrero 2012



UNIDADES QUIMICAS

Otra forma de expresar las concentraciones es por métodos químicos, estos se diferencian de los métodos FÍSICOS porque toman en cuenta la composición del soluto y en algunos casos la del disolvente (como en la fracción molar). Entre los métodos químicos más utilizados tenemos:

- a) la molaridad,
- b) la molalidad,
- c) la fracción molar

En la solución de problemas por métodos químicos, es bastante común la conversión de una masa dada de soluto o disolvente a número de moles; basta recordar que la conversión se hace mediante la siguiente fórmula:

$$\text{Número de moles} = \frac{\text{masa del compuesto}}{\text{Masa molar del compuesto}}$$

$$n = \frac{m}{PM}$$

EJEMPLO:

¿Cuántos moles hay en 28.7 g de Na₂SO₄

Datos

a = 28.7 grs.

n = ?

Formula

n = $\frac{m}{PM}$

PM

Cálculos

Calculo de masa molar del Na₂SO₄.

Na = 2 x 23 = 46

S = 1 x 32 = 32

O = 4 x 16 = 64

= 142 g/mol

n = $\frac{28,7 \text{ g}}{142 \text{ g/mol}}$ = 0.202 moles

142 g/mol

Respuesta

∴ en 28,7 g

hay 0.202 moles



MOLARIDAD

Este método es muy útil para expresar concentraciones cuando se utiliza equipo volumétrico tales como probetas, buretas o pipetas, sólo se necesita pesar cierta cantidad de soluto que corresponda a la concentración deseada y se adiciona suficiente disolvente hasta completar un volumen determinado en un matraz volumétrico aforado.

La **molaridad** de una solución se define como la cantidad de soluto disuelto en moles por litro de solución.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{Número de moles}}{\text{Litros de solución}}$$

$$M = \frac{n}{V}$$

EJEMPLO:

Calcule la molaridad de una solución que se preparó pesando 28.7 g de Na_2SO_4 y añadiendo suficiente agua hasta aforar un volumen de 500 ml.

Datos

$$m=28.7\text{g}$$

$$V= 500 \text{ ml}$$

$$Mm=142\text{g/mol}$$

$$n=0.202 \text{ moles}$$

M?

Cálculos

Cálculo de los litros

$$\text{Litros} = 500 \text{ ml} / 1000 \text{ ml} = 0.5 \text{ l}$$

$$M = \frac{0.202 \text{ moles}}{0.5 \text{ l}} = 0.404 \text{ moles/l}$$

Respuesta

∴ la molaridad de la solución es de
0.404 M

Formula

$$M = \frac{N}{V}$$

EJEMPLO

¿Cuántos gramos de KI hay en 360 ml de una solución 0.550 M?

Datos

$$m=?$$

$$V=360 \text{ ml}$$

$$M=0.550 \text{ M}$$

Fórmulas

$$\text{Número de moles} = \text{molaridad} \times \text{Litros de solución}$$
$$n = M \times V.$$

$$\text{Masa} = \text{Número de moles} \times \text{masa molar}$$
$$m = n \times PM$$

Cálculos

$$n = 0.550 \text{ moles/L} \times 0.360 \text{ L}$$

$$n = 0.198 \text{ moles}$$

$$m = 0.198 \text{ moles} \times 166.0 \text{ g/mol}$$

$$m = 32.9 \text{ gramos de KI}$$

Respuesta

∴ hay 32.9 gramos en 360 ml de solución al 0.55 M

Molalidad



La principal ventaja de este método de medida respecto a la molaridad es que como el volumen de una disolución depende de la temperatura y de la presión, cuando éstas cambian, el volumen cambia con ellas. Gracias a que la molalidad no está en función del volumen, es independiente de la temperatura y la presión, y puede medirse con mayor precisión. Es menos empleada que la molaridad pero igual de importante.

Molalidad

Para preparar soluciones de una determinada molalidad en un disolvente, no se emplea un matraz aforado como en el caso de la molaridad, sino que se puede hacer en un vaso de precipitados y pesando con una balanza analítica, previo peso del vaso vacío para poderle restar el correspondiente valor.



La **molalidad (m)** es el número de moles de soluto por kilogramo de solvente.

$$\text{Molalidad (m)} = \frac{\text{Número de moles}}{\text{Kilogramos de solvente}}$$

$$m = \frac{n}{\text{Kgrs. solv}}$$

EJEMPLO:

Se agregan 5 gramos de Acido clorhídrico a 35 grs. de agua ¿cuál es la concentración de la solución o la Molalidad?

Datos

$$m=5 \text{ g}$$

$$V_{\text{solv}}= 35 \text{ grs}$$

$$PM=37$$

$$n= ?$$

Cálculos

Cálculo de los litros

$$\text{Kilogramos}= 35 \text{ g}/1000 \text{ g}=0.035 \text{ kg}$$

$$m= \frac{5/37}{35/1000 \text{ kg}} \text{ moles}=3.86 \text{ moles/Kg.}$$

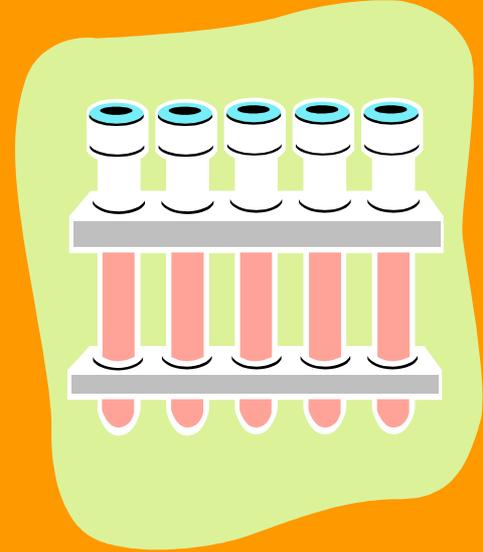
Respuesta

∴ la molalidad de la solución es de 3.86 m

Formula

$$m=\frac{n}{Kgrs. \text{ Solv,}}$$

Fracción Molar



FRACCION MOLAR: expresa la cantidad de moles de cada componentes en relación a la totalidad de los moles de la disolución.

$$X_{\text{solute}} = \frac{n_{\text{solute}}}{n_{\text{solute}} + n_{\text{solvente}}}$$

Donde: X_{solute} : fracción molar de soluto

n_{solute} : número de moles de soluto medido en [mol]

n_{solvente} : número de moles de solvente medido en [mol]

$$X_{\text{solvente}} = \frac{n_{\text{solvente}}}{n_{\text{solute}} + n_{\text{solvente}}}$$

Donde: X_{solvente} : fracción molar de solvente

n_{solute} : número de moles de soluto medido en [mol]

n_{solvente} : número de moles de solvente medido en [mol]

$$X_{\text{solute}} + X_{\text{solvente}} = 1$$

Donde: X_{solute} : fracción molar de soluto

X_{solvente} : fracción molar de solvente

EJEMPLO

Una solución está formada por 324 g de H₂O y 120 g de CH₃COOH. Calcula la fracción molar de cada uno.

Datos

m solu= 120 g CH₃COOH.

m solv= 324 g H₂O

X solu= ?

X solv= ?

Cálculos

PM H₂O 18 g / mol

PM CH₃COOH = 60 g/mol

$$n \text{ solu} = \frac{120 \text{ g}}{60 \text{ g/mol}} = 2 \text{ moles} \quad n \text{ solv} = \frac{324 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 18 \text{ moles}$$

Formulas

$$X = \frac{n \text{ solu o } n \text{ solv}}{n \text{ totales}}$$

$$n = \frac{m}{PM}$$

$$X_{\text{solu}} = \frac{2}{2 + 18} = 0.1 \text{ moles}$$

$$X_{\text{solv}} = \frac{18}{2 + 18} = 0.9 \text{ moles}$$

Respuesta \therefore la fracción molar es:

- Fracción molar del soluto 0.1 mol
- Fracción molar del solvente 0.9 mol
- Fracción molar de la solución 1 mol

EJERCICIOS PROPUESTOS

1. Calcular la molaridad de cada una de las soluciones siguientes:
 - 1.50 g de KBr en 1.60 L de solución
 - 2.78 g de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ en 150 ml de solución
 - 2.50 g de $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ en 80 ml de solución
2. Calcule la cantidad en gramos de soluto que se necesita para preparar las siguientes soluciones acuosas:
 - 500 ml de solución de NaBr 0.110 M
 - 250 ml de solución de CaS 0.140 M
 - 720 ml de solución de Na_2SO_4 0.155 M
3. El amoníaco acuoso concentrado comercial tiene 29 % de NH_3 en peso y tiene una densidad de 0.90 g/ml. ¿Cuál es la molaridad de esta solución?.
4. Una solución de ácido sulfúrico que contiene 571.6 g de H_2SO_4 por litro de solución tiene una densidad de 1.329 g/ml. Calcular:
 - a) el porcentaje en peso y
 - b) la molaridad del ácido sulfúrico en solución.

5. Cuántos gramos de **CuSO₄ · 5 H₂O** (M = 250) se requieren para preparar 150 mL de disolución de CuSO₄ (M= 160) 0,24 Molar?
6. ¿Qué masa de soluto se necesita para producir?:
 - a.- 2,50 litros de disolución 1,20 M de **NaOH**.
 - b.- 50 mL de disolución 0,01 M de **AgNO₃**
 - c.- 400 mL de disolución 1 M de hidróxido de zinc (**Zn(OH)₂**).
7. Se prepara una solución que contiene 69 grs. de ión Sodio (PE=23 grs/equiv) en 3000 cc¿Cuál es la normalidad de la solución?
- 8.- Determinar los grs. de cromo (PE= 26 grs/equiv) que hay que disolver para obtener 500 cc. De solución al 0.25 N.
9. Una solución de litio (PE= 7 grs/equiv) se encuentra al 15%p-v. ¿Cuál es la Normalidad?
10. 25 grs de eter etílico (**C₂H₅OC₂H₅**) se ahn mezclado con 1 gr. de ácido esteárico **C₁₇H₃₅COOH**. ¿Cuál es la fracción molar de cada componente y de la solución?
11. 50 moles de agua han disuelto 2 moles de soluto. ¿Cuál es la fracción molar de cada componente y de la solución?
12. Una solución de agua (**H₂O**) disuelta en alcohol (**C₂H₅OH**) esta al 20%p-p. ¿Cuál es la fracción molar de cada componente y de la solución?

GRACIAS POR SU ATENCIÓN