

## TEMANº20.EJERCICIOS DE DISOLUCIONES. PROPIEDADES COLIGATIVAS.

1.- Para realizar una experiencia nos hacen falta 7,5 g de NaOH. Nos vamos al almacén de productos químicos y encontramos un frasco en cuya ética dice NaOH 20 g/L. Determinar el volumen de esta disolución que tendremos que sacar del frasco para obtener nuestra cantidad de NaOH.

**Resolución:**

$$7,5 \text{ g NaOH} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{20 \text{ g NaOH}} = 375 \text{ mL. de disolución}$$

2.- Para sazonar un caldo de pescado se deben añadir 16 g de sal a 2 litros de caldo.

a) ¿Cuál es la concentración de sal (en g/l) en el caldo?

b) Si cogemos 150 ml de caldo ¿cuál será su concentración? ¿Qué cantidad de sal contendrán esos 150 ml?

**Resolución:**

$$m_{\text{sal}} = 16 \text{ g}$$

$$V_{\text{caldodisolución}} = 2 \text{ L} = 2000 \text{ mL.}$$

Según el enunciado:

$$16 \text{ g sal} / 2 \text{ L} = 8 \text{ g/L}$$

Cuando tomamos una muestra de una disolución de concentración conocida, la muestra tiene *la misma concentración*. Me explicaré:

En 150 ml de caldo tendremos una cantidad de sal:

$$150 \text{ ml caldo} \cdot 16 \text{ g sal} / 2000 \text{ mL caldo} = 1,2 \text{ g sal}$$

$$1,2 \text{ g sal} / 150 \text{ ml caldo} = 0,008 \text{ g/ml} \cdot 1000 \text{ ml} / 1 \text{ L} = 8 \text{ g / L}$$

La cantidad de sal contenida en 150 ml de caldo:

$$150 \text{ ml caldo} \cdot 16 \text{ g sal} / 2000 \text{ mL caldo} = 1,2 \text{ g sal}$$

**3.-** La glucosa, uno de los componentes del azúcar, es una sustancia sólida soluble en agua. La disolución de glucosa en agua (suero glucosado) se usa para alimentar a los enfermos cuando no pueden comer. En la etiqueta de una botella de suero de 500 cm<sup>3</sup> aparece: “Disolución de glucosa en agua, concentración 55g/l”.

a) ¿Cuál es el disolvente y cuál el soluto en la disolución?

b) Ponemos en un plato 50 cm<sup>3</sup>.

Si dejamos que se evapore el agua, ¿Qué cantidad de glucosa quedará en el plato?

c) Un enfermo necesita tomar 40 g de glucosa cada hora ¿Qué volumen de suero de la botella anterior se le debe inyectar en una hora?

**Resolución:**

Disolvente: *Agua.*

Soluto: *Glucosa.*

Concentración: *55 g/L*

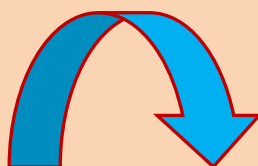
En *50 cm<sup>3</sup>* de disolución tendremos una cantidad de glucosa:

$$50 \text{ cm}^3 \cdot 55 \text{ g Glucosa} / 1000 \text{ cm}^3 = 2,75 \text{ g Glucosa}$$

En el plato quedarán *2,75 g de glucosa estado sólido.*

Los *40 gramos de glucosa* estarán en un volumen de disolución:

$$40 \text{ g Glucosa} \cdot 1 \text{ L disolución} / 55 \text{ g Glucosa} =$$
$$0,72 \text{ L disolución} = 720 \text{ mL de disolución.}$$



**4.-** El profesor nos propone preparar 250 mL. de una disolución de NaOH de concentración 10 g/L. Explica el procedimiento que tendrás que realizar.

**Resolución:**

Lo primero será determinar la cantidad de soluto que debe existir en la disolución:

$$250 \text{ mL. disolución} \cdot \frac{10 \text{ g NaOH}}{1000 \text{ mL. disolución}} = 2,5 \text{ g de NaOH.}$$

En un vaso de precipitados perfectamente limpio y seco y en la balanza pesaremos los gramos necesarios ( 2,5 g ). En el mismo vaso añadimos un poco de agua destilada para disolver el NaOH. Una vez disuelto llevamos esta primera disolución a un matraz aforado de 250 mL. Lavamos un poco el vaso de precipitados para arrastrar los restos de NaOH que hayan quedado. Llevamos el contenido del lavado al matraz aforado y enrasamos este hasta la marca que nos indique el matraz. Agitamos varias veces y ya tenemos confeccionada nuestra disolución.

**5.-** La concentración de una disolución es 60 g/L. ¿Cuánto soluto hay contenido en 200 cm<sup>3</sup> de esta disolución?

**Resolución:**

$$200 \text{ cm}^3 \cdot 60 \text{ g soluto} / 1000 \text{ cm}^3 = 12 \text{ g soluto}$$

**6.-** Queremos preparar 250 cm<sup>3</sup> de disolución de sal en agua, con una concentración de 5 g/l. ¿Qué cantidad de sal debemos disolver en agua?

**Resolución:**

$$250 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \cdot 5 \text{ g sal} / 1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución} = 1,25 \text{ g sal}$$

**7.-** Una disolución de sal en agua tiene una concentración del 20 % en peso y una densidad de 1,15 g/cm<sup>3</sup>. Calcular su concentración en g/l.

**Resolución:**

20% en peso ;  $d = 1,15 \text{ g/cm}^3$ .

Supongamos  $1 \text{ L}$  ( $1000 \text{ cm}^3$ ) de disolución. Este volumen de disolución tendrá una masa de disolución que podremos obtener mediante la densidad:

$$d = m_{\text{disolución}} / V ; m_{\text{disolución}} = d \cdot V = \\ = 1,15 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3 = 1150 \text{ g disolución}$$

La masa obtenida es de disolución pero sabemos que el 20% de ella pertenece al soluto:

$$1150 \text{ g disolución} \cdot 20 \text{ g soluto} / 100 \text{ g disolución} = 23 \text{ g soluto}$$

Luego la concentración pedida es:  $23 \text{ g/L}$ .

8.- Una disolución está formada por 8 g de soluto y 250 g de agua. Sabiendo que la densidad de la disolución es de  $1,08 \text{ g/cm}^3$ . Calcula la concentración de la disolución en g/l.

**Resolución:**

Masa soluto = 8 g

Masa disolvente = 250 g

-----  
Masa disolución = 258 g

Tenemos la masa de soluto pero no conocemos el Volumen de la disolución resultante. Si utilizamos la densidad:

$$d = m_{\text{disolución}} / V ; V = m_{\text{disolución}} / d = 258 \text{ g} / 1,08 \text{ (g/cm}^3) = 238,88 \text{ cm}^3$$

Es decir, en  $238,88 \text{ cm}^3$  de disolución tenemos  $8 \text{ g de soluto}$ , luego nuestra concentración en g/L será:

$$1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \cdot 8 \text{ g soluto} / 238,88 \text{ cm}^3 \text{ disolución} = \\ = 33,48 \text{ g soluto}$$

Concentración: **33,48 g/L**

**9.-** En 200 g de agua se disuelven 25 g de un soluto. ¿Cuál es el porcentaje en masa de soluto en la disolución?

**Resolución:**

$M_{\text{solute}} = 25 \text{ g}$

$M_{\text{disolvente}} = 200 \text{ g}$

---

**Masa disolución = 225 g**

$$\% \text{ masa} = \frac{M_s}{M_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{25 \text{ g}}{225 \text{ g}} \cdot 100 = 11,11 \% \text{ en masa}$$

**10.-** En un vaso se han puesto 250 g de alcohol junto con 2 g de yodo, que se disuelven completamente.

a) Calcular la concentración de la disolución en % en masa.

b) ¿Cuántos gramos de disolución habrá que coger para que al evaporarse el alcohol queden 0,5 g de yodo sólido?

c) Si tomamos 50 g de disolución y dejamos evaporar el alcohol. ¿Cuántos gramos de yodo quedan?

**Resolución:**

$M_{\text{disolvente}} = 250 \text{ g alcohol}$

$M_{\text{solute}} = 2 \text{ g de yodo}$

---

**Masa disolución = 252 g**

$$\% \text{ masa} = \frac{M_s}{M_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{2 \text{ g}}{252 \text{ g}} \cdot 100 = 0,79 \%$$

$$0,5 \text{ g Yodo} \cdot (100 \text{ g disolución}) / 0,79 \text{ g Yodo} = 63,29 \text{ g disolución.}$$

$$50 \text{ g disolución} \cdot 0,79 \text{ g Yodo} / 100 \text{ g disolución} = 0,395 \text{ g Yodo.}$$

**11.-** Hemos preparado una disolución de cloruro de cobre ( $\text{Cu Cl}_2$ ) en agua disolviendo 12 g de cloruro de cobre en 98 g de agua, de forma que una vez completamente disuelta ocupa un volumen de  $100 \text{ cm}^3$ .

- Calcula la concentración en % en peso y en g/l.
- ¿Qué concentración tendrán  $10 \text{ cm}^3$  de esa disolución?
- Si evaporamos todo el agua que hay en los  $10 \text{ cm}^3$  de disolución, ¿cuánto cloruro de cobre se recupera?
- ¿Qué tendríamos que hacer para que la disolución esté más diluida?

**Resolución:**

$$\begin{aligned} M_{\text{solute}} &= 12 \text{ g} \\ M_{\text{solvent}} &= 98 \text{ g} \end{aligned}$$

---

$$\text{Masa disolución} = 110 \text{ g}$$

$$V = 100 \text{ cm}^3$$

$$\% \text{ masa} = \frac{M_s}{M_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{12 \text{ g}}{110 \text{ g}} \cdot 100 = 10,9 \%$$

Según el enunciado:

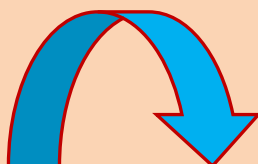
**Tenemos 12 g soluto / en  $100 \text{ cm}^3$  de disolución**

$$1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \cdot 12 \text{ g soluto} / 100 \text{ cm}^3 \text{ de disolución} = 12 \text{ g}$$

Es decir: **12 g soluto /  $1000 \text{ cm}^3$  disolución**

La concentración pedida es: **12 g/L**

**LA MISMA.** Ya se demostró en ejercicios anteriores.



En los  $10 \text{ cm}^3$  de disolución existirán:

$$10 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \cdot 12 \text{ g soluto} / 1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución} = 0,12 \text{ g CuCl}_2$$

*Añadir más cantidad de disolvente* ( agua).

**12.-** El ácido clorhídrico (HCl) de los recipientes de laboratorio se encuentra disuelto en agua, con una concentración del 35 % en masa.

a) ¿Qué cantidad de ácido clorhídrico contendrá un recipiente de 1,5 kg de disolución?

b) ¿Qué cantidad de disolución debemos coger para que contenga 6 g de HCl?

**Resolución:**

HCl 35% en masa.

La cantidad de HCl existente en 1,5 Kg de disolución será:

Según los datos  $\rightarrow 100 \text{ g disolución} / 35 \text{ g HCl}$

$$M = 1,5 \text{ Kg} = 1500 \text{ g disolución}$$

$$1500 \text{ g disolución} \cdot 35 \text{ g HCl} / 100 \text{ g Disolución} = 525 \text{ g HCl}$$

Los  $6 \text{ g de HCl}$  estarán en una cantidad de disolución:

$$6 \text{ g HCl} \cdot (100 \text{ g Disolución} / 35 \text{ g HCl}) = 17,14 \text{ g Disolución.}$$

**13.-** Tenemos una disolución de azúcar en agua, de concentración desconocida. Tomamos con una pipeta 10 ml de esa disolución, los colocamos en un cristizador, y medimos que, cuando se evapora el agua, quedan 0,65 g de azúcar. ¿qué concentración tiene la disolución?

**Resolución:**

Cuando se evapora el agua de los  $10 \text{ mL}$  de disolución nos quedan  $0,65 \text{ g de azúcar}$ , dicho de otra forma:

*10 mL disolución / 0,65 g azúcar*

Si queremos conocer la concentración en **g/L** debemos calcular los gramos de soluto existentes en un litro (1000 mL):

$$1000 \text{ mL disolución} \cdot 0,65 \text{ g azúcar} / 10 \text{ mL disolución} = 65 \text{ g azúcar}$$

La concentración será: **65 g/L**

**14.-** Tenemos una disolución de sulfato de cobre en agua de concentración 15 g/l. Si su densidad es de 1,1 g/cm<sup>3</sup> calcula su concentración en % en peso.

**Resolución:**

Sulfato de cobre: **15 g/L** y  $d = 1,1 \text{ g/cm}^3$

Según el dato de la concentración:

**En 1000 cm<sup>3</sup> disolución / 15 g soluto**

El litro de disolución tendrá una masa que podremos conocer mediante la densidad:

$$d = m_{\text{disolución}}/V ; m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1,1 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3 =$$

$$= 1100 \text{ g de disolución}$$

$$\% \text{ en masa} = (m_{\text{soluto}} / m_{\text{disolución}}) \cdot 100 = 15 \text{ g} / 1100 \text{ g} \cdot 100 =$$

$$= 1,36 \% \text{ en masa de Sulfato de cobre}$$

**15.-** Juntamos en un mismo recipiente 50 ml de una disolución de sal común en agua de concentración 20 g/l, y 100 ml de otra disolución de sal común en agua de concentración 30 g/l.

a) ¿Qué cantidad de sal tenemos en total?

b) ¿Cuál es la concentración de la nueva disolución?

**Resolución:**



Disolución 1 : **50 mL , 20 g/L**

Disolución 2: **100 mL , 30 g/L**

La **disolución 1** nos aporta una cantidad de sal de:

$$50 \text{ mL disolución} \cdot 20 \text{ g sal} / 1000 \text{ mL disolución} = 1 \text{ g sal}$$

La **disolución 2** nos aporta una cantidad de sal:

$$100 \text{ mL disolución} \cdot 30 \text{ g sal} / 1000 \text{ mL disolución} = 3 \text{ g sal}$$

$$M_{\text{Totalsal}} = 1 + 3 = 4 \text{ g}$$

$$V_{\text{Total}} = 50 + 100 = 150 \text{ mL.}$$

Podemos escribir que:

$$150 \text{ mL disolución} / 4 \text{ g sal}$$

Como la **concentración final** nos la piden en **g/L**:

$$1000 \text{ mL disolución} \cdot 4 \text{ g sal} / 150 \text{ mL disolución} = 26,66 \text{ g sal}$$

Es decir: **En 1 L / 4 g sal**

La concentración final es: **4 g/L**

**16.-** En una bebida alcohólica leemos: 13,5 %vol.

a) ¿Qué significa ese número?

b) Si la botella contiene 700 ml de la bebida ¿Qué volumen de alcohol contiene?

**Resolución:**

La concentración de la disolución en **% en volumen**, es decir:

$$\text{En } 100 \text{ mL de disolución} / \text{Hay } 13,5 \text{ mL de alcohol}$$

En **700 mL** de disolución alcohólica existirán:

$$\begin{aligned} & 700 \text{ mL disolución} \cdot 13,5 \text{ mL alcohol} / 100 \text{ mL disolución} = \\ & = \mathbf{94,5 \text{ ml de alcohol}} \end{aligned}$$

**17.-** Calcular qué volumen de aceite debemos disolver en 600 ml de gasolina para lograr una concentración del 15% vol.

**Resolución:**

Recordemos que:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \% \quad (1)$$

$$V_{\text{soluto}} = x$$

$$V_{\text{disolvente}} = 600 \text{ mL}$$

---

$$V_{\text{volumen disolución}} = (600 + x) \text{ mL}$$

Si nos vamos a la ecuación (1)

$$15 = x / (600 + x) \text{ mL} \cdot 100 ; 15 \cdot (600+x) \text{ mL} / 100 = x$$

$$(9000 + 15 x) / 100 = x ; 9000 + 15 x = 100 x ; 85 x = 9000$$

$$x = 9000/85 = \mathbf{105,88 \text{ mL de aceite}}$$

**18.-** Tenemos 20 ml. de una disolución de alcohol en agua al 40 % vol. Diluimos añadiendo 60 ml de agua pura. ¿cuál será ahora la concentración de la nueva disolución?

**Resolución:**

En los **20 mL** de disolución tenemos una cantidad de alcohol igual:

$$20 \text{ mL disolución} \cdot 40 \text{ mL alcohol} / 100 \text{ mL disolución} = \mathbf{8 \text{ g alcohol}}$$

Al añadir **60 mL** de agua la situación será:

$$V_{\text{soluta}} = 8 \text{ mL}$$

$$V_{\text{disolvente}} \text{ antes de añadir el agua: } V_{\text{disolvente}} = 20 - 8 = 12 \text{ mL}$$

$$\text{Nuevo } V_{\text{disolvente}} = 12 + 60 = 72 \text{ mL}$$

---

$$V_{\text{volumen nueva disolución}} = 8 + 72 = 80 \text{ mL}$$

Recordemos:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{V_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \%$$

$$= (8 \text{ mL} / 80 \text{ mL}) \cdot 100 = 10 \% \text{ en volumen de alcohol}$$

**19.-** Calcula la molaridad de una disolución que se obtiene disolviendo 175,35 g de NaCl en agua hasta completar 6 litros de disolución.

Datos: Na = 23; Cl = 35,4

DATOS: MaNa = 23 u ; MaCl = 35,5 u

**Resolución:**

$$V_{\text{disolución}} = 6 \text{ L.}$$

$$M = \frac{m_{\text{soluta}}}{Mm \cdot V(L)} \quad (1)$$

**M** = Molaridad

Calculemos la **Mm** del NaCl = **58,5 u** (Calcularla y comprobar)

Nos vamos a la ecuación (1):

$$M = 175,35 / ( 58,5 \cdot 6 ) = 175,35 / 351 = 0,499 \text{ mol/L} = 0,499 \text{ mol / L}$$

$$M = 0,499 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

**20.-** Calcula la molaridad de una disolución que se obtiene disolviendo 25 g de KCl en 225 g de agua, sabiendo que la densidad de la disolución es de 2,1 g/mL. Datos:  $M_{\text{K}} = 39,1 \text{ u}$ ;  $M_{\text{Cl}} = 35,4 \text{ u}$

**Resolución:**

$M_{\text{m KCl}} = 74,6 \text{ u}$  (Calcularla y comprobar)

$$M_{\text{disolución}} = m_{\text{soluta}} + m_{\text{disolvente}} = 25 + 225 = 250 \text{ g disolución}$$

Esta masa de disolución tiene un volumen, que calcularemos mediante la densidad:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$V_{\text{disolución}} = m_{\text{disolución}} / d = 250 \text{ g} / 2,1 \text{ (g/mL)} = 119,04 \text{ mL disoluc.} = \\ = 0,119 \text{ L disolución}$$

$$M = m_{\text{soluta}} / [(M_{\text{m}} \cdot V(L))] ; M = 25 / (74,6 \cdot 0,119) = 25 / 8,87 = \\ = 2,81 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 2,81 \text{ mol/L}$$

**21.-** ¿Cuántos gramos de  $\text{HNO}_3$  se encuentran en 200 mL de una disolución 2,5 M?

DATOS: Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16;

**Resolución:**

$M_{\text{m HNO}_3} = 63 \text{ u}$  (calcular y comprobar)

$$V = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$$

$$M = m_{\text{soluta}} / [(M_{\text{m}} \cdot V(L))]$$

$$2,5 = m_{\text{soluta}} / (63 \cdot 0,2) , m_{\text{soluta}} = 2,5 \cdot 12,6 = 31,5 \text{ g}$$

**22.-** Una disolución está formada por 25 g de  $\text{Ca(OH)}_2$  en 750 mL de disolución. Calcula su molaridad.

Datos: Ca = 40 u ; O = 16 u ; H = 1 u

**Resolución:**

$Mm \text{ Ca(OH)}_2 = 74 \text{ u}$  (calcular y comprobar)

$V_{\text{disolución}} = 750 \text{ mL} = 0,750 \text{ L}$

$m_{\text{solute}} = 25 \text{ g}$

$$M = m_{\text{solute}} / [(Mm \cdot V(L))]$$

$$M = 25 / (74 \cdot 0,750) = 25 / 55,5 = 0,45 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

**23.-** Se tiene una disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  al 48% en masa. Sabiendo que su densidad es de 1,18 g/mL, calcula la molaridad de la disolución.

Datos:  $M_{\text{S}} = 32 \text{ u}$  ;  $M_{\text{O}} = 16 \text{ u}$  ;  $M_{\text{H}} = 1 \text{ u}$

**Resolución:**

Como el problema no nos dice nada referente al volumen de la disolución vamos a considerar que:

$V_{\text{disolución}} = 1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$

Este volumen tiene una masa que vale:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}} ; m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = (1,18 \text{ g/mL}) \cdot 1000 \text{ mL} = 1180 \text{ g disolución}$$

En estos gramos de disolución existirán gramos de soluto y gramos de disolvente. Como la disolución tiene una composición en masa del 48%:

$$1180 \text{ g disolución} \cdot (48 \text{ g soluto} / 100 \text{ g disolución}) = 566,4 \text{ g soluto}$$

Recordemos:

$$M = m_{\text{solute}} / [(Mm \cdot V(L))] \quad (1)$$

**$Mm H_2SO_4 = 98 u$**  (Calcular y comprobar)

Nos vamos a (1):

$$M = 566,4 / ( 98 \cdot 1 ) = 566,4 / 98 = 5,78 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

**24.-** Se tiene una disolución de KOH al 20 % y densidad 1,05 g/mL. Calcula el volumen que debemos tomar de ésta disolución para preparar 1 litro de disolución 2 M.

**Resolución:**

Determinaremos en primer lugar la masa de KOH necesaria para preparar el litro de disolución 2 M:

$$M = m_{\text{soluto}} / [Mm, V (L)] ; m_{\text{soluto}} = M \cdot [Mm \cdot V (l)]$$

**$Mm KOH = 56,1 u$**  (Calcular y comprobar)

$$m_{\text{soluto}} = 2 \cdot 56,1 \cdot 1 = 112,2 \text{ g de KOH}$$

Estos gramos de KOH debemos de sacarlos de un volumen de la disolución inicial.

Si suponemos un  $V = 1 L$  de la disolución inicial, la **masa** de este litro será:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = (1,05 \text{ g/mL}) \cdot 1000 \text{ mL} = 1050 \text{ g de disolución}$$

En estos gramos habrá una cantidad de soluto, el **20%**, luego:

$$1050 \text{ g disolución} \cdot (20 \text{ g KOH} / 100 \text{ g disolución}) = 210 \text{ g KOH}$$

Se puede establecer que en nuestra disolución inicial :

$$1000 \text{ mL disolución} / 210 \text{ g KOH}$$

Por lo tanto los gramos que necesitamos para nuestra nueva disolución estarán en un volumen:

$$112,2 \text{ g KOH} \cdot (1000 \text{ mL disolución} / 210 \text{ g KOH}) = \\ = 534,28 \text{ mL disolución inicial}$$

**25.-** Si una disolución tiene una densidad de  $1,2 \text{ g/cm}^3$ . a) ¿Cuánto pesa 1 litro de dicha disolución? b) Si esta disolución es de NaOH del 30%, ¿cuál es su molaridad?

Datos:  $M_{\text{Na}} = 23 \text{ u}$  ;  $M_{\text{O}} = 16 \text{ u}$  ;  $H = 1 \text{ u}$

**Resolución:**

$$V = 1 \text{ L} = 1000 \text{ cm}^3.$$

$$d = 1,2 \text{ g/cm}^3.$$

Sabemos que:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}} = (1,2 \text{ g/cm}^3) \cdot 1000 \text{ cm}^3 = 1200 \text{ g}$$

La Molaridad de la disolución depende:

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm, V (L)]$$

$$Mm \text{ NaOH} = 40 \text{ u} \text{ (Calcular y comprobar)}$$

La masa de soluto será el **30%** de la masa de la disolución:

$$1200 \text{ g disolución} \cdot (30 \text{ g NaOH} / 100 \text{ g disolución}) = 360 \text{ g NaOH}$$

Luego:

$$M = 360 / ( 40 \cdot 1 ) = 9 \text{ mol / L}$$

### Ejercicio Propuesto:

El HCl comercial contiene un 35% en masa de ácido y su densidad es 1,18 g/mL. ¿Cuál es su molaridad?

Datos:  $M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ u}$  ;  $M_{\text{H}} = 1 \text{ u}$

**Sol:** 11,35 M

**26.-** Determina la masa de hidróxido de sodio (NaOH) comercial, de pureza 90%, necesaria para preparar 100 mL de disolución 1,25 molar.

Datos: Na = 23; O = 16; H = 1

### Resolución:

La masa necesaria para obtener nuestra disolución la podemos conocer a partir de la ecuación de la Molaridad:

$$M = m_{\text{soluta}} / [Mm, V (L)] \quad (1)$$

$Mm \text{ NaOH} = 40 \text{ u}$  (calcular y comprobar)

$V = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$

$M = 1,25$

Nos vamos a (1):

$$1,25 = m_{\text{soluta}} / ( 40 \cdot 0,1 )$$

$$m_{\text{soluta}} = 1,25 \cdot 40 \cdot 0,1 = 5 \text{ g NaOH}$$

Esta masa de soluto debe salir de una disolución al 90 % en NaOH:

$$\begin{aligned} 5 \text{ g NaOH} \cdot (100 \text{ g disolución inicial} / 90 \text{ g NaOH}) &= \\ &= 5,55 \text{ g disolución inicial.} \end{aligned}$$



### Ejercicio Propuesto

Determina el volumen de ácido clorhídrico comercial, de densidad 1,2 g/mL y pureza el 30%, que hay que tomar para preparar 250 mL de disolución 0,3 M.

Datos:  $\text{MaCl} = 35,4 \text{ u}$  ;  $\text{MaH} = 1 \text{ u}$

**Sol:** 7,58 mL

### Ejercicio Propuesto

Calcula la molaridad de una disolución acuosa que contiene 10,5 g de NaCl en 350 mL de disolución.

DATOS: masas atómicas:  $\text{Na} = 23 \text{ u}$  ;  $\text{Cl} = 35,5 \text{ u}$

**Sol:** 0,513 M

### Ejercicio Propuesto

Calcula la molaridad de una disolución acuosa que contiene 25 g de  $\text{MgBr}_2$  en 0,355 L de disolución.

Datos:  $\text{Mg} = 24,3$  ;  $\text{Br} = 79,9$

**Sol:** 0,38 M

**27.-** El ácido ascórbico (vitamina C) es una vitamina soluble en agua. Una solución que contiene 80,5 g de ácido ascórbico ( $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ ) disuelto en 210 g de agua tiene una densidad de 1,22 g/mL a 55 °C.

Calcula a) el porcentaje en masa y b) la molaridad de ácido ascórbico en la disolución.

DATOS: Masas atómicas:  $\text{C} = 12 \text{ u}$  ;  $\text{H} = 1 \text{ u}$  ;  $\text{O} = 16 \text{ u}$

### Resolución:

$$m_{\text{solute}} = 80,5 \text{ g}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 210 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$d = 1,22 \text{ g/mL}$$

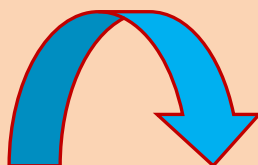
a)

$$\text{masa soluto} = 80,5 \text{ g}$$

$$\text{masa disolvente} = 210 \text{ g}$$

---

$$\text{Masa disolución} = 290,5 \text{ g}$$



Esta masa de disolución tiene un volumen que obtendremos de la Densidad:

$$d = m_{\text{solute}} / V_{\text{disolución}}$$

$$V_{\text{disolución}} = m_{\text{solute}} / d = \\ = 80,5 \text{ g} / (1,22 \text{ g/mL}) = 65,98 \text{ mL} = 0,0659 \text{ L}$$

La **concentración porcentual**:

$$100 \text{ g disolución} \cdot (80,5 \text{ g soluto} / 290,5 \text{ g disolución}) = 27,7 \%$$

b)

Recordemos que:

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm, V (L)] \quad (1)$$

$$m_{\text{solute}} = 80,5 \text{ g}$$

$$Mm (\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 176 \text{ u (calcular y comprobar)}$$

$$V_{\text{disolución}} = 0,0659 \text{ L}$$

Si nos vamos a ( 1 ):

$$M = \frac{80,5 \text{ g}}{176} / 0,0659 \text{ L} ; M = 80,5 / 11,59 = 6,94 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

↓  
moles

**28.-** Una disolución que contiene 571,6 g de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> por litro de disolución tiene una densidad de 1,329 g/cm<sup>3</sup>. Calcula a) el porcentaje en masa y b) la molaridad de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> en dicha disolución.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; S = 32 u ; O = 16 u

**Resolución:**

a)

$$m_{\text{solute}} = 571,6 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

$$V = 1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

$$d = 1,329 \text{ g/cm}^3$$

Podemos conocer la masa de la disolución con mediante la densidad de la misma:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = V_{\text{disolución}} \cdot d$$

$$m_{\text{disolución}} = 1000 \text{ cm}^3 \cdot 1,329 \text{ g/cm}^3 = 1329 \text{ g disolución}$$

Podemos decir:

*En 1329 g disolución / Hay 571,6 g soluto*

La concentración porcentual será:

$$100 \text{ g disolución} \cdot (571,6 \text{ g soluto} / 1329 \text{ g disolución}) = 43 \% \text{ en } H_2SO_4$$

b)

*Mm*  $H_2SO_4 = 98 \text{ u}$  (Calcular y comprobar)

La Molaridad:

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm, V (L)]$$

$$M = 571,6 \text{ g} / (98 \cdot 1 \text{ L}) = 5,83 \text{ mol}$$

**29.-** El ácido nítrico acuoso comercial tiene una densidad de 1,42 g/mL y es 16 M. Calcula el porcentaje en masa de  $HNO_3$  en la disolución.  
DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; N = 14 u ; O = 16 u

**Resolución:**

$$d = 1,42 \text{ g/mL}$$

$$M = 16$$

$$Mm \text{ } HNO_3 = 63 \text{ u}$$

Por el concepto de Molaridad podemos conocer la masa de soluto existente en la disolución 16 M:

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm, V (L)]$$

$$m_{\text{solute}} = M \cdot Mm \cdot V(L) = 16 \cdot 63 \cdot 1 = \\ = 1008 \text{ g HNO}_3$$

El volumen de 1 L que hemos utilizado tiene una masa que podremos conocer con la densidad:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}} = \\ = 1,42 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1420 \text{ g disolución}$$

*En 1420 g disolución / Hay 1008 g soluto*

$$100 \text{ g disolución} \cdot (1008 \text{ g soluto} / 1420 \text{ g disolución}) = 70,9 \% \text{ en HNO}_3$$

### Problema propuesto

El amoníaco acuoso concentrado comercial tiene 28% en masa de  $\text{NH}_3$  y una densidad de 0,90 g/mL. Calcula la molaridad de esta disolución.

Datos: N = 14 u ; H = 1 u

**Sol:** 14,82 M

**30.-** Calcula el número de moles de soluto que están presentes en cada una de las disoluciones siguientes: a) 400 mL de  $\text{MgBr}_2$  0,240 M; b) 80,0  $\mu\text{L}$  de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) 0,460 M; c) 3,00 L de  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$  0,040 M.

DATOS: Masas atómicas: Mg = 24,31 u ; Br = 80 u ; C = 12 u ; H = 1 u ; O = 16 u ; Cr = 52 u

### Resolución:

a)

$$V = 400 \text{ mL}$$

$$M = 0,240$$

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

$$n^{\circ} \text{ moles} = M \cdot V(L) = 0,240 \text{ mol/L} \cdot 0,400 \text{ L} = 0,096 \text{ moles}$$

b)

$$V = 80 \mu\text{L} = 80 \cdot 10^{-6} \text{ L}$$

$$M = 0,460 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

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

$$\begin{aligned} n^{\circ} \text{ moles} &= M \cdot V(L) = 80 \cdot 10^{-6} \text{ L} \cdot 0,460 \text{ mol/L} \\ &= 3,6 \cdot 10^{-5} \text{ moles} \end{aligned}$$

c)

$$V = 3 \text{ L}$$

$$M = 0,040 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

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

$$n^{\circ} \text{ moles} = M \cdot V(L) = 0,040 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 3 \text{ L} = 0,12 \text{ moles}$$

**31.-** Se desea preparar un litro de disolución 1M de ácido sulfúrico a partir de un ácido comercial cuya etiqueta indica que su concentración centesimal es de 90% y su densidad 1,85 g/mL. Determina: a) La molaridad del ácido comercial. b) El volumen necesario para preparar la disolución pedida.

Datos:  $\text{MaS} = 32 \text{ u}$  ;  $\text{MaO} = 16 \text{ u}$

### **Resolución:**

a)

Para conocer la Molaridad del ácido comercial supondremos que tenemos **1 L** de la misma. Este volumen tiene una masa que viene dada por la densidad:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = 1,85 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1850 \text{ g disolución}$$

De estos **1850 g** de disolución, el **90%** corresponden al soluto:

$$1850 \text{ g disolución} \cdot (90 \text{ g soluto} / 100 \text{ g disolución}) = 1665 \text{ g soluto}$$

La Molaridad vendrá dada por:

$$M = m_{\text{solute}} / [(Mm \cdot v (L))]$$

**Mm** H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = **98 u** (calcular y comprobar)

V = 1 L

$$M = \frac{1665 \text{ g}}{(98 \cdot 1 \text{ L})} = 16,98 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

*mol*

b)

Un litro de disolución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1 M implicará una masa de soluto:

$$M = m_{\text{solute}} / [(Mm \cdot v (L))]$$

$$m_{\text{solute}} = M \cdot Mm \cdot V(L) = 1 \cdot 98 \cdot 1 =$$

$$= 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ PURO}$$

Estos gramos de **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> PURO** los tenemos que sacar del sulfúrico comercial:

$$98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ PURO} \cdot (100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ COMER.} / 90 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ PURO}) =$$

$$= 108,88 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ COMERCIAL}$$

Esta masa de sulfúrico **COMERCIAL** implicará un **volumen** del sulfúrico **COMERCIAL**:

$$d = m/V$$

$$V_{\text{comercial}} = m_{\text{comercial}} / d = 108,88 \text{ g} / 1,85 \text{ (g/mL)} = \\ = 58,85 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ COMERCIAL}$$

**32.-** ¿Cómo se prepararían 25 mL de una disolución 1,2 M de KCl a partir de una disolución de repuesto que es 3,0 M?.

Datos: MaK = 39,1 u ; Cl = 35,5 u

**Resolución:**

Para preparar 25 mL de disolución 1,2 M de KCl necesitaremos una cantidad de éste que calcularemos mediante la ecuación de la molaridad:

$$M = m_{\text{soluta}} / [(Mm \cdot V(L))]$$

**Mm** KCl = **74,6 u** (calcular y comprobar)

$$1,2 = m_{\text{soluta}} / (74,6 \cdot 0,025) ; m_{\text{soluta}} = 1,2 \cdot 74,6 \cdot 0,025 = \\ = 2,238 \text{ g KCl}$$

Esta **masa de soluto** tendremos que sacarla de un volumen de la disolución de repuesto **3,0 M**:

$$M = m_{\text{soluta}} / [(Mm \cdot V(L))]$$

$$3,0 = 2,238 / (74,6 \cdot V)$$

$$3,0 \cdot 74,6 \cdot V = 2,238 ; 223,8 V = 2,238 ; V = 2,238/223,8 = 0,01 \text{ L}$$

$$V = 10 \text{ mL.}$$

Conclusión: De la disolución de repuesto sacaremos **10 mL** ( contienen los 2,238 g de KCl) y le añadiremos agua destilada hasta completar el volumen de **25 mL**:

$$25 - 10 = 15 \text{ mL. agua destilada}$$

**33.-** Se mezclan  $500 \text{ cm}^3$  de disolución acuosa de ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ , al 62 % y densidad  $1,38 \text{ g/cm}^3$ , con  $500 \text{ cm}^3$  de otra disolución acuosa de este ácido al 22% y densidad  $1,13 \text{ g/cm}^3$ . Determinar la Molaridad de la disolución resultante.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; N = 14 u ; O = 16 u

**Resolución:**

**Disolución 1 :**  $500 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3$  , 62% y  $d = 1,38 \text{ g/cm}^3$

**Disolución 2 :**  $500 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3$  , 22 % y  $d = 1,13 \text{ g/cm}^3$

Masa de  $\text{HNO}_3$  aportada por la disolución 1:

Como conocemos el volumen de disolución y la densidad de la misma podemos conocer la masa de disolución correspondiente a los  **$500 \text{ cm}^3$** :

$$d = m_{\text{disolución1}} / V_{\text{disolución1}}$$

$$m_{\text{disolución1}} = d \cdot V_{\text{disolución1}}$$

$$m_{\text{disolución1}} = 1,38 \text{ g/cm}^3 \cdot 500 \text{ cm}^3 = 690 \text{ g disolución}$$

El **62 % de 690 g** pertenecerá a la masa de soluto:

$$690 \text{ g disolución1} \cdot (62 \text{ g HNO}_3 / 100 \text{ g disolución1}) = 427,8 \text{ g HNO}_3$$

**PURO**

Masa de  $\text{HNO}_3$  aportada por la disolución 2:

Haremos el mismo planteamiento que para la 1:

$$m_{\text{disolución2}} = d \cdot V_{\text{disolución2}} = 1,13 \text{ g/cm}^3 \cdot 500 \text{ cm}^3 = 565 \text{ g disolución2}$$



De estos **565 g el 22%** corresponde al  $\text{HNO}_3$  **PURO** (soluto):

$$565 \text{ g disolución} \cdot (22 \text{ g HNO}_3 / 100 \text{ g disolución}) = 124,3 \text{ g HNO}_3 \text{ PURO}$$

La disolución resultante de la mezcla de las dos disoluciones tendrá una masa de soluto:

$$m_{\text{soluto1}} + \text{masa}_{\text{soluto2}} = 427,8 + 124,3 = 552,1 \text{ g HNO}_3$$

Y un volumen:

$$V_{\text{disolución1}} + V_{\text{disolución2}} = 500 + 500 = 1000 \text{ mL} = 1 \text{ L}$$

La disolución resultante tendrá una Molaridad:

$$M = m_{\text{soluto}} / [(Mm, V(L))]$$

$Mm \text{ HNO}_3 = 63 \text{ u}$  (calcular y comprobar)

$$M = 552,1 / (63 \cdot 1) ; M = 552,1/63 = 8,76 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

**34.-** Una disolución acuosa de ácido sulfúrico concentrado al 88,43 % y  $d = 1,805 \text{ g/cm}^3$  se diluye a un volumen 5 veces mayor. Calcular el volumen de este ácido diluido que tendremos que utilizar para preparar  $5 \text{ dm}^3$  de disolución de ácido sulfúrico 1 M.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; S = 32 u ; O = 16 u

**Resolución:**

Calcularemos primero la Molaridad de la disolución inicial. Para ello supondremos un volumen de la misma de **1 L** y la masa correspondiente a este litro es:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = 1,805 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3 = 1805 \text{ g disolución}$$

De esta masa de disolución, el **88,43% corresponde al soluto**:

$$1805 \text{ g disolución} \cdot (88,43 \text{ g soluto}/100 \text{ g disolución}) = 1596,16 \text{ g soluto}$$

Si diluimos hasta 5 litros y la masa de soluto no cambia, la nueva **Molaridad** es:

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm \cdot V(L)]$$

**Mm** H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = **98 u** (calcular y comprobar)

$$M = 1596,16 / (98 \cdot 5) ; M = 1596,16 / 490 = 3,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Si queremos preparar **5 dm<sup>3</sup> = 5 L** de disolución **1 M de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**, nos hará falta una masa de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm \cdot V(L)]$$

$$1 = m_{\text{solute}} / (98 \cdot 5)$$

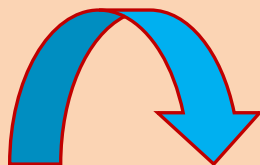
$$m_{\text{solute}} = 490 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ PURO}$$

Esta masa de sulfúrico la sacaremos de la disolución inicial mediante **un volumen** de la misma:

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm \cdot V(L)]$$

$$V(L) = m_{\text{solute}} / M \cdot Mm$$

$$V(L) = 490 / 1 \cdot 98 ; V(L) = 5 \text{ L}$$



**35.-** A  $1,5 \text{ dm}^3$  de disolución acuosa de nitrato de calcio,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $2,5 \text{ M}$  y  $d = 1,2 \text{ g/cm}^3$  se le agregan  $10 \text{ gramos}$  de soluto. Calcula la molaridad de la disolución final.

DATOS: Masas atómicas:  $\text{Ca} = 40 \text{ u}$  ;  $\text{N} = 14 \text{ u}$  ;  $\text{O} = 16 \text{ u}$

**Resolución:**

La masa de soluto correspondiente a los  $1,5 \text{ dm}^3$  de disolución  $2,5 \text{ M}$  de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  es:

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm \cdot V(L)] \quad (1)$$

$Mm \text{ Ca}(\text{NO}_3)_2 = 152$  (calcular y comprobar)

$$V = 1,5 \text{ dm}^3 = 1,5 \text{ L}$$

De (1):

$$m_{\text{solute}} = M \cdot Mm \cdot V(L) = 2,5 \cdot 152 \cdot 1,5 = 570 \text{ g}$$

Si *añadimos 10 g de soluto* y no nos proporcionan la nueva densidad de la disolución, *deberemos suponer que el volumen no ha cambiado* y por lo tanto la nueva Molaridad:

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm \cdot V(L)]$$

$$M = (570+10) / (152 \cdot 1,5) = 580 / 228 =$$

$$= 2,54 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

**36.-** Calcular la Molaridad y Molalidad de las siguientes disoluciones:

a) Ácido clorhídrico al 36% y  $d = 1,18 \text{ g/cm}^3$ .

b) Sosa cáustica,  $\text{NaOH}$ , del 50,5 % y  $d = 1,53 \text{ g/cm}^3$ .

DATOS: Masas atómicas:  $\text{H} = 1 \text{ u}$  ;  $\text{Cl} = 35,5 \text{ u}$  ;  $\text{Na} = 23 \text{ u}$  ;  $\text{O} = 16 \text{ u}$

**Resolución:**

$\text{HCl}$  al 36% y  $d = 1,53 \text{ g/cm}^3$

Como no conocemos el volumen, tomaremos como valor del mismo, **1 L**. Este litro de disolución que obtendremos mediante la densidad de la disolución:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = 1,18 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3 = 1180 \text{ g disolución}$$

De esta masa, el **36%** corresponde al soluto:

$$1180 \text{ g disolución} \cdot (36 \text{ g soluto} / 100 \text{ g disolución}) = 424,8 \text{ g HCl}$$

La masa de disolvente valdrá:

$$m_{\text{disolvente}} = 1180 - 424,8 = 755,2 \text{ g H}_2\text{O} = 0,755 \text{ Kg H}_2\text{O}$$

La **Molaridad** de la disolución será:

$$Mm \text{ HCl} = 36,5 \text{ u (calcular y comprobar)}$$

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm \cdot V(L)]$$

$$M = 424,8 / 36,5 \cdot 1 = 11,63 \text{ mol/L} = 11,63 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La **molalidad** será:

$$m = m_{\text{solute}} / [Mm \cdot \text{Kg}(\text{disolvente})]$$

$$m = 424,8 / 36,5 \cdot 0,755 = 424,8 / 27,55 = 15,41 \text{ mol} / \text{Kg}(\text{disolvente})$$

**Sosa cáustica**, NaOH, del 50,5 % y  $d = 1,53 \text{ g/cm}^3$ .

$$V = 1 \text{ L}$$

De la densidad obtendremos la masa de la disolución:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}} = 1,53 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3 = 1530 \text{ g disolución}$$

De estos gramos, el **50,5%** corresponden al soluto:

$$\begin{aligned} 1530 \text{ g disolución} \cdot (50,5 \text{ g soluto} / 100 \text{ g disolución}) = \\ = 772,65 \text{ g NaOH} \end{aligned}$$

Los gramos de disolvente:

$$m_{\text{disolvente}} = 1530 - 772,65 = 757,36 \text{ g H}_2\text{O} = 0,757 \text{ Kg H}_2\text{O}$$

La Molaridad:

$$Mm \text{ NaOH} = 40 \text{ u (calcular y comprobar)}$$

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm \cdot V(L)]$$

$$M = 772,65 / 40 \cdot 1 = 19,31 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

La molalidad:

$$m = m_{\text{solute}} / [Mm \cdot \text{Kg}(\text{disolvente})]$$

$$m = 772,65 / 40 \cdot 0,757 = 772,65 / 30,28 = 25,51 \text{ mol} \cdot \text{Kg}(\text{disolvente})$$

**37.-** Calcular la masa y número de moles presentes 200 cm<sup>3</sup> de disolución 0,2 m (Molal) y  $d = 1,14 \text{ g/cm}^3$  de HCl.

DATOS: Masas atómicas: Cl = 35,5 u ; H = 1 u

**Resolución:**

Mediante la ecuación de la densidad podemos conocer la masa de la disolución:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = 1,14 \text{ g/cm}^3 \cdot 200 \text{ cm}^3 = 228 \text{ g disolución.}$$

Podemos escribir que:

$$m_{\text{soluta}} + m_{\text{disolvente}} = 228 \text{ g}$$

de donde:

$$m_{\text{disolvente}} = [(228 - m_{\text{soluta}}) / 1000] \text{ Kg}$$

dividimos por 1000 para pasar la masa del disolvente en Kg.

De la ecuación de la molalidad:

$Mm$  HCl = 36,5 u (calcular y comprobar)

$$m = m_{\text{soluta}} / [Mm \cdot \text{Kg}(\text{disolvente})]$$

$$0,2 = m_{\text{soluta}} / [36,5 (228 - m_{\text{soluta}}) / 1000]$$

$$m_{\text{soluta}} = [0,2 \cdot 36,5 \cdot (228 - m_{\text{soluta}})] / 1000$$

$$m_{\text{soluta}} = (1664,4 - 7,3 m_{\text{soluta}}) / 1000$$

$$1000 m_{\text{soluta}} = 1664,4 - 7,3 m_{\text{soluta}} ; 1007,3 m_{\text{soluta}} = 1664,4$$

$$m_{\text{soluta}} = 1,65 \text{ g}$$

El número de moles:

$$N^{\circ} \text{ moles} = m_{\text{soluta}} / Mm$$

$$N^{\circ} \text{ moles} = 1,65 / 36,5 = 0,045$$

**38.-** ¿Qué volumen de disolución acuosa de carbonato de sodio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , 0,5 m (Molalidad) de  $d = 1,09 \text{ g/cm}^3$  deberá utilizarse en una reacción en la que se requieren 12,6 g de sal?

DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u ; C = 12 u ; O = 16 u

**Resolución:**

Necesitamos 12,6 g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  y tenemos que sacarlos de una disolución 0,5 m y  $d = 1,09 \text{ g/cm}^3$ .

**Mm**  $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 106 \text{ u}$  (calcular y comprobar)

De la ecuación de la molalidad:

$$m = m_{\text{soluta}} / [Mm \cdot Kg(\text{disolvente})]$$

podemos conocer la cantidad de disolvente en donde se encuentran los 12,6 g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :

$$0,5 = 12,6 / 106 \cdot Kg_{\text{disolvente}} ; Kg_{\text{disolvente}} = 12,6 / (0,5 \cdot 106)$$

$$Kg_{\text{disolvente}} = 12,6 / 53 = 0,24 \text{ Kg } H_2O = 240 \text{ g } H_2O$$

La masa de la disolución:

$$m_{\text{soluta}} + m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}}$$

$$12,6 + 240 = 252,6 \text{ g de disolución}$$

Como conocemos la densidad:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$V_{\text{disolución}} = m_{\text{disolución}} / d$$

$$V_{\text{disolución}} = 252,6 \text{ g} / 1,09 \text{ (g/cm}^3\text{)} = 231,74 \text{ cm}^3$$

Este es el volumen de disolución que deberemos utilizar para tener nuestros 12,6 g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  necesarios.

**39.-** Se mezclan 4,5 Kg de disolución acuosa de nitrato de cadmio,  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ , 0,2 M y  $d = 1,08 \text{ g/cm}^3$  con  $350 \text{ cm}^3$  de disolución acuosa de la misma sal al 28% y  $d = 1,3 \text{ g/cm}^3$ . Expresar la concentración resultante en Molaridad y Molalidad.

DATOS: Masas atómicas: Cd = 112,41 u ; N = 14 u ; O = 16 u

**Resolución:**

**Disolución 1:** 4,5 Kg de  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$  ; 0,2 M y  $d = 1,08 \text{ g/cm}^3$

**Disolución 2:**  $350 \text{ cm}^3$   $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$  al 28% y  $d = 1,3 \text{ g/cm}^3$

Masa de  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$  proporcionada por disolución 1:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$V_{\text{disolución}} = m_{\text{disolución}} / d$$

$$m_{\text{disolución}} = 4,5 \text{ Kg} = 4500 \text{ g}$$

$$V_{\text{disolución}} = 4500 \text{ g} / 1,08 \text{ (g/cm}^3\text{)} = 4166,66 \text{ cm}^3 = 4,16 \text{ L}$$

Conociendo el volumen de disolución y la molaridad de la misma, podemos conocer la masa de soluto [ $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ ]:

**Mm**  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 = 236,41 \text{ u}$  (calcular y comprobar)

$$M = m_{\text{soluto}} / [Mm \cdot V(L)]$$

$$0,2 = m_{\text{soluto}} / (236,41 \cdot 4,16)$$

$$m_{\text{soluto}} = 0,2 \cdot 236,41 \cdot 4,16 = 196,69 \text{ g Cd}(\text{NO}_3)_2$$

**Disolución 2:**

$350 \text{ cm}^3$   $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$  al 28% y  $d = 1,3 \text{ g/cm}^3$

Con el volumen y la densidad podemos conocer la masa de disolución, masa de soluto y masa de disolvente:



$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = 1,3 \text{ g/cm}^3 \cdot 350 \text{ cm}^3 = 455 \text{ g}$$

El **28%** de esta cantidad corresponde al soluto:

$$455 \text{ g disolución} \cdot (28 \text{ g Cd(NO}_3)_2 / 100 \text{ g disolución}) = \\ = 127,4 \text{ g Cd(NO}_3)_2$$

Como:  $m_{\text{solute}} + m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}}$

$$127,4 + m_{\text{disolvente}} = 455 ; m_{\text{disolvente}} = 455 - 127,4 = \\ = 327,6 \text{ g H}_2\text{O}$$

La disolución resultante tiene:

$$m_{\text{solute}} = 196,69 + 127,4 = 324,09 \text{ g Cd(NO}_3)_2$$

$$V_{\text{disolución}} = 4,16 + 0,350 = 4,51 \text{ L}$$

$$m_{\text{disolvente1}} = 4500 - 196,69 = 4303,31 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$m_{\text{disolvente2}} = 327,6 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$m_{\text{disolvente total}} = 4303,31 + 327,6 = 4630,91 \text{ g} = 4,63 \text{ Kg}$$

La nueva Molaridad:

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm \cdot V(L)]$$

$$M = 324,09 / (236,41 \cdot 4,51) =$$

$$= 324,09 / 1066,2 = 0,30 \text{ ml} \cdot \text{L}^{-1}$$

La molalidad:

$$m = m_{\text{soluto}} / [(Mm \cdot Kg(\text{disolvente}))]$$

$$m = 324,09 / (236,41 \cdot 4,63) = 324,09 / 1094,57 = \\ = 0,29 \text{ mol} \cdot \text{Kg}^{-1}(\text{disolvente})$$

**40.-** Una disolución contiene 147 g de tetraoxosulfato (VI) de dihidrógeno [ácido sulfúrico] en 1500 mL de disolución. La densidad de la disolución es 1,05 g / mL. Calcula la Fracción molar de soluto y disolvente.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; S = 32 u ; O = 16 u

**Resolución:**

$$m_{\text{solutoH}_2\text{SO}_4} = 147 \text{ g}$$

$$Mm \text{ H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u}$$

$$Mm \text{ H}_2\text{O} (\text{disolvente}) = 18 \text{ u} (\text{calcular y comprobar})$$

Podemos conocer el masa del disolvente conociendo primero la masa de la disolución, mediante la densidad:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = 1,05 \text{ g/mL} \cdot 1500 \text{ mL} = 1050 \text{ g}$$

Se cumple:

$$m_{\text{soluto}} + m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}} - m_{\text{soluto}} =$$

$$= 1050 - 147 = 903 \text{ g disolvente (H}_2\text{O)}$$

$$n^{\circ} \text{ moles soluto} = m_{\text{soluto}} / Mm$$

$$= 147/98 = 1,5$$

$$n^{\circ} \text{ moles disolvente} = m_{\text{disolvente}}/Mm$$

$$n^{\circ} \text{ moles disolvente} = 903 / 18 = 50,16$$

$$n^{\circ} \text{ moles totales} = 1,5 + 50,16 = 51,66$$

$$X_s = n_s / n_T$$

$$X_s = 1,5 / 51,66 = 0,029$$

$$X_d = n_d / n_T$$

$$X_d = 50,16/51,66 = 0,97$$

Si queremos saber si hemos trabajado bien como sabemos que:

$$X_s + X_d = 1 \quad (1)$$

$$0,029 + 0,97 = 0,999 \approx 1$$

El problema se podría haber hecho más corto. Una vez que conocemos  $X_s$  y mediante la ecuación (1):

$$X_s + X_d = 1$$

$$0,029 + X_d = 1 \quad ; \quad X_d = 1 - 0,029 = 0,97$$

**41.-** ¿Cuáles son las fracciones molares de metano,  $\text{CH}_3\text{OH}$  y  $\text{H}_2\text{O}$  en una disolución que contiene 40,0 g de metanol y 54,0 g de agua.  
DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; O = 16 u

**Resolución:**

Mm  $\text{CH}_3\text{OH}$  (solute) = 32 u (calcular y comprobar)

Mm  $\text{H}_2\text{O}$  (disolvente) = 18 u ( “ “ )

$$N^{\circ} \text{ moles soluto} = m_{\text{soluto}} / Mm$$

$$N^{\circ} \text{ moles soluto} = 40,0 / 32 = 1,25$$

$$N^{\circ} \text{ moles disolvente} = m_{\text{disolvente}} / Mm$$

$$N^{\circ} \text{ moles soluto} = 54,0 / 18 = 3$$

$$N^{\circ} \text{ moles totales} = 1,25 + 3 = 4,25$$

Fracción molar del soluto:

$$X_s = n_s / n_T$$

$$X_s = 1,25 / 4,25 = 0,29$$

Número de moles disolvente:

$$X_d = 1 - X_s$$

$$X_d = 1 - 0,29 = 0,71$$

**42.-** Halla las fracciones molares de los componentes de una disolución que se ha obtenido al disolver 2 g de Hidróxido de sodio en 100 ml de agua.

DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u ; O = 16 u ; H = 1 u

**Resolución:**

Mm NaOH ( soluto) = 40 u

Mm H<sub>2</sub>O (disolvente) = 18 u

Puesto que la densidad del agua es  $d = 1 \text{ g/mL} \rightarrow 1 \text{ mL} = 1 \text{ g}$

$$N^{\circ} \text{ moles soluto} = m_{\text{soluto}} / Mm = 2 / 40 = 0,05$$

$$N^{\circ} \text{ moles disolvente} = m_{\text{disolvente}} / Mm = 100 / 18 = 5,55$$

$$N^{\circ} \text{ moles totales} = 0,05 + 5,55 = 5,6$$

$$X_s = n_s/n_T = 0,05/5,6 = 0,0089$$

$$X_d = 1 - X_s = 1 - 0,0089 = 0,99$$

**43.-** Determina la fracción molar de cada componente de una disolución de 50 g de  $C_3H_8O_3$  en 370 g de  $H_2O$ .

DATOS: Masas atómicas: C = 12 u ; H = 1 u ; O = 16 u

**Resolución:**

Mm  $C_3H_8O_3$  (solute) = 92 u (calcular y comprobar)

Mm  $H_2O$  (disolvente) = 18 u (calcular y comprobar)

$$N^{\circ} \text{ moles soluto} = m_{\text{soluto}}/Mm = 50/92 = 0,54$$

$$N^{\circ} \text{ moles disolvente} = m_{\text{disolvente}}/Mm = 370/18 = 20,55$$

$$N^{\circ} \text{ moles totales} = 0,54 + 20,55 = 21,09$$

Fracción molar del soluto:

$$X_s = n_s/n_T = 0,54/21,09 = 0,025$$

Fracción molar del disolvente:

$$X_d = 1 - X_s = 1 - 0,025 = 0,975$$

**44.-** Si tenemos 3,42 g de sacarosa ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ , 342 g/mol) disueltos en 18,0 g de agua ( 18 g/mol) ¿cuáles son las fracciones molares de cada componente.

**Resolución:**

$C_{12}H_{22}O_{11}$  342 g/mol  $\rightarrow$  Mm = 342 u

$H_2O$  18 g/mol  $\rightarrow$  Mm = 18 u

$$m_{\text{soluto}} = 3,42 \text{ g sacarosa}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 18,0 \text{ g}$$

$$N^{\circ} \text{ moles soluto} = m_{\text{soluto}} / Mm = 3,42 / 342 = 0,01$$

$$N^{\circ} \text{ moles disolvente} = m_{\text{disolvente}} / Mm = 18,0 / 18 = 1$$

$$\text{Moles totales} = 0,01 + 1 = 1,01$$

Fracción molar del soluto:

$$X_s = \text{moles soluto} / \text{moles totales} = n_s / n_T = 0,01 / 1,01 = 0,009$$

Fracción molar del disolvente:

$$X_d = 1 - X_s = 1 - 0,009 = 0,991$$

**45.-** Calcular la fracción molar del soluto, en una disolución acuosa que contiene 2,5 moles del mismo disueltos en 1000 g de agua.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; O = 16 u

**Resolución:**

Mm H<sub>2</sub>O = 18 u (calcular y comprobar)

$$m_{\text{disolvente}} = 1000 \text{ g}$$

$$N^{\circ} \text{ moles disolvente} = m_{\text{disolvente}} / Mm = 1000 / 18 = 55,55$$

$$N^{\circ} \text{ moles soluto} = m_s / Mm = 2,5$$

$$N^{\circ} \text{ moles totales} = n_s + n_d = 55,55 + 2,5 = 58,05$$

Fracción molar soluto:

$$X_s = n_s / n_T = 2,5 / 58,05 = 0,043$$

Fracción molar disolvente:

$$X_d = 1 - X_s = 1 - 0,043 = 0,957$$

**46.-** Se disuelven 294 g de ácido fosfórico,  $H_3PO_4$ , hasta lograr 1 L de disolución. La densidad es 1,15 g/ml. Calcular su fracción molar.  
DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; P = 31 u ; O = 16 u

**Resolución:**

Mm  $H_3PO_4$  = 98 u (calcular y comprobar)

Mm  $H_2O$  = 18 u (calcular y comprobar)

Masa soluto = 294 g

La masa del disolvente la podremos conocer mediante la densidad:

V disolución = 1 L = 1000 mL

d = 1,15 g/mL

$$d = m_{\text{disolución}} / V$$

$$m_{\text{disolución}} = V \cdot d$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1,15 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1150 \text{ g disolución}$$

Se cumple:

$$\text{Masa soluto} + \text{masa disolvente} = \text{masa disolución}$$

$$\begin{aligned} \text{Masa soluto} &= \text{masa disolución} - \text{masa disolvente} = 1150 - 294 = \\ &= 856 \text{ g} \end{aligned}$$

$$N^\circ \text{ moles disolvente} = m_{\text{disolvente}} / M_m = 856/18 = 47,55$$

$$N^\circ \text{ moles soluto} = 294/98 = 3$$

$$N^\circ \text{ moles} = n_s + n_d = 47,55 + 3 = 50,55$$

Fracción molar soluto:

$$X_s = n_s / n_T = 3 / 50,55 = 0,059$$

Fracción molar disolvente:

$$X_d = 1 - X_s = 1 - 0,059 = 0,941$$

**47.-** ¿ Qué cantidad de glucosa,  $C_6H_{12}O_6$ , tenemos que mezclar con medio litro de agua para que su fracción molar sea 0,2?

DATOS: Masas atómicas: C = 12 u ; H = 1 u ; O = 16 u

SOL: 1249 g glucosa

**Resolución:**

Cuando no especifican el tipo de fracción molar, se trata de la **FRACCIÓN MOLAR DEL SOLUTO**.

Mm  $H_2O$  = 18 u (calcular y comprobar)

Mm  $C_6H_{12}O_6$  = 180 u (calcular y comprobar)

$m_{disolvente} = \frac{1}{2} L = 500 mL \rightarrow 500 g H_2O$

$X_d = 0,2$

$$N^\circ \text{ moles disolvente} = m_{disolvente} / Mm = 500 / 18 = 27,77$$

$$N^\circ \text{ moles soluto} = m_{soluto} / Mm = m_{soluto} / 180$$

Recordemos que:

$N^\circ \text{ moles soluto}$

$$X_d = \frac{\text{-----}}{(N^\circ \text{ moles soluto} + N^\circ \text{ moles disolvente})}$$

$$X_d = \frac{(m_{soluto} / Mm)}{(m_{soluto} / Mm + m_{disolvente} / Mm)}$$



$$0,2 = (m_{\text{soluta}}/180) / (m_{\text{soluta}}/180 + 500/18)$$

$$0,2 (m_{\text{soluta}}/Mm + m_{\text{disolvente}}/Mm) = m_{\text{soluta}} / 180$$

$$0,2 (m_{\text{soluta}}/180 + 500/18) = m_{\text{soluta}}/180$$

$$0,2 m_{\text{soluta}}/180 + 5,54 = m_{\text{soluta}}/180$$

$$0,0011 m_{\text{soluta}} + 5,54 = m_{\text{soluta}} / 180$$

$$0,198 m_{\text{soluta}} + 997,2 = m_{\text{soluta}} ; (1 - 0,198) m_{\text{soluta}} = 997,2$$

$$0,802 m_{\text{soluta}} = 997,2 ; m_{\text{soluta}} = 997,2/0,802 = 1243,39 \text{ g glucosa}$$

**48.-** ¿ Qué cantidad de agua tendremos que añadir a 15 ml de metanol, CH<sub>3</sub>OH, para obtener una disolución en la que la fracción molar del disolvente sea 0,9?.

DATOS: d = 0,8 g/ml

Masas atómicas: C = 12 u ; H = 1 u ; O = 16 u

**Resolución:**

$$V_{\text{etanol}} = 15 \text{ mL}$$

Con la densidad podremos conocer la masa de metanol:

$$d = m/V$$

$$m_{\text{etanol}} = d \cdot V = 0,8 \text{ g/mL} \cdot 15 \text{ mL} = 12 \text{ g Etanol}$$

**Mm** CH<sub>3</sub> – CH<sub>2</sub>OH = **46 u** (calcular y comprobar)

**Mm** H<sub>2</sub>O = **18 u** (calcular y comprobar)

$$m_{\text{disolvente}} = \text{¿?}$$

**Xd = 0,9** (Fracción Molar del disolvente)

$$X_d = (m_{\text{soluta}}/M_m) / (m_{\text{soluta}}/M_m + m_{\text{disolvente}}/M_m)$$

$$0,9 = (12/46) / (12/46 + m_{\text{disolvente}}/18)$$

$$0,9 (0,26 + m_{\text{disolvente}}/18) = 0,26$$

$$0,234 + 0,05 m_{\text{disolvente}} = 0,26$$

$$0,05 m_{\text{disolvente}} = 0,26 - 0,234 = 0,026$$

$$m_{\text{disolvente}} = 0,026/0,05 = 0,52 \text{ g } H_2O$$

**49.-** ¿Cuál será la presión de vapor de una disolución de 32 g de NaOH y 640 g de agua a 25 °C?. Presión de vapor del agua en estado puro = 23,776 mmHg

**Resolución:**

$$m_{\text{soluta}} = 32 \text{ g NaOH}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 640 \text{ g}$$

$$t = 25 \text{ °C}$$

$$P_0 (\text{disolvente puro}) = 23,776 \text{ mmHg}$$

$$M_m \text{ NaOH} = 40 \text{ u (calcular y comprobar)}$$

$$M_m \text{ H}_2\text{O} = 18 \text{ u (calcular y comprobar)}$$

Recordemos que la presión de vapor de la disolución ( $P'$ ) viene dada por la ecuación:

$$P' = P_0 \cdot X_d$$

Recordemos que:

$$X_d = \text{moles disolvente} / (\text{moles disolvente} + \text{moles soluto})$$

$$\text{Moles disolvente} = m_{\text{disolvente}}/M_m = 640/18 = 35,55$$

$$\text{Moles soluto} = m_{\text{soluta}}/M_m = 32/40 = 0,8$$

Ya podemos conocer  $X_d$ :

$$X_d = 35,55 / (35,55 + 0,8) = 35,55 / 36,35 = 0,97$$

Luego:

$$P' = 23,777 \text{ mmHg} \cdot 0,97 = 23,06 \text{ mmHg}$$

Comprobamos como la presión de vapor de una disolución *disminuye* con respecto a la presión de vapor del *disolvente puro*.

**50.-** Calcula la presión de vapor a 20 °C de 2 litros de una disolución que contiene glucosa en una concentración de 0,407 M y cuya  $d = 1,026$  g/mL.  $P_o$  a 20 °C = 17,546 mmHg

**Resolución:**

**Mm**  $C_6H_{12}O_6 = 180 \text{ u}$  (calcular y comprobar)

**Mm**  $H_2O = 18 \text{ u}$  (calcular y comprobar)

$V = 2 \text{ L} = 2000 \text{ mL}$  ;  $0,47 \text{ M}$  ;  $d = 1,026 \text{ g/mL}$ .

La presión de vapor de la disolución viene dada por la expresión matemática:

$$P' = P_o \cdot X_d$$

Vamos a calcular  $X_d$ :

$$M = m_{\text{soluto}} / [(Mm \cdot V(L))]$$

$$0,47 = m_{\text{soluto}} / (180 \cdot 2)$$

$$m_{\text{soluto}} = 0,47 \cdot 180 \cdot 2 = 169,2 \text{ g}$$

Mediante la densidad vamos a conocer la masa de la disolución:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = 1,026 \text{ g/mL} \cdot 2000 \text{ mL} = 2052 \text{ g disolución}$$

Se cumple:

$$m_{\text{solute}} + m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}}$$

$$169,2 + m_{\text{disolvente}} = 2052$$

$$m_{\text{disolvente}} = 2052 - 169,2 = 1882,8 \text{ g}$$

$$\text{Moles de disolvente} = m_{\text{disolvente}} / Mm = 1882,8 / 18 = 104,6$$

$$\text{Moles soluto} = m_{\text{solute}} / Mm = 169,2 / 180 = 0,94$$

Volvemos al cálculo de  $X_d$ :

$$X_d = \text{moles disolvente} / (\text{moles soluto} + \text{moles disolvente}) =$$

$$= 104,6 / (0,94 + 104,6) = 104,6 / 105,54 = 0,99$$

Por tanto:

$$P' = 17,546 \text{ mmHg} \cdot 0,99 = 17,37 \text{ mmHg}$$

**51.-** ¿Cuál es el punto de ebullición de una solución acuosa de sacarosa ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) 1,25 m.  
(De tablas, para el agua  $K_b = 0,512^\circ\text{C/m}$ )?

**Resolución:**

**$Mm$  Sacarosa  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 342$  (calcular y comprobar)**

Recordemos:

$$\Delta t = K_e \cdot m$$

En donde:

$K_e$  = Const. Ebulloscópica (°C · Kg/mol)

$m$  = molalidad (mol/Kg)

$m = 1,25 \text{ mol/kg}$

$t_0$  = Temperatura de ebullición del agua = 100 °C

$$\Delta t = (t_f - t_0)$$

$$(t_f - t_0) = 0,512^\circ\text{C/mol} \cdot 1,25 \text{ mol} = 0,64^\circ\text{C}$$

La temperatura de ebullición de la disolución se ha incrementado en 0,64°C. La temperatura final de la disolución la obtendremos sumando el incremento de temperatura a la temperatura de ebullición del disolvente puro:

$$t_f = 0,64 + t_0 = 0,64^\circ\text{C} + 100^\circ\text{C} = 100,64^\circ\text{C}$$

**52.-** Calcula el aumento de temperatura de 800 g de agua después de añadirle 36 gramos de glucosa. Mm de la glucosa 180 u.

DATO:  $K_e = 0,52^\circ\text{C/m}$  (constante ebulloscópica)

**Resolución:**

$M_{\text{disolvente}} = 800 \text{ g} = 0,8 \text{ Kg}$

$M_{\text{solute}} = 36 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

Mm Glucosa = 180 u

Recordemos:

$$\Delta t = K_e \cdot m$$

$$m = m_{\text{soluto}} / [Mm \cdot Kg_{\text{disolvente}}]$$

$$m = 36 / (180 \cdot 0,8) = 36 / 144 = 0,25 \text{ m (molal)}$$

Luego:

$$\Delta t = 0,52 \text{ }^\circ\text{C/m} \cdot 0,25 \text{ m} = 0,13 \text{ }^\circ\text{C}$$

La disolución experimenta un aumento de temperatura de  $0,13 \text{ }^\circ\text{C}$  con respecto a la temperatura de ebullición del disolvente puro.

La temperatura de ebullición de la disolución es de:

$$t_{\text{disolución}} = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 0,13 \text{ }^\circ\text{C} = 100,13 \text{ }^\circ\text{C}$$

**53.-** A cuánto ascenderá el punto de ebullición de una disolución que tiene 400 g de agua y 28 g de urea.

DATOS:  $K_e = 0,52 \text{ }^\circ\text{C/m}$  ;  $Mm \text{ urea} = 60 \text{ u}$

**Resolución:**

$$m_{\text{soluto}} = 28 \text{ g}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 400 \text{ g} = 0,4 \text{ Kg}$$

$$Mm \text{ urea} = 60 \text{ u}$$

El incremento de temperatura lo podemos determinar mediante la ecuación:

$$\Delta t = K_e \cdot m$$

$$m = m_{\text{soluto}} / (Mm \cdot Kg_{\text{disolvente}})$$

$$m = 28 / (60 \cdot 0,4) = 28 / 24 = 1,16 \text{ m}$$

Luego:

$$\Delta t = 0,52 \text{ }^\circ\text{C/m} \cdot 1,16 \text{ m} = 0,60 \text{ }^\circ\text{C}$$

La disolución experimenta un aumento de temperatura, respecto al disolvente, de  $0,60 \text{ }^\circ\text{C}$ , luego la disolución tendrá un punto de ebullición de:

$$t_{\text{ebullición}} = 100^{\circ}\text{C} + 0,60^{\circ}\text{C} = 100,60^{\circ}\text{C}$$

**54.-** Calcular el descenso del punto de congelación de una solución acuosa de bromuro de potasio 0,5 m. El punto de fusión del agua es de  $0^{\circ}\text{C}$  y  $k_c = 1,86^{\circ}\text{C}/\text{m}$  (Const. Crioscópica).

**Resolución:**

$$m = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{Kg}^{-1}_{\text{disolvente}}$$

$$\Delta t = ?$$

$$\Delta t = K_c \cdot m$$

$$\Delta t = 1,86^{\circ}\text{C mol} \cdot \text{Kg}^{-1} \cdot 0,5 \text{ Kg/mol} = 0,93^{\circ}\text{C}$$

La **temperatura de congelación** de la disolución sufre un **descenso** de  $0,93^{\circ}\text{C}$  con respecto a la temperatura de congelación del  $\text{H}_2\text{O}$ .

$$t_{\text{congelación disolución}} = 0^{\circ}\text{C} - 0,93^{\circ}\text{C} = - 0,93^{\circ}\text{C}$$

**55.-** Calcula el aumento del punto de ebullición y el descenso del punto de congelación de una disolución que está formada con 640 g de agua y 45 g de urea.  $M_m \text{ urea} = 60 \text{ u}$   
DATOS:  $K_e = 0,52^{\circ}\text{C}/\text{m}$  ;  $K_c = 1,86^{\circ}\text{C}/\text{m}$

**Resolución:**

$$M_m \text{ urea} = 60 \text{ u}$$

$$m_{\text{solute}} = 45 \text{ g}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 640 \text{ g} = 0,640 \text{ Kg}$$

Recordemos:

$$\Delta t = K_e \cdot m$$

$$m = m_{\text{solute}} / (M_m \cdot \text{Kg}_{\text{disolvente}})$$

$$m = 45 / (60 \cdot 0,640) = 45 / 38,4 \text{ m} = 1,17 \text{ m}$$

La variación de temperatura:

$$\Delta t = 0,52 \text{ }^{\circ}\text{C/m} \cdot 1,17 \text{ m} = 0,60 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

La **temperatura de ebullición** de la disolución experimenta una variación de **0,60 °C** (aumento) con respecto a la temperatura de ebullición del disolvente puro (100°C):

Para el punto de congelación (Crioscópia):

$$\Delta t = K_c \cdot m$$

$$m = 1,17 \text{ m}$$

por lo que:

$$\Delta t = 1,86 \text{ }^{\circ}\text{C/m} \cdot 1,17 \text{ m} = 2,17 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

La **temperatura de congelación** de la disolución experimenta un **descenso** de **2,17 °C** con respecto a la temperatura de congelación del disolvente puro.

**56.-** ¿Qué cantidad de soluto se le agregará a 2 litros de agua pura si experimenta una disminución en el punto de congelación de 3,2 °C?  
 $K_c = 1,86^{\circ}\text{C/mol}$

**Resolución:**

$$V_{\text{disolvente}} = 2 \text{ L} = 2000 \text{ mL} ; \text{ como } d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/mL} \rightarrow$$

$$\rightarrow m_{\text{disolvente}} = 2000 \text{ g} = 2 \text{ Kg}$$

Recordemos:

$$\Delta t = K_c \cdot m$$

$$m = n^{\circ} \text{ moles soluto} / \text{Kg}_{\text{disolvente}}$$



Luego:

$$3,2 = 1,86 \cdot n^{\circ} \text{ moles soluto} / 2$$

$$n^{\circ} \text{ moles soluto} = 3,2 \cdot 2 / 1,86 = 3,44$$

Tendremos que añadir al agua **3,44 moles de soluto**.

**57.-** ¿A qué temperatura congelará el agua de un radiador de automóvil si se le agregan 1 litro de dietilenglicol a 2 litros de agua?.  
DATOS: Densidad = 1,118 g/mL ; Mm dietilenglicol = 106 u ;  
Kc = 1,86 °C/m

**Resolución:**

$$V_{\text{solute}} = 1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

$$V_{\text{disolvente}} = 2 \text{ L} ; d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/mL} \rightarrow m_{\text{solute}} = 2 \text{ Kg}$$

$$d_{\text{solute}} = m_{\text{solute}} / V_{\text{solute}}$$

$$m_{\text{solute}} = d_{\text{solute}} \cdot V_{\text{solute}}$$

$$m_{\text{solute}} = 1,118 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1118 \text{ g}$$

$$\Delta t = Kc \cdot m$$

$$m = m_{\text{solute}} / (Mm \cdot Kg_{\text{disolvente}})$$

$$m = 1118 / (106 \cdot 2) = 1118 / 212 = 5,27 \text{ m}$$

Luego:

$$\Delta t = 1,86 \text{ °C/m} \cdot 5,27 \text{ m} = 9,8 \text{ °C}$$

La disolución experimentará una **disminución en la temperatura de congelación**, respecto al disolvente puro, de **9,8 °C** y por lo tanto la disolución congelará a:

$$t_{\text{congelación}} = 0 - 9,8 = - 9,8 \text{ } ^\circ\text{C}$$

**58.-** Averiguar la presión osmótica a 23 °C de una disolución que contiene 200 g de glucosa en un volumen de 1400 mL de disolución.

**Resolución:**

La **presión osmótica** viene determinada por:

$$\pi = [m_{\text{soluta}} / (Mm \cdot V(L))] \cdot R \cdot T$$

$$m_{\text{soluta}} = 200 \text{ g}$$

$$V = 1400 \text{ mL} = 1,4 \text{ L}$$

$$Mm \text{ glucosa} = 180 \text{ u}$$

Luego:

$$\begin{aligned} \pi &= 200 / (180 \cdot 1,4) \cdot 0,082 \cdot (273 + 23) = (200/252) \cdot 0,082 \cdot 296 = \\ &= 19,17 \text{ atm} \end{aligned}$$

**59.-** 5 g de un medicamento no electrolito se disolvieron en 250g de agua, y la solución se sometió a un análisis crioscópico para obtener su peso molecular. Se observó que el descenso del punto de congelación era de 0,120 °C. Calcular el peso molecular del medicamento.

**Resolución:**

$$m_{\text{soluta}} = 5 \text{ g}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 250 \text{ g}$$

$$Kc = 1,86 \text{ } ^\circ\text{C/m}$$

$$\Delta t = 0,120 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Recordemos:

$$\Delta t = Kc \cdot m$$

$$0,120 = 1,86 \cdot 5/Mm \cdot 0,250 ; 0,120 = 37,2/Mm ; 0,120 Mm = 37,2$$

$$Mm = 37,2 / 0,120 = 310 u$$

**60.-** La presión osmótica de una solución de hemoglobina en agua que contiene 124 g/l a 17°C es igual 0,0435 atm. Calcular la masa molecular de la hemoglobina.

**Resolución:**

La **presión osmótica** viene determinada por la expresión:

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

$$0,0435 = [124/(Mm \cdot V)] \cdot R \cdot T$$

$$0,0435 Mm = 124 \cdot 0,082 \cdot (273 + 17)$$

$$Mm = 2948,72 / 0,0435 = 67786,66 u$$

**61.-** Para determinar el peso molecular de la creatinina se purificó una muestra y con ella se preparó una solución de 0,1 g/l. Esta solución ofrece una presión osmótica contra el agua pura de 13 mmHg a 25°C. ¿Cuál es el peso molecular de la creatinina?

**Resolución:**

Sabemos que:

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

$$13/760 = 0,1/Mm \cdot V \cdot R \cdot T ; 0,017 = 0,1/Mm \cdot 0,082 \cdot (273+25)$$

$$0,017 = 2,44/Mm ; 0,017 Mm = 2,44$$

$$Mm = 2,44/0,017 = 143,5 u$$

----- O -----