

## MEZCLAS Y DISOLUCIONES - CUESTIONES Y EJERCICIOS

### Concentración de una disolución

**1º.- Calcula la masa de nitrato de hierro (II),  $Fe(NO_3)_2$ , existente en 100 mL de disolución acuosa al 6 % en masa. Dato: Densidad de la disolución = 1,16 g/mL.**

Calculamos primero la masa de 100 mL de disolución a partir de su densidad:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m(\text{disol.}) = d \cdot V \\ = 1,16 \frac{g}{mL} \cdot 100 \text{ mL} = 116 \text{ g}$$

Luego tenemos 116 g de disolución al 6 % en masa. Por lo tanto, la masa de soluto, nitrato de hierro(II), será:

$$m = \frac{6}{100} \cdot 116 \text{ g} = 6,96 \text{ g } Fe(NO_3)_2$$

----- 000 -----

**2º.- La densidad de 200 mL de disolución de yoduro de potasio en agua al 40 % en masa es de 1,2 g/cm<sup>3</sup>; ¿qué cantidades de soluto y disolvente se hallan presentes?**

La masa de disolución será:

$$m(\text{disol.}) = d \cdot V = 1,2 \frac{g}{mL} \cdot 200 \text{ mL} = 240 \text{ g}$$

La masa de soluto será:

$$m(\text{solute}) = \frac{40}{100} \cdot 240 \text{ g} = 96 \text{ g } KI$$

El resto será disolvente, es decir:

$$m(\text{disolvente}) = 240 \text{ g} - 96 \text{ g} = 144 \text{ g}$$

----- 000 -----

**3º.- Se desea preparar 600 mL de disolución de alcohol en agua al 10 % vol. Calcula las cantidades de alcohol y agua deben mezclarse.**

El volumen de alcohol será:

$$V(\text{alcohol}) = \frac{10}{100} \cdot 600 \text{ mL} = 60 \text{ mL}$$

El resto deberá ser agua, suponiendo aditivos los volúmenes, luego:

$$V(\text{agua}) = 600 \text{ mL} - 60 \text{ mL} = 540 \text{ mL}$$

----- 000 -----

**4º.- El agua de mar contiene un 2,8 % masa de cloruro de sodio y tiene una densidad de 1,02 g/mL a una cierta temperatura. Calcula el volumen de agua de mar necesario para obtener 1 kg de sal.**

Por cada 100 g de agua de mar se obtienen 2,8 g de cloruro de sodio, luego si queremos obtener 1000 g de cloruro de sodio deberemos partir de la siguiente cantidad de agua de mar:

$$m(\text{ag. mar}) = \frac{1000 \text{ g} \cdot 100}{2,8} = 35714,28 \text{ g}$$

A partir de la densidad del agua de mar podemos averiguar el volumen que ocuparía dicha masa, que sería:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{35714,28 \text{ g}}{1,02 \text{ g/mL}} = 35014 \text{ mL} = 35,014 \text{ L}$$

----- 000 -----

**5º.- La cerveza normal tiene un 5 % vol de alcohol. ¿Qué cantidad de alcohol toma una persona que bebe medio litro de cerveza?**

$$V(\text{alcohol}) = \frac{5}{100} \cdot 500 \text{ mL} = 25 \text{ mL}$$

----- 000 -----

**6º.- Determina la concentración en g/L de una disolución que se ha preparado añadiendo 5 g de azúcar a agua hasta tener un volumen total de 100 mL.**

$$\frac{g}{L} = \frac{5 \text{ g}}{0,1 \text{ L}} = 50 \text{ g/L}$$

----- 000 -----

**7º.- Podemos preparar agua similar a la del mar disolviendo 20 g de sal en agua hasta tener un volumen de medio litro. La disolución resultante tiene una densidad de 1,04 kg/L. Calcular la concentración de agua de mar expresada como porcentaje en masa y en g/L.**

Calculamos primero la masa de la disolución:

$$m(\text{disol.}) = d \cdot V = 1,04 \frac{\text{kg}}{\text{L}} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,52 \text{ kg} \\ = 520 \text{ g}$$

Luego las concentraciones serán:

$$\% \text{ masa} = \frac{20 \text{ g}}{520 \text{ g}} \cdot 100 = 3,84 \% \text{ masa}$$

$$\frac{g}{L} = \frac{20 \text{ g}}{0,5 \text{ L}} = 40 \text{ g/L}$$

----- 000 -----

**8º.- Calcula la molaridad de la disolución obtenida al disolver 40 g de bromuro de potasio (KBr) en agua hasta completar 500 mL de disolución.**

**Datos: Masas atómicas: K=39, Br=80**

La molaridad es:  $M = \frac{n(\text{solute})}{V(\text{disolución,L})}$

Calculamos primero el nº de moles de soluto (KBr) que hay en 40 g.

Masa molar(KBr) = 39 + 80 = 119 g/mol

$$n(\text{KBr}) = \frac{m(\text{g})}{M(\frac{\text{g}}{\text{mol}})} = \frac{40 \text{ g}}{119 \text{ g/mol}} = 0,336 \text{ mol}$$

Por lo tanto, la concentración molar de la disolución será:

$$M = \frac{n(\text{solute})}{V(\text{disolución,L})} = \frac{0,336 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,67 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ = 0,67 \text{ M}$$

----- 000 -----

**9º.- Se disuelven 5 mL de ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>) comercial del 70 % de riqueza y de densidad 1,42 g/mL en agua destilada y posteriormente se completa con más agua destilada hasta formar 1 L de disolución. Calcula la molaridad de la misma.**

**Datos: Masas atómicas: H=1, N=14, O=16.**

El volumen final de la disolución es de 1 L. Por lo tanto, para calcular la molaridad deberemos averiguar el nº de moles de HNO<sub>3</sub> que hay presentes. Para ello, deberemos calcular la masa de ácido puro que hay.

La masa de ácido comercial (impuro) la calculamos a través de su densidad y el volumen:

$$m(\text{ácido comercial}) = d \cdot V = 1,42 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 5 \text{ mL} \\ = 7,1 \text{ g}$$

De estos 7,1 g sólo el 70 % es ácido puro, luego:

$$m(\text{ácido puro}) = \frac{70}{100} \cdot 7,1 \text{ g} = 4,97 \text{ g}$$

Y el número de moles de ácido puro será:

Masa molar M(HNO<sub>3</sub>)= 1 + 14 + 16·3= 63 g/mol

$$n(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{g})}{M(\frac{\text{g}}{\text{mol}})} = \frac{4,97 \text{ g}}{63 \text{ g/mol}} = 0,078 \text{ mol}$$

$$M = \frac{n(\text{solute})}{V(\text{disolución,L})} = \frac{0,078 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,078 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ = 0,078 \text{ M}$$

----- 000 -----

**10°.- Queremos preparar 100 mL de una disolución de carbonato de sodio (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) 0,5 M. En el laboratorio disponemos de un recipiente comercial cuya etiqueta indica: carbonato de sodio 92 % de riqueza en masa. ¿Qué cantidad de carbonato de sodio comercial es necesario tomar?**

**Datos: Masas atómicas: Na=23, C=12, O=16.**

El número de moles de carbonato puro necesarios será:

$$n = M \cdot V = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{L} = 0,05 \text{ mol}$$

La masa de carbonato que corresponde a estos moles será:

$$\text{Masa molar } M = 23 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3 = 106 \text{ g/mol}$$

**Datos: Masas atómicas: Na=23, Cl=35,5.**

La cantidad de carbonato comercial que deberemos tomar será mayor que la anterior ya que en el comercial sólo el 92 % es puro. Por lo tanto:

$$m(\text{carbonato comercial}) = \frac{100}{92} \cdot 5,3 \text{ g} = 5,76 \text{ g}$$

----- 000 -----

**11°.- ¿Cuál es la molaridad de una disolución que se prepara disolviendo 5 g de sal (NaCl) en agua hasta tener 100 mL de disolución?**

**Datos: Masas atómicas: Na=23, Cl=35,5.**

Calculamos el nº de moles de soluto:

$$\text{Masa molar } M = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{g})}{M(\frac{\text{g}}{\text{mol}})} = \frac{5 \text{ g}}{58,5 \text{ g/mol}} = 0,085 \text{ mol}$$

Luego la molaridad será:

$$M = \frac{n(\text{soluto})}{V(\text{disolución, L})} = \frac{0,085 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,85 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,85 \text{ M}$$

----- 000 -----

**12°.- Necesitamos preparar 250 mL de una disolución de HCl 0,75 M. Indica cómo lo haremos si disponemos de un ácido comercial del 37 % de riqueza y 1,18 g/mL de densidad.**

**Datos: Masas atómicas: H=1, Cl=35,5.**

Para poder preparar la disolución deberemos conocer la masa del ácido comercial que deberemos tomar.

Vamos a calcular primero la masa de ácido puro necesaria:

$$n(\text{ácido puro}) = M \cdot V = 0,75 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,25 \text{L} = 0,1875 \text{ mol}$$

$$\text{Masa molar } M = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{ácido puro}) = n \cdot M = 0,1875 \text{ mol} \cdot 36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 6,84 \text{ g}$$

Del ácido comercial habrá que tomar una cantidad mayor a la anterior ya que sólo el 37 % es puro, luego:

$$m(\text{ácido comercial}) = \frac{100}{37} \cdot 6,84 \text{ g} = 18,48 \text{ g}$$

El ácido clorhídrico comercial está en estado líquido y en este caso es más fácil medir volúmenes que masas. El volumen de ácido comercial que corresponde a una masa de 18,48 g lo podemos obtener a partir de su densidad:

$$V(\text{ácido comercial}) = \frac{m}{d} = \frac{18,48 \text{ g}}{1,18 \text{ g/mL}} = 15,66 \text{ mL}$$

Luego para preparar la disolución tomaríamos 15,66 mL del ácido comercial y le añadiríamos agua hasta completar un volumen total de disolución de 250 mL.

----- 000 -----

**13°.- Necesitamos administrar a un paciente un suero glucosado (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) al 20 % y de densidad 1,15 g/cm<sup>3</sup>. Calcula:**

**a) La cantidad de glucosa y agua que necesitamos para preparar 3 L de ese suero.  
b) La concentración del suero expresada en g/L.**

**Datos: Masas atómicas: H=1, C=12, O=16.**

a) La masa de disolución que tendrían los 3 L sería:

$$m(\text{suero}) = d \cdot V = 1,15 \frac{g}{mL} \cdot 3000 \text{ mL} = 3450 \text{ g}$$

De esta cantidad el 20 % es glucosa, luego:

$$m(\text{glucosa}) = \frac{20}{100} \cdot 3450 \text{ g} = 690 \text{ g}$$

La cantidad de agua será el resto hasta completar los 3450 g de la disolución, luego:

$$m(\text{agua}) = 3450 \text{ g} - 690 \text{ g} = 2760 \text{ g}$$

b) La concentración en g/L será:

$$\frac{g}{L} = \frac{690 \text{ g}}{3 \text{ L}} = 230 \text{ g/L}$$

----- 000 -----

**14°.- El amoníaco (NH<sub>3</sub>) comercial se vende en disoluciones acuosas que contienen un 28 % en masa de NH<sub>3</sub> y una densidad de 0,89 g/mL. Determina cuál será la concentración molar de la disolución que resulta de diluir en agua 15 mL del amoníaco comercial hasta un volumen de 250 mL.**

**Datos: Masas atómicas: H=1, N=14.**

Los 15 mL de amoníaco comercial tendrán una masa de:

$$m(\text{amoníaco comercial}) = d \cdot V \\ = 0,89 \frac{g}{mL} \cdot 15 \text{ mL} = 13,35 \text{ g}$$

De estos sólo el 28 % es amoníaco puro, luego:

$$m(\text{amoníaco puro}) = \frac{28}{100} \cdot 13,35 \text{ g} = 3,738 \text{ g}$$

Y el número de moles será:

Masa molar M= 1·3 + 14 = 17 g/mol

$$n(\text{NH}_3) = \frac{m(g)}{M(\frac{g}{mol})} = \frac{3,738 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}} = 0,219 \text{ mol}$$

Y la concentración molar de la disolución será:

$$M = \frac{n(\text{solute})}{V(\text{disolución, L})} = \frac{0,219 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 0,879 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ = 0,879 \text{ M}$$

----- 000 -----

**15°.- Calcula la molalidad de una disolución que se prepara mezclando 10 mL de etanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) con 300 mL de agua.**

**Datos: densidad del etanol = 0,8 g/mL , densidad del agua = 1 g/mL.**

**Masas atómicas: C=12 , H=1 , O=16.**

La molalidad es:  $Molal = \frac{n(\text{solute})}{kg \text{ disolvente}}$

El disolvente (agua) tiene una masa de 300 g = 0,3 kg.

Luego sólo deberemos calcular le nº de moles de soluto (etanol) que hay.

$$m(\text{etanol}) = d \cdot V = 0,8 \frac{g}{mL} \cdot 10 \text{ mL} = 8 \text{ g}$$

Masa molar etanol M=12·2 + 1·6 + 16 = 46 g/mol

$$n(\text{etanol}) = \frac{m(g)}{M(\frac{g}{mol})} = \frac{8 \text{ g}}{46 \text{ g/mol}} = 0,173 \text{ mol}$$

Luego la concentración molar de la disolución será:

$$Molal = \frac{n(\text{solute})}{kg \text{ disolvente}} = \frac{0,173 \text{ mol}}{0,3 \text{ kg}} \\ = 0,579 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 0,579 \text{ Molal}$$

----- 000 -----

**16°.- Calcula la fracción molar del soluto en una disolución que se prepara mezclando 10 mL de etanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) con 300 mL de agua. Datos: densidad del etanol = 0,8 g/mL , densidad del agua = 1 g/mL.**

**Masas atómicas: C=12 , H=1 , O=16.**

La fracción molar del soluto es:

$$x_s = \frac{n_s}{n_s + n_d}$$

por lo tanto, deberemos calcular el nº de moles de soluto (etanol) y de disolvente (agua).

nº de moles de soluto (etanol):

$$m(\text{etanol}) = d \cdot V = 0,8 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 10 \text{mL} = 8 \text{ g}$$

Masa molar etanol  $M=12 \cdot 2 + 1 \cdot 6 + 16 = 46$  g/mol

$$n(\text{etanol}) = \frac{m(\text{g})}{M(\frac{\text{g}}{\text{mol}})} = \frac{8 \text{ g}}{46 \text{ g/mol}} = 0,173 \text{ mol}$$

nº de moles de disolvente (agua):

$$n(\text{agua}) = \frac{m(\text{g})}{M(\frac{\text{g}}{\text{mol}})} = \frac{300 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 16,66 \text{ mol}$$

Y la fracción molar del soluto será:

$$x_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{0,173 \text{ mol}}{0,173 \text{ mol} + 16,66 \text{ mol}} = 0,01$$

----- 000 -----

**17º.- Indica cómo prepararías 250 cm<sup>3</sup> de disolución 0,5 M de ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>), si dispones de ácido nítrico comercial del 70 % de riqueza y densidad 1,42 g/mL, y no tienes balanza.**

**Datos: Masas atómicas: H=1, N=14, O=16.**

Si no disponemos de balanza implica que no podremos medir masas y, por lo tanto, deberemos obtener el volumen de ácido comercial necesario.

La masa de ácido puro sería:

$$n(\text{ácido puro}) = M \cdot V = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,25 \text{L} = 0,125 \text{ mol}$$

$$m(\text{ácido puro}) = n \cdot M = 0,125 \text{ mol} \cdot 63 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 7,875 \text{ g}$$

La masa de ácido comercial será:

$$m(\text{ácido comercial}) = \frac{100}{70} \cdot 7,875 \text{ g} = 11,25 \text{ g}$$

Que corresponderá a un volumen de:

$$V(\text{ácido comercial}) = \frac{m}{d} = \frac{11,25 \text{ g}}{1,42 \text{ g/mL}} = 7,92 \text{ mL}$$

----- 000 -----

**18º.- Un ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) concentrado tiene una densidad de 1,8 g/cm<sup>3</sup> y una pureza del 90,5 %. Calcula:**

**a) Su concentración en g/L.**

**b) El volumen necesario para preparar ¼ L de disolución 0,2 M.**

**Datos: Masas atómicas: H=1, S=32, O=16.**

a) Tomaremos una cantidad cualquiera de ácido concentrado, por ejemplo, 1 L. Su masa sería:

$$m(\text{ácido concentrado}) = d \cdot V = 1,8 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 1000 \text{ mL} = 1800 \text{ g}$$

Que corresponde a una masa de ácido puro de:

$$m(\text{ácido puro}) = \frac{90,5}{100} \cdot 1800 \text{ g} = 1629 \text{ g}$$

Luego la concentración en g/L será:

$$\frac{\text{g}}{\text{L}} = \frac{1629 \text{ g}}{1 \text{ L}} = 1629 \text{ g/L}$$

b) Para preparar 1/4 L (250 mL) de disolución 0,2 M necesitaremos de ácido puro lo siguiente:

$$n(\text{ácido puro}) = M \cdot V = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,25 \text{L} = 0,05 \text{ mol}$$

$$m(\text{ácido puro}) = n \cdot M = 0,05 \text{ mol} \cdot 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 4,9 \text{ g}$$

La masa de ácido concentrado necesaria será:

$$m(\text{ácido concentrado}) = \frac{100}{90,5} \cdot 4,9 \text{ g} = 5,41 \text{ g}$$

Que corresponde a un volumen de:

$$V(\text{ácido concentrado}) = \frac{m}{d} = \frac{5,41 \text{ g}}{1,8 \text{ g/mL}} = 3 \text{ mL}$$

----- 000 -----

**19º.- Se disuelven en agua 100 g de hidróxido de potasio (KOH) hasta obtener 2 L de disolución. Sabiendo que la densidad de la misma a 20 °C, es de 1,01 g/cm<sup>3</sup>, calcula:**

- La concentración en % en masa.
- la molaridad.
- la molalidad.
- las fracciones molares del soluto y disolvente.

**Datos: Masas atómicas: H=1 , K=39, O=16.**

- a) La masa de la disolución será:

$$m(\text{disolución}) = d \cdot V = 1,01 \frac{\text{g}}{\text{ml}} \cdot 2000 \text{ mL} \\ = 2020 \text{ g}$$

Luego:

$$\% \text{ masa} = \frac{100 \text{ g}}{2020 \text{ g}} \cdot 100 = 4,95 \% \text{ masa}$$

- b) El número de moles de soluto será:

$$n(\text{soluto}) = \frac{m(\text{g})}{M(\frac{\text{g}}{\text{mol}})} = \frac{100 \text{ g}}{56 \text{ g/mol}} = 1,78 \text{ mol}$$

$$M = \frac{n(\text{soluto})}{V(\text{disolución, L})} = \frac{1,78 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,89 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ = 0,89 \text{ M}$$

- c) La masa de disolvente que hay en la disolución será:

$$m(\text{disolvente}) = 2020 \text{ g} - 100 \text{ g} = 1920 \text{ g}$$

$$\text{Molal} = \frac{n(\text{soluto})}{\text{kg disolvente}} = \frac{1,78 \text{ mol}}{1,92 \text{ kg}} = 0,927 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \\ = 0,927 \text{ Molal}$$

- d) El n° de moles de disolvente (agua) será:

$$n_d = \frac{1920 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 106,66 \text{ mol}$$

Por lo tanto, las fracciones molares serán:

$$x_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{1,78 \text{ mol}}{1,78 \text{ mol} + 106,66 \text{ mol}} = 0,016$$

$$x_d = \frac{n_d}{n_s + n_d} = \frac{106,66 \text{ mol}}{1,78 \text{ mol} + 106,66 \text{ mol}} = 0,98$$

La fracción molar del disolvente, una vez conocida la del soluto, también se podrían haber calculado como:

$$x_d = 1 - x_s = 1 - 0,016 = 0,98$$

----- 000 -----

**20º.- Indica cuál será la concentración de la disolución que resulta de mezclar 10 mL de un ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) del 96 % de riqueza y 1,85 g/mL de densidad con 130 mL de disolución 0,5 M en sulfúrico. Se supone que los volúmenes son aditivos.**

**Datos: Masas atómicas: H=1 , S=32, O=16.**

En este caso se va a preparar una disolución final a partir de la mezcla de dos disoluciones iniciales diferentes.

Es importante tener en cuenta que:

1º. El volumen de la disolución final será la suma de los volúmenes de las dos disoluciones de partida. En este caso se cumplirá que:

$$V_f = 10 \text{ mL} + 130 \text{ mL} = 140 \text{ mL}$$

2º. En n° de moles de soluto (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) presentes en la disolución final será la suma de los que hay en cada una de las disoluciones de partida. Vamos a calcularlos.

cálculo n° moles de soluto en la 1ª disolución

10 mL de ácido al 96 % masa y d=1,85 g/mL

La masa de la disolución será:

$$m(\text{disolución}) = d \cdot V = 1,85 \frac{\text{g}}{\text{ml}} \cdot 10 \text{ mL} \\ = 18,5 \text{ g}$$

De estos 18,5 g sólo el 96 % es ácido puro, luego:

$$m(\text{ácido puro}) = \frac{96}{100} \cdot 18,5 \text{ g} = 17,76 \text{ g}$$

El nº de moles presente en esta masa será:

$$n_1 = \frac{17,76 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0,181 \text{ mol}$$

cálculo nº moles de soluto en la 2ª disolución

130 mL de disolución 0.5 M

En nº de moles de soluto presentes será:

$$n_2 = M \cdot V = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,13 \text{ L} = 0,065 \text{ mol}$$

Luego, el nº de moles de soluto presentes en la disolución final será:

$$n_f = n_1 + n_2 = 0,246 \text{ mol}$$

Y la concentración de la disolución final será:

$$M = \frac{n(\text{soluto})}{V(\text{disolución, L})} = \frac{0,246 \text{ mol}}{0,14 \text{ L}} = 1,75 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 1,75 \text{ M}$$

----- 000 -----

**21º.- Tenemos una disolución de HCl 5 M y densidad 1,1 g/mL. Determina su concentración expresada como molalidad, fracción molar del soluto y g/L.**

**Datos: Masas atómicas: H=1 , Cl=35,5**

Tomaremos una cantidad de disolución de 1 litro, por ejemplo. Vamos a calcular en este volumen que hemos tomado la cantidad de soluto (HCl) que hay y la de disolvente (agua).

El nº de moles de soluto será:

$$n(\text{soluto}) = M \cdot V = 5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 1 \text{ L} = 5 \text{ mol}$$

Que corresponde a una masa de:

$$m(\text{soluto}) = n \cdot M = 5 \text{ mol} \cdot 36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 182,5 \text{ g}$$

La masa del litro de disolución será:

$$m(\text{disolución}) = d \cdot V = 1,1 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 1000 \text{ mL} = 1100 \text{ g}$$

Por lo tanto la masa de disolvente (agua) será:

$$m(\text{agua}) = m(\text{disolución}) - m(\text{soluto}) = 917,5 \text{ g}$$

Que corresponden a un nº de moles igual a:

$$n(\text{agua}) = \frac{917,5 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 50,97 \text{ mol}$$

Con los datos que ya hemos calculado podremos averiguar la concentración de la disolución en las distintas unidades que nos piden.

Molalidad

$$\text{Molal} = \frac{n(\text{soluto})}{\text{kg disolvente}} = \frac{5 \text{ mol}}{0,9175 \text{ kg}} = 5,45 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 5,45 \text{ Molal}$$

x<sub>s</sub>

$$x_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{5 \text{ mol}}{5 \text{ mol} + 50,97 \text{ mol}} = 0,089$$

g/L

$$\frac{\text{g}}{\text{L}} = \frac{182,5 \text{ g}}{1 \text{ L}} = 182,5 \text{ g/L}$$

*Nota: Si en lugar de elegir inicialmente 1 L como volumen de disolución se hubiese elegido otra cantidad ( 2 L, 100 mL, etc.) los resultados finales de las concentraciones hubiesen sido los mismos ya que los cálculos de la masa y nº de moles serían proporcionales.*

----- 000 -----

**22º.- Determina la molalidad de:**

**a) Una disolución obtenida disolviendo 10 g de hidróxido de sodio (NaOH) en 200 mL de agua.**

**b) Una disolución de KNO<sub>3</sub> al 20 % en masa. Datos: Masas atómicas: H=1 , Na=23, O=16, N=14, K=39.**

**Densidad del agua = 1 g/mL**

a) El nº de moles de hidróxido de sodio será:

$$n = \frac{10 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,25 \text{ mol}$$

Y como 200 mL de agua son 200 g, tendremos que:

$$\text{Molal} = \frac{n(\text{solute})}{\text{kg disolvente}} = \frac{0,25 \text{ mol}}{0,2 \text{ kg}} = 1,25 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \\ = 1,25 \text{ Molal}$$

b) Como no nos dicen la cantidad de disolución tomaremos una cualquiera, por ejemplo 100 g de disolución.

Como es al 20 % en masa, significa que en los 100 g de disolución habrá 20 g de soluto ( $\text{KNO}_3$ ) y 80 g de disolvente (agua).

El nº de moles de soluto será:

$$n = \frac{20 \text{ g}}{101 \text{ g/mol}} = 0,198 \text{ mol}$$

Luego, la concentración molal de la disolución será:

$$\text{Molal} = \frac{n(\text{solute})}{\text{kg disolvente}} = \frac{0,198 \text{ mol}}{0,08 \text{ kg}} = 2,47 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \\ = 2,47 \text{ Molal}$$

----- 000 -----

**23º.- Hallar la cantidad en gramos de nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ ) y agua destilada necesarios para preparar un volumen de 250  $\text{cm}^3$  de disolución al 20 %. La densidad de la disolución es 1,2  $\text{g/cm}^3$ .**

La masa de la disolución será:

$$m(\text{disolución}) = d \cdot V = 1,2 \frac{\text{g}}{\text{ml}} \cdot 250 \text{ mL} \\ = 300 \text{ g}$$

El 20 % es de soluto, luego:

$$m(\text{solute}) = \frac{20}{100} \cdot 300 \text{ g} = 60 \text{ g}$$

y la de agua será:

$$m(\text{agua}) = m(\text{disolución}) - m(\text{solute}) \\ = 300 \text{ g} - 60 \text{ g} = 240 \text{ g}$$

Luego, para preparar la disolución será necesario mezclar 60 g de  $\text{KNO}_3$  y 240 g de agua.

----- 000 -----

**24º.- Halla las fracciones molares de los componentes de una disolución que se ha obtenido al disolver 2 g de hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ) en 100 mL de agua.**

**Datos: Masas atómicas: H=1, Na=23, O=16, Densidad del agua = 1  $\text{g/mL}$**

El nº de moles de soluto será:

$$n_s = \frac{2 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,05 \text{ mol}$$

Y el de disolvente, teniendo en cuenta que 100 mL de agua tienen una masa de 100 g, será:

$$n_d = \frac{100 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 5,55 \text{ mol}$$

Luego las fracciones molares del soluto y el disolvente serán:

$$x_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{0,05 \text{ mol}}{0,05 \text{ mol} + 5,55 \text{ mol}} = 0,0089$$

$$x_d = \frac{n_d}{n_s + n_d} = \frac{5,55 \text{ mol}}{0,05 \text{ mol} + 5,55 \text{ mol}} = 0,99$$

----- 000 -----

**25º.- Tomamos 10 mL de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) comercial al 96 % y de densidad 1,84  $\text{g/mL}$  y lo añadimos a un matraz de  $\frac{1}{2}$  L lleno hasta la mitad de agua destilada. Agitamos la mezcla y añadimos más agua destilada hasta el nivel de  $\frac{1}{2}$  L. Indica la molaridad y la molalidad de la disolución así preparada.**

**Datos: Masas atómicas: H=1, S=32, O=16,**

a) Cálculo de la Molaridad

El volumen de la disolución final es de 0,5 L.

Vamos a calcular la cantidad (en moles) que hay de soluto, ácido puro.

La masa de ácido comercial será:

$$m(\text{ácido comercial}) = d \cdot V = 1,84 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 10 \text{ mL} \\ = 18,4 \text{ g}$$

Y de estos será puro:

$$m(\text{ácido puro}) = \frac{96}{100} \cdot 18,4 \text{ g} = 17,66 \text{ g}$$

Que corresponde a un nº de moles igual a:

$$n(\text{ácido puro}) = \frac{17,66 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0,18 \text{ mol}$$

Luego, la molaridad será:

$$M = \frac{n(\text{solute})}{V(\text{disolución, L})} = \frac{0,18 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,36 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ = 0,36 \text{ M}$$

b) Cálculo de la Molalidad.

Para ello deberemos saber que masa de agua hay al final en la disolución.

El agua que había inicialmente en el matraz era de 250 mL ( 250 g ).

Si le echamos 10 mL de ácido comercial y completamos con agua hasta el medio litro, significa que le hemos añadido 240 mL (240 g) de agua.

Por lo tanto, tendríamos en total 490 g de agua.

Ahora bien, en los 10 mL de ácido comercial contiene también una cantidad de agua (el 4 %) que será:

$$m(\text{agua en ácido comercial}) = \frac{4}{100} \cdot 18,4 \text{ g} \\ = 0,736 \text{ g}$$

Por lo tanto, la masa total de agua en el matraz será de 490,736 g. Y la concentración molal de la disolución será:

$$\text{Molal} = \frac{n(\text{solute})}{\text{kg disolvente}} = \frac{0,18 \text{ mol}}{0,490736 \text{ kg}} \\ = 0,366 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 0,366 \text{ Molal}$$

----- 000 -----

**26º.- Queremos preparar 2 L de disolución de ácido clorhídrico 0,5 M. Calcula el volumen de HCl comercial al 37,5 % y densidad 1,19 g/cm<sup>3</sup> que debemos añadir al matraz aforado, así como la cantidad de agua destilada necesaria para completar el volumen de disolución.**

**Datos: Masas atómicas: H=1 , Cl=35,5**

La cantidad de HCl puro necesaria será:

$$n(\text{HCl puro}) = M \cdot V = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 2 \text{ L} = 1 \text{ mol}$$

que corresponde a una masa de:

$$m(\text{HCl puro}) = n \cdot M = 1 \text{ mol} \cdot 36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \\ = 36,5 \text{ g}$$

La masa de ácido comercial será mayor que la anterior, de la forma:

$$m(\text{HCl comercial}) = \frac{100}{37,5} \cdot 36,5 \text{ g} = 97,33 \text{ g}$$

Que ocupará un volumen de:

$$V(\text{HCl comercial}) = \frac{m}{d} = \frac{97,33 \text{ g}}{1,19 \text{ g/mL}} = 81,79 \text{ mL}$$

La cantidad de agua necesaria será el resto hasta completar los 2 L, es decir:

$$V(\text{agua}) = 2000 \text{ mL} - 81,79 \text{ mL} = 1918,21 \text{ mL}$$

----- 000 -----

### Presiones parciales de los gases

**27º.- En una ampolla se introducen 20 g de gas H<sub>2</sub> y 50 g de N<sub>2</sub>. Si el manómetro indica que la presión en la ampolla es de 1200 mmHg ¿cuál es la presión que ejerce cada gas?**

**Datos: Masas atómicas: H=1 , N=14.**

La presión parcial de un gas viene dada por la expresión:

$$p_i = x_i \cdot P$$

donde  $x_i$  es la fracción molar del gas y  $P$  es la presión total en el recipiente.

En nuestro caso  $P = 1200 \text{ mmHg}$ , luego tendremos que calcular la fracción molar de cada uno de los gases en el recipiente para poder calcular la presión parcial que ejerce cada uno.

$$n(\text{H}_2) = \frac{20 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 10 \text{ mol}$$

$$n(\text{N}_2) = \frac{50 \text{ g}}{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,78 \text{ mol}$$

Las fracciones molares de cada uno serán:

$$x_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} = \frac{10 \text{ mol}}{10 \text{ mol} + 1,78 \text{ mol}} = 0,848$$

$$x_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} = \frac{1,78 \text{ mol}}{10 \text{ mol} + 1,78 \text{ mol}} = 0,151$$

Las presiones parciales que ejerce cada gase serán:

$$p_{\text{H}_2} = x_{\text{H}_2} \cdot P = 0,848 \cdot 1200 \text{ mmHg} = 1017,6 \text{ mmHg}$$

$$p_{\text{N}_2} = x_{\text{N}_2} \cdot P = 0,151 \cdot 1200 \text{ mmHg} = 181,2 \text{ mmHg}$$

Una vez calculada la presión parcial del  $\text{H}_2$ , podríamos haber calculado también la del  $\text{N}_2$  teniendo en cuenta que debe cumplirse que:

$$P = p_{\text{H}_2} + p_{\text{N}_2}$$

y el resultado hubiese sido el mismo.

----- 000 -----

**28°.- En un recipiente tenemos una mezcla de gases formada por 5 g de helio (He), 5 g de nitrógeno ( $\text{N}_2$ ) y 5 g de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ). Si la presión en el recipiente es 1,2 atm, ¿cuál es la presión que ejerce cada componente.**

**Datos: Masas atómicas:  $\text{H}_e=4$  ,  $\text{N}=14$  ,  $\text{C}=12$  ,  $\text{O}=16$ .**

Realizamos los mismos cálculos que en el ejercicio anterior:

$$n(\text{He}) = \frac{5 \text{ g}}{4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,25 \text{ mol}$$

$$n(\text{N}_2) = \frac{5 \text{ g}}{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,178 \text{ mol}$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{5 \text{ g}}{44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,113 \text{ mol}$$

Las fracciones molares de cada uno serán:

$$x_{\text{He}} = \frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{He}} + n_{\text{N}_2} + n_{\text{CO}_2}} = \frac{1,25 \text{ mol}}{1,25 \text{ mol} + 0,178 \text{ mol} + 0,113 \text{ mol}} = 0,811$$

$$x_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{He}} + n_{\text{N}_2} + n_{\text{CO}_2}} = \frac{0,178 \text{ mol}}{1,25 \text{ mol} + 0,178 \text{ mol} + 0,113 \text{ mol}} = 0,115$$

$$x_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_{\text{He}} + n_{\text{N}_2} + n_{\text{CO}_2}} = \frac{0,113 \text{ mol}}{1,25 \text{ mol} + 0,178 \text{ mol} + 0,113 \text{ mol}} = 0,073$$

y finalmente las presiones parciales que ejercen cada uno de ellos serán:

$$p_{\text{He}} = x_{\text{He}} \cdot P = 0,811 \cdot 1,2 \text{ atm} = 0,973 \text{ atm}$$

$$p_{\text{N}_2} = x_{\text{N}_2} \cdot P = 0,115 \cdot 1,2 \text{ atm} = 0,138 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CO}_2} = x_{\text{CO}_2} \cdot P = 0,073 \cdot 1,2 \text{ atm} = 0,088 \text{ atm}$$

idéntico resultado se obtendría para la presión parcial del  $\text{CO}_2$  si la calculamos de la forma:

$$p_{\text{CO}_2} = P - (p_{\text{He}} + p_{\text{N}_2}) = 1,2 \text{ atm} - (0,973 \text{ atm} + 0,138 \text{ atm}) = 0,089 \text{ atm}$$

----- 000 -----

**29°.- Tenemos una bombona de 6 L que contiene gas nitrógeno (N<sub>2</sub>) a la presión de 4 atm y otra bombona de 8 L que contiene gas hidrógeno (H<sub>2</sub>) a la presión de 9 atm. Se conectan ambas bombonas haciendo que la temperatura se mantenga en 25 °C durante todo el proceso. Calcula la presión total al final del proceso y la presión que ejerce cada gas en la mezcla.**

**Datos: Masas atómicas: H=1 , N=14.**

Calculamos el n° de moles que hay de cada gas en los recipientes iniciales aplicando la ley general de los gases.

$$n_{H_2} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{9 \text{ atm} \cdot 8 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}} = 2,94 \text{ mol}$$

$$n_{N_2} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{4 \text{ atm} \cdot 6 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}} = 0,982 \text{ mol}$$

Al conectar las dos bombonas las cantidades, en moles, de los gases no cambiarán pero si el volumen que ocupan que pasará a ser ahora de 14 L. Por lo tanto, al ocupar un volumen mayor la presión que ejerce cada gas será menor.

$$p_{H_2} = \frac{n_{H_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{2,94 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{14 \text{ L}} = 5,13 \text{ atm}$$

$$p_{N_2} = \frac{n_{N_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,982 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{14 \text{ L}} = 1,71 \text{ atm}$$

Y la presión total será:

$$P = p_{H_2} + p_{N_2} = 6,84 \text{ atm}$$

----- 000 -----

### Propiedades coligativas de las disoluciones

**30°.- A 100 °C la presión de vapor del agua es 760 mm Hg. Determina cuál será la presión de vapor de la disolución que resulta de mezclar 30 g de glicerina (CH<sub>2</sub>OH-CHOH-CH<sub>2</sub>OH) con 80 g de agua.**

**Datos: Masas atómicas: H=1 , C=12, O=16.**

Según la ley de Raoult:

$$\Delta P = P_0 \cdot x_s$$

donde ΔP es el descenso que se produce en la presión de vapor de una disolución con respecto a la presión de vapor del disolvente puro, P<sub>0</sub> es la presión de vapor del disolvente puro y x<sub>s</sub> es la fracción molar del soluto.

En este caso P<sub>0</sub> = 760 mmHg.

Para calcular x<sub>s</sub> necesitamos conocer el n° de moles de soluto (glicerina) y disolvente (agua).

$$n(\text{glicerina}) = \frac{30 \text{ g}}{92 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,326 \text{ mol}$$

$$n(\text{agua}) = \frac{80 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4,444 \text{ mol}$$

Luego:

$$x_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{0,326 \text{ mol}}{0,326 \text{ mol} + 4,444 \text{ mol}} = 0,068$$

Y el descenso que experimenta la presión de vapor al disolver la glicerina en el agua será:

$$\Delta P = P_0 \cdot x_s = 760 \text{ mmHg} \cdot 0,068 = 51 \text{ mmHg}$$

Por lo tanto, si la presión de vapor del agua es de 760 mmHg y al disolver en ella la glicerina desciende en 51 mmHg, la presión de vapor de la disolución será:

$$P(\text{disolución}) = 760 \text{ mmHg} - 51 \text{ mmHg} = 709 \text{ mmHg}$$

----- 000 -----

**31°.- ¿Cuál será el punto de ebullición de una disolución que se prepara disolviendo 150 g de sacarosa (C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>) en 250 g de agua.**

**Datos:** K<sub>e</sub>(agua) = 0,51 °C·kg/mol.

**Masas atómicas:** H=1, C=12, O=16.

El aumento del punto de ebullición de una disolución con respecto al del disolvente puro viene dado por:

$$\Delta t = K_e \cdot Molal$$

Vamos a calcular primero la concentración Molal de la disolución:

$$n(\text{sacarosa}) = \frac{150 \text{ g}}{342 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,438 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} Molal &= \frac{n(\text{solute})}{kg \text{ disolvente}} = \frac{0,438 \text{ mol}}{0,25 \text{ kg}} \\ &= 1,754 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 1,754 \text{ Molal} \end{aligned}$$

Luego:

$$\begin{aligned} \Delta t &= K_e \cdot Molal = 0,51 \frac{\text{°C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot 1,754 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \\ &= 0,89 \text{ °C} \end{aligned}$$

Como el agua pura hierve a 100 °C, la disolución lo hará a 100,89 °C.

----- 000 -----

**32°.- ¿Hasta qué temperatura podremos enfriar una mezcla de 150 g de sacarosa (C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>) y 250 g de agua sin que llegue a congelar?.**

**Dato:** K<sub>c</sub>(agua) = 1,86 °C·kg/mol.

**Masas atómicas:** H=1, C=12, O=16.

La mezcla es la misma del ejercicio anterior, luego su concentración Molal será de 1,754 Molal.

El descenso que se produce en el punto de fusión de una disolución con respecto al del disolvente puro viene dado por:

$$\begin{aligned} \Delta t &= K_c \cdot Molal = 1,86 \frac{\text{°C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot 1,754 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \\ &= 3,262 \text{ °C} \end{aligned}$$

Como el agua pura congela a 0 °C, la disolución no congelará hasta los - 3,262 °C.

----- 000 -----

**33°.- Calcula la presión de vapor de la disolución obtenida al mezclar 500 cm<sup>3</sup> de agua y 100 g de azúcar (C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>).**

**Dato:** presión de vapor del agua a la temperatura de la mezcla = 55,5 mmHg.

**Masas atómicas:** H=1, C=12, O=16.

Según la ley de Raoult:

$$\Delta P = P_0 \cdot x_s$$

donde ΔP es el descenso que se produce en la presión de vapor de una disolución con respecto a la presión de vapor del disolvente puro, P<sub>0</sub> es la presión de vapor del disolvente puro y x<sub>s</sub> es la fracción molar del soluto.

En este caso P<sub>0</sub> = 55,5 mmHg.

Para calcular x<sub>s</sub> necesitamos conocer el nº de moles de soluto (azúcar) y disolvente (agua).

$$n(\text{azúcar}) = \frac{100 \text{ g}}{342 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,292 \text{ mol}$$

$$n(\text{agua}) = \frac{500 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 27,77 \text{ mol}$$

Luego:

$$x_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{0,292 \text{ mol}}{0,292 \text{ mol} + 27,77 \text{ mol}} = 0,01$$

Y el descenso que experimenta la presión de vapor al disolver el azúcar en el agua será:

$$\begin{aligned} \Delta P &= P_0 \cdot x_s = 55,5 \text{ mmHg} \cdot 0,01 \\ &= 0,555 \text{ mmHg} \end{aligned}$$

Por lo tanto, si la presión de vapor del agua es de 55,5 mmHg y al disolver en ella la glicerina desciende en 0,555 mmHg, la presión de vapor de la disolución será:

$$P(\text{disolución}) = 55,5 \text{ mmHg} - 0,555 \text{ mmHg} \\ = 54,945 \text{ mmHg}$$

----- 000 -----

**34°.-** Calcula la masa molar de un azúcar sabiendo que si se disuelven 87,3 g de este azúcar en medio litro de agua, la disolución congela a  $-1,8 \text{ }^\circ\text{C}$ . Dato:  $K_c(\text{agua}) = 1,86 \text{ }^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol}$ .

La molalidad de la disolución será:

$$\text{Molal} = \frac{\Delta t}{K_c} = \frac{1,8 \text{ }^\circ\text{C}}{1,86 \frac{\text{ }^\circ\text{C}\cdot\text{kg}}{\text{mol}}} = 0,967 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

El nº de moles de soluto que debe haber es de:

$$n(\text{alcohol}) = \text{Molal} \cdot \text{kg}(\text{disolvente}) \\ = 0,967 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \cdot 0,5 \text{ kg} \\ = 0,483 \text{ mol}$$

Y como el nº de moles lo calculamos como:

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

donde M es la masa molar del soluto (alcohol), tendremos que:

$$M = \frac{m}{n} = \frac{87,3 \text{ g}}{0,483 \text{ mol}} = 180,74 \text{ g/mol}$$

----- 000 -----

**35°.-** Calcula la  $K_c$  de un disolvente sabiendo que al añadir 300 g de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) a 1,5 L de disolvente se produce un descenso crioscópico de  $2,06 \text{ }^\circ\text{C}$ ?

El nº de moles de soluto será:

$$n(\text{glucosa}) = \frac{300 \text{ g}}{180 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,66 \text{ mol}$$

y la molalidad de la disolución:

$$\text{Molal} = \frac{n(\text{soluto})}{\text{kg disolvente}} = \frac{1,66 \text{ mol}}{1,5 \text{ kg}} = 1,11 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \\ = 1,11 \text{ Molal}$$

Luego:

$$K_c = \frac{\Delta t}{\text{Molal}} = \frac{2,06 \text{ }^\circ\text{C}}{1,11 \text{ mol/kg}} = 1,85 \frac{\text{ }^\circ\text{C}\cdot\text{kg}}{\text{mol}}$$

----- 000 -----

**36°.-** Calcula la masa molar de un alcohol sabiendo que una mezcla de 2 L de agua y  $\frac{1}{2}$  L de ese alcohol, del 96 % y densidad de  $0,8 \text{ g/cm}^3$ , produce un descenso crioscópico de  $7,7 \text{ }^\circ\text{C}$ .

Dato:  $K_c(\text{agua}) = 1,86 \text{ }^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol}$ .

La molalidad de la disolución será:

$$\text{Molal} = \frac{\Delta t}{K_c} = \frac{7,7 \text{ }^\circ\text{C}}{1,86 \frac{\text{ }^\circ\text{C}\cdot\text{kg}}{\text{mol}}} = 4,13 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

El nº de moles de soluto que debe haber es de:

$$n(\text{alcohol}) = \text{Molal} \cdot \text{kg}(\text{disolvente}) \\ = 4,13 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \cdot 2 \text{ kg} = 8,26 \text{ mol}$$

Y como el nº de moles lo calculamos como:

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

donde M es la masa molar del soluto (alcohol), para poder calcularla necesitamos averiguar qué masa de alcohol hay en la disolución.

La masa de alcohol comercial será:

$$m(\text{alc. comercial}) = d \cdot V = 0,8 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 500 \text{ mL} \\ = 400 \text{ g}$$

De estos serán alcohol puro:

$$m(\text{alc. puro}) = \frac{96}{100} \cdot 400 \text{ g} = 384 \text{ g}$$

Luego, la masa molar del alcohol será:

$$M = \frac{m}{n} = \frac{384 \text{ g}}{8,26 \text{ mol}} = 46,48 \text{ g/mol}$$

----- 000 -----

**37°.- ¿A qué temperatura hierve una disolución formada por 9,2 g de glicerina ( $C_3H_8O_3$ ) y 100 g de agua (a presión normal)? Dato:  $K_e(\text{agua}) = 0,51 \text{ }^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol}$ .**

El aumento del punto de ebullición de una disolución con respecto al del disolvente puro viene dado por:

$$\Delta t = K_e \cdot \text{Molal}$$

Vamos a calcular primero la concentración Molal de la disolución:

$$n(\text{glicerina}) = \frac{9,2 \text{ g}}{92 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,1 \text{ mol}$$

$$\text{Molal} = \frac{n(\text{solute})}{\text{kg disolvente}} = \frac{0,1 \text{ mol}}{0,1 \text{ kg}} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 1 \text{ Molal}$$

Luego:

$$\Delta t = K_e \cdot \text{Molal} = 0,51 \frac{^\circ\text{C}\cdot\text{kg}}{\text{mol}} \cdot 1 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 0,51 \text{ }^\circ\text{C}$$

Como el agua pura hierve a 100 °C, la disolución lo hará a 100,51 °C.

----- 000 -----

**38°.- Se disuelven 2,3 g de un hidrocarburo en 97,7 g de benceno ( $C_6H_6$ ). La presión de vapor de la disolución a 20 °C es de 73,62 mmHg, y la del benceno es de 74,66 mmHg. Hallar la masa molar del hidrocarburo.**

El descenso que se produce en la presión de vapor es:

$$\Delta P = 74,66 \text{ mmHg} - 73,62 \text{ mmHg} = 1,04 \text{ mmHg}$$

y como:

$$\Delta P = P_0 \cdot x_s \rightarrow x_s = \frac{1,04 \text{ mmHg}}{74,66 \text{ mmHg}} = 0,0139$$

La fracción molar de soluto viene dada por:

$$x_s = \frac{n_s}{n_s + n_d}$$

donde:

$$n_d = \frac{97,7 \text{ g}}{78 \text{ g/mol}} = 1,25 \text{ mol}$$

tendremos que:

$$0,0139 = \frac{n_s}{n_s + 1,25}$$

Resolviendo la ecuación:

$$n_s = 0,0176$$

Por lo tanto:

$$M = \frac{m}{n} = \frac{2,3 \text{ g}}{0,0176 \text{ mol}} = 130,68 \text{ g/mol}$$

----- 000 -----

**39°.- ¿Cuál será la presión de vapor de la disolución obtenida al mezclar 500 mL de agua y 90 g de glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ) si la presión de vapor del agua a la temperatura de la mezcla es de 55,3 mmHg?**

Según la ley de Raoult:

$$\Delta P = P_0 \cdot x_s$$

donde  $\Delta P$  es el descenso que se produce en la presión de vapor de una disolución con respecto a la presión de vapor del disolvente puro,  $P_0$  es la presión de vapor del disolvente puro y  $x_s$  es la fracción molar del soluto.

En este caso  $P_0 = 55,3 \text{ mmHg}$ .

Para calcular  $x_s$  necesitamos conocer el nº de moles de soluto (glucosa) y disolvente (agua).

$$n(\text{glucosa}) = \frac{90 \text{ g}}{180 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,5 \text{ mol}$$

$$n(\text{agua}) = \frac{500 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 27,77 \text{ mol}$$

Luego:

$$x_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{0,5 \text{ mol}}{0,5 \text{ mol} + 27,77 \text{ mol}} = 0,0176$$

Y el descenso que experimenta la presión de vapor al disolver el azúcar en el agua será:

$$\Delta P = P_0 \cdot x_s = 55,3 \text{ mmHg} \cdot 0,0176 = 0,978 \text{ mmHg}$$

Por lo tanto, si la presión de vapor del agua es de 55,3 mmHg y al disolver en ella la glicerina desciende en 0,978 mmHg, la presión de vapor de la disolución será:

$$P(\text{disolución}) = 55,3 \text{ mmHg} - 0,978 \text{ mmHg} = 54,322 \text{ mmHg}$$

----- 000 -----

**40.- Averigua cuál será el punto de ebullición de una disolución que contiene 10,83 g de un compuesto orgánico cuya masa molar es 120 g/mol disuelto en 250 g de ácido acético (C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub>).**

**Datos:  $k_e(\text{ácido acético}) = 3,07 \text{ }^\circ\text{C kg/mol}$ ,  
 $t_e(\text{ácido acético}) = 118 \text{ }^\circ\text{C}$**

El aumento del punto de ebullición de una disolución con respecto al del disolvente puro viene dado por:

$$\Delta t = K_e \cdot \text{Molal}$$

Vamos a calcular primero la concentración Molal de la disolución:

$$n(\text{solute}) = \frac{10,83 \text{ g}}{120 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,09 \text{ mol}$$

$$\text{Molal} = \frac{n(\text{solute})}{\text{kg disolvente}} = \frac{0,09 \text{ mol}}{0,25 \text{ kg}} = 0,36 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 0,36 \text{ Molal}$$

Luego:

$$\Delta t = K_e \cdot \text{Molal} = 3,07 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot 0,36 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 1,1 \text{ }^\circ\text{C}$$

Como el ácido acético puro hierve a 118 °C, la disolución lo hará a 119,1 °C.

----- 000 -----