Entonces:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow M = \frac{0{,}15 + 0{,}064}{(10 + 80) \cdot 10^{-3}\,\text{L}} = 2{,}38\,\frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

52. ¿Cuál es la molaridad de un ácido clorhídrico comercial del 37% de riqueza y 1,18 g/mL de densidad?

La concentración es una propiedad intensiva, por tanto, basta con tomar una cantidad cualquiera del ácido comercial y referir a él todos los cálculos. Partimos de 100 g de HCl comercial → 37 g de HCl puro.

Hay que determinar los moles de soluto que representa esa cantidad y el volumen que ocupan los 100 g del ácido comercial:

$$M\,(\text{HCl}) = 1 + 35{,}5 = 36{,}5\ \text{g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 37\ \text{g de HCl} \cdot \frac{1\ \text{mol de HCl}}{36{,}5\ \text{g de HCl}} = 1{,}014\ \text{mol de HCl}$$

Por tanto:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{100\ \text{g}}{1{,}18\,\frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 84{,}75\ \text{mL} \rightarrow$$

$$\rightarrow M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow M = \frac{1{,}014\ \text{mol}}{0{,}085\ \text{L}} = 11{,}93\ \text{M}$$

53. ¿Qué cantidad de agua tendremos que añadir a 15 mL de metanol (CH_3OH) para tener una disolución 0,9 m? Dato: densidad del metanol = 0,8 g/mL.

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolvente}}\,(\text{kg})}$$

Calculamos la masa equivalente a los 15 mL de metanol:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V = 0{,}8\,\frac{\text{g}}{\cancel{\text{mL}}} \cdot 15\ \cancel{\text{mL}} = 12\ \text{g}$$

Calculamos los moles de metanol que representa esa cantidad:

$$M\,(CH_3OH) = 12 + (4 \cdot 1) + 16 = 32\ \text{g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 12\ \cancel{\text{g de metanol}} \cdot \frac{1\ \text{mol de metanol}}{32\ \cancel{\text{g de metanol}}} = 0{,}375\ \text{mol de metanol}$$

Entonces:

$$m = \frac{n_{soluto}}{m_{disolvente}\,(kg)} \rightarrow 0{,}9\,m = \frac{0{,}375\,mol}{m_{disolvente}\,(kg)} \rightarrow$$

$$\rightarrow m_{disolvente}\,(kg) = \frac{0{,}375\,mol}{0{,}9\,m} = 0{,}417\,kg$$

Suponemos que la densidad del agua es 1 g/mL → 417 mL de agua.

54. ¿Cuál será la molalidad de un ácido clorhídrico comercial del 37% de riqueza y densidad 1,18 g/mL?

La concentración es una propiedad intensiva. Por tanto, basta con tomar una cantidad cualquiera del ácido comercial y referir a él todos los cálculos. Partimos de 100 g de HCl comercial → 37 g de HCl puro + 63 g de agua.

Hay que determinar los moles de soluto que representa esa cantidad y el volumen que ocupan los 100 g del ácido comercial:

$$M\,(HCl) = 1 + 35{,}5 = 36{,}5\,g/mol \rightarrow$$

$$37\,\cancel{g\ de\ HCl} \cdot \frac{1\,mol\ de\ HCl}{36{,}5\,\cancel{g\ de\ HCl}} = 1{,}014\,mol\ de\ HCl$$

Entonces:

$$m = \frac{n_{soluto}}{m_{disolvente}\,(kg)} = \frac{1{,}014\,mol}{63 \cdot 10^{-3}\,kg} = 16{,}1\,m$$

55. ¿Qué cantidad de agua tendremos que añadir a 15 mL de metanol (CH_3OH) para tener una disolución en la que la fracción molar del disolvente sea 0,9? Dato: densidad del metanol = 0,8 g/mL.

Calculamos los moles que representan los 15 mL de metanol de esas características. Para ello calculamos la masa equivalente a los 15 mL de metanol:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V = 0{,}8\,\frac{g}{mL} \cdot 15\,mL = 12\,g$$

Calculamos los moles de metanol que representa esa cantidad:

$$M\,(CH_3OH) = 12 + 4 \cdot 1 + 16 = 32\,g/mol \rightarrow$$

$$\rightarrow 12\,\cancel{g\ de\ metanol} \cdot \frac{1\,mol\ de\ metanol}{32\,\cancel{g\ de\ metanol}} = 0{,}375\,mol\ de\ metanol$$

Entonces:

$$X_d = \frac{n_d}{n_s + n_d} \rightarrow 0{,}9 = \frac{n_d}{0{,}375 + n_d} \rightarrow 0{,}9 \cdot 0{,}375 + 0{,}9 \cdot n_d = n_d \rightarrow$$

$$\rightarrow 0{,}9 \cdot 0{,}375 = n_d - 0{,}9 \cdot n_d = 0{,}1 \cdot n_d \rightarrow n_d = \frac{0{,}3375}{0{,}1} = 3{,}375 \text{ mol}$$

Calculamos la masa de agua equivalente:

$$3{,}375 \text{ mol de } H_2O \cdot \frac{18 \text{ g de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O} = 60{,}75 \text{ g de } H_2O$$

O bien, 60,75 mL deH_2O.

56. Tenemos un ácido nítrico (HNO_3) comercial del 67% de riqueza y 1,4 g/mL de densidad. Calcula su concentración y exprésala como molaridad, molalidad y fracción molar.

La concentración es una propiedad intensiva. Por tanto, basta con tomar una cantidad cualquiera del ácido comercial y referir a él todos los cálculos. Partimos de 100 g de HNO_3 comercial → 67 g de HNO_3 puro + 33 g de agua.

Hay que determinar los moles de soluto que representa esa cantidad y el volumen que ocupan los 100 g del ácido comercial:

$$M(HNO_3) = 1 + 14 + (3 \cdot 16) = 63 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 67 \text{ g de } HNO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } HNO_3}{63 \text{ g de } HNO_3} = 1{,}063 \text{ mol de } HNO_3$$

Entonces:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{100 \text{ g}}{1{,}4 \dfrac{\text{g}}{\text{mL}}} = 71{,}43 \text{ mL} \rightarrow$$

$$\rightarrow M = \frac{n_{soluto}}{V_{disolución}} \rightarrow M = \frac{1{,}063 \text{ mol}}{71{,}43 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 14{,}88 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \rightarrow$$

$$\rightarrow m = \frac{n_{soluto}}{m_{disolvente}(\text{kg})} = \frac{1{,}063 \text{ mol}}{33 \cdot 10^{-3} \text{ kg}} = 32{,}21 \text{ m}$$

Y queda:

$$X_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{1{,}063 \text{ mol}}{1{,}063 \text{ mol} + \dfrac{33 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}} = 0{,}367$$

57. Tenemos una disolución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 2 M cuya densidad es 1,15 g/mL. Expresa su concentración como molalidad, fracción molar y porcentaje en masa.

La concentración es una propiedad intensiva. Por tanto, basta con tomar una cantidad cualquiera de la disolución de ácido y referir a él todos los cálculos.

Partimos de 1 L de H_2SO_4 2 M. Calculamos la masa de soluto y de disolvente que hay en ella. Para ello necesitaremos hacer uso de la densidad de la disolución:

$$M = \frac{n_{soluto}}{V_{disolución}} \rightarrow n_{soluto} = M \cdot V = 2\,\text{M} \cdot 1\,\text{L} = 2\,\text{mol}$$

Con la masa molar:

$$M\,(H_2SO_4) = (2 \cdot 1) + 32 + (4 \cdot 16) = 98\ \text{g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 2\ \cancel{\text{mol de } H_2SO_4} \cdot \frac{98\ \text{g de } H_2SO_4}{1\ \cancel{\text{mol de } H_2SO_4}} = 196\ \text{g de } H_2SO_4$$

Y queda:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow d = \frac{m}{V} \rightarrow m_{disolución} =$$

$$= d_{disolución} \cdot V_{disolución} = 1{,}15\ \frac{\text{g}}{\cancel{\text{mL}}} \cdot 1000\ \cancel{\text{mL}} = 1150\ \text{g}$$

Entonces:

$$m_{disolvente} = m_{disolución} - m_{soluto} = 1150\ \text{g} - 196\ \text{g} = 954\ \text{g}$$

- $m = \dfrac{n_{soluto}}{m_{disolvente}\,(\text{kg})} = \dfrac{2\,\text{mol}}{0{,}954\ \text{kg}} = 2{,}1\,\text{m}$

- $X_s = \dfrac{n_s}{n_s + n_d} = \dfrac{2\,\text{mol}}{2\,\text{mol} + \dfrac{954\ \text{g}}{18\ \text{g/mol}}} = 3{,}64 \cdot 10^{-2}$

- $\dfrac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100 = \dfrac{196}{1150} \cdot 100 = 17{,}04\,\%$

58. Se ha preparado una disolución de Na_2SO_4 en agua 2 M. ¿Qué cantidad de la misma tendríamos que coger para asegurarnos de que tenemos 500 mg de Na?

De acuerdo con la estequiometría del compuesto, 1 mol de Na_2SO_4 tiene 2 mol de átomos de Na. Calculando los moles de Na que suponen los 500 mg, podemos determinar los moles de Na_2SO_4 equivalentes. Con ello podremos determinar el volumen de disolución que hay que tomar para tener esa cantidad de soluto:

$$0{,}5\ \cancel{\text{g de Na}} \cdot \frac{1\ \text{mol de Na}}{23\ \cancel{\text{g de Na}}} = 2{,}17 \cdot 10^{-2}\ \text{mol de Na} \rightarrow$$

$$\rightarrow 2{,}17 \cdot 10^{-2}\ \cancel{\text{mol de Na}} \cdot \frac{1\ \text{mol de Na}_2\text{SO}_4}{2\ \cancel{\text{mol de Na}}} = 1{,}09 \cdot 10^{-2}\ \text{mol de Na}_2\text{SO}_4$$

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow 2\ \text{M} = \frac{1{,}09 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow$$

$$\rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{1{,}09 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}}{2\ \text{M}} = 5{,}45 \cdot 10^{-3}\ \text{L} = 5{,}45\ \text{mL}$$

59. **Se prepara una disolución disolviendo 20 g de $CaCl_2$ en agua hasta tener 250 mL. ¿Cuál es la concentración de cada uno de los iones que resultan de esta sal?**

Calculamos la concentración de la sal y, por su estequiometría, calculamos la concentración de cada uno de sus iones:

$$M\,(\text{CaCl}_2) = 40{,}1 + 2 \cdot 35{,}5 = 111{,}1\ \text{g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 20\ \cancel{\text{g de CaCl}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol de CaCl}_2}{111{,}1\ \cancel{\text{g de CaCl}_2}} = 0{,}18\ \text{mol de CaCl}_2 \rightarrow$$

$$\rightarrow M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0{,}18\ \text{mol}}{0{,}25\ \text{L}} = 0{,}72\ \text{M}$$

- $CaCl_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2\ Cl^-$

$$0{,}72\ \cancel{\text{mol de CaCl}_2} \cdot \frac{2\ \text{mol de Cl}}{1\ \cancel{\text{mol de CaCl}_2}} = 1{,}44\ \text{M en Cl} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0{,}72\ \cancel{\text{mol de CaCl}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol de Ca}}{1\ \cancel{\text{mol de CaCl}_2}} = 0{,}72\ \text{M en Ca}$$

60. **Se ha preparado una disolución mezclando 100 mL de $CaCl_2$ 2 M con 150 mL de NaCl 1,5 M. ¿Cuál será la concentración de los iones cloruro en la disolución resultante? Se supone que los volúmenes son aditivos.**

De acuerdo con la estequiometría de los compuestos la disolución que es 2 M en $CaCl_2$ es 4 M en Cl^-. La disolución que es 1,5 M en NaCl es 1,5 M en iones Cl^-.

Calculamos los moles de iones cloruro que hay en cada una de las disoluciones que mezclamos:

- Por la disolución de $CaCl_2$:

$$n_{\text{soluto}} = M \cdot V = 4\ \text{M} \cdot 0{,}1\ \text{L} = 0{,}4\ \text{mol}$$

• Por la disolución de NaCl:

$$n_{soluto} = M \cdot V = 1{,}5\,\text{M} \cdot 0{,}15\,\text{L} = 0{,}225\,\text{mol}$$

Por tanto:

$$M = \frac{n_{soluto}}{V_{disolución}} = \frac{(0{,}4 + 0{,}225)\,\text{mol}}{(0{,}1 + 0{,}15)\,\text{L}} = 2{,}5\,\text{M}$$

61. Tratamos de disolver 50 g de nitrato de potasio en 50 mL de agua. ¿Cómo podremos hacerlo si la temperatura del laboratorio es de 25 °C? Obtén la información que precises de la gráfica de la página 62.

A 25 °C la solubilidad del nitrato de potasio es 65 g/100 mL agua. Para que se puedan disolver 100 g/100 mL hay que calentar por encima de 47 °C.

62. A 80 °C la presión de vapor del benceno (C_6H_6) es de 1 atm. Calcula la cantidad de hexano (C_6H_{14}) que debemos añadir a 200 g de benceno para que su presión de vapor sea de 700 mm de Hg.

De acuerdo con la ley de Raoult:

$$\Delta P = P_0 \cdot X_s \rightarrow 760 - 700 = 760 \cdot X_s \rightarrow$$

$$\rightarrow X_s = \frac{760 - 700}{760} = 0{,}079$$

Podemos calcular los moles de benceno (disolvente):

$$M\,(\text{benceno}) = 6 \cdot 12 + 6 \cdot 1 = 78\,\text{g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow n_{benceno} = 200\,\cancel{\text{g de benceno}} \cdot \frac{1\,\text{mol de benceno}}{78\,\cancel{\text{g de benceno}}} = 2{,}56\,\text{mol de benceno}$$

Por tanto:

$$X_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} \rightarrow 0{,}079 = \frac{n_s}{n_s + 2{,}56} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0{,}079 \cdot n_s + 0{,}079 \cdot 2{,}56 = n_s \rightarrow 0{,}202 = n_s - 0{,}079 \cdot n_s =$$

$$= 0{,}921 \cdot n_s \rightarrow n_s = \frac{0{,}202}{0{,}921} = 0{,}219\,\text{mol}$$

Y entonces:

$$M\,(\text{hexano}) = 6 \cdot 12 + 14 \cdot 1 = 86\,\text{g/mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0{,}219\,\cancel{\text{mol de hexano}} \cdot \frac{86\,\text{g de hexano}}{1\,\cancel{\text{mol de hexano}}} = 18{,}83\,\text{g de hexano}$$