



Universidad Veracruzana

UNIVERSIDAD VERACRUZANA

MATERIA:

QUÍMICA INORGÁNICA

PROFESORA:

María de Lourdes Nieto Peña

EQUIPO 3

INTEGRANTES:

- ❖ **Gómez Alfaro Katia**
- ❖ **Nataren Ruiz Diana Fabiola**
- ❖ **Pérez Martínez Janya Haidet**
- ❖ **Piña González Emily Ixmeni**
- ❖ **Santiago Pérez Emmanuel Isaías**

PROBLEMAS DE DISOLUCIONES

GRUPO:

IQ-201

CARRERA:

Ingeniería Química

14/Abril/2020

PROBLEMAS DE DISOLUCIONES

1. Determina la **molaridad**, la **molalidad** y la **fracción molar de soluto** de una disolución formada al disolver 12 g de Ca(OH)_2 , en 200 g de agua, si la densidad de esta disolución es 1050 Kg/m³

Datos

Soluto = 12 g de Ca(OH)_2

Solvente= 200 g de Agua

densidad = 1050 Kg/m³

Peso molecular del
 $\text{Ca(OH)}_2 = 74 \text{ g/mol}$

Numero de moles del
 $\text{Ca(OH)}_2 = 12 / 74 =$
0.1621 mol

Numero de moles del
Agua = 11.11

Procedimiento

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{gramos}}{\text{PM} \times \text{Vol Litros}}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{12 \text{ gramos}}{\left(74 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) \times (200 \text{ g})} = 0.81$$

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{Moles (soluto)}}{\text{Masa (kg disolvente)}}$$

$$\text{Molalidad} = \frac{0.1621 \text{ mol}}{0.2 \text{ kg}} = 0.8105$$

$$\text{Fracción molar de soluto} = \frac{\text{moles (soluto)}}{\text{moles totales}}$$

$$\text{Fracción molar de soluto} = \frac{0.1621 \text{ mol}}{11.2720} = 0.014$$

2. Al disolver 100 g de H_2SO_4 en 400 g de H_2O , obtenemos una disolución de densidad 1120 Kg/m³. Calcular la **molaridad**, la **molalidad**, y **fracción molar del soluto** y **disolvente**.

Datos

Soluto = 100 g de H_2SO_4

Solvente= 400 g de H_2O

densidad = 1120 Kg/m³

Peso molecular del H_2SO_4
= 98.079 g/mol

Numero de moles del
 $\text{H}_2\text{SO}_4 = 100 / 98.079 =$
1.0195 mol

Numero de moles del
Agua = 11.11

Procedimiento

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{gramos}}{\text{PM} \times \text{Vol Litros}}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{100 \text{ gramos}}{\left(98.079 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) \times (400 \text{ g})} = 0.00254$$

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{Moles (soluto)}}{\text{Masa (kg disolvente)}}$$

$$\text{Molalidad} = \frac{1.0195}{0.4 \text{ kg}} = 2.5489$$

$$\text{Fracción molar de soluto} = \frac{\text{moles (soluto)}}{\text{moles totales}}$$

$$\text{Fracción molar de soluto} = \frac{1.0195 \text{ mol}}{12.1295 \text{ mol}} = 0.084$$

$$\text{Fracción molar de disolvente} = \frac{\text{moles (disolvente)}}{\text{moles totales}}$$

$$\text{Fracción molar de disolvente} = \frac{11.11}{12.1295} = 0.9159$$

3. Calcula la **molaridad** y la **molalidad** de una disolución acuosa de H_2SO_4 al 27% en masa y densidad 1190 Kg/m^3 .

Datos

Soluto = H_2SO_4 al 27%

Solvente = ¿? g de H_2O

densidad = 1190 Kg/m^3

Peso molecular del H_2SO_4
= 98.079 g/mol

Numero de moles del
 H_2SO_4 = ¿?

Numero de moles del
Agua = ¿?

Procedimiento

$$1190 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L}} = 1190 \text{ g/L de disolución}$$

$$1190 \text{ g de disolución} \times \frac{27 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g de disolución}} = 321.3 \text{ g } H_2SO_4$$

$$1190 \text{ g de disolución} - 321.3 \text{ g de } H_2SO_4 = 868.7 \text{ g } H_2O = 0.8687 \text{ kg } H_2O$$

$$\text{Numero de moles de } H_2SO_4 = \frac{321.3 \text{ g}}{98.079 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 3.2785 \text{ moles } H_2SO_4$$

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{3.28 \text{ moles}}{1 \text{ litro}} = 3.287 \text{ moles/litro}$$

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{Moles (soluto)}}{\text{Masa (kg disolvente)}}$$

$$\text{Molalidad} = \frac{3.28 \text{ moles}}{0.8687 \text{ kg}} = 3.78 \frac{\text{moles}}{\text{kg}}$$

4. Calcula la **molaridad**, la **molalidad** y **fracción molar del soluto** de una disolución acuosa de HNO_3 al 33.5% en masa y densidad 1200 kg/m^3 .

Por cada 100 g de disolución, hay 33.5 g de soluto (HNO_3).

Peso molecular $HNO_3 = 63 \text{ g/mol}$

$$n_{\text{soluto}} = \frac{\text{Peso del soluto}}{\text{Peso molecular}} = \frac{33.5 \text{ g}_{HNO_3}}{63 \text{ g/mol}} = 0.5317 \text{ mol}$$

$$1200 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} = \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L}} = 1200 \text{ g/L}$$

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{m}{\rho} = \frac{100 \text{ g}}{1200 \text{ g/L}} = 0.0833 \text{ L}$$

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0.5317 \text{ mol}}{0.0833 \text{ L}} = 6.38 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow M = 6.38 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$n_{\text{solute}} = 0.5317 \text{ mol}$$

$$kg_{\text{solvente}} = kg \text{ de disolución} - kg \text{ de soluto} = 0.1 - 0.0335 = 0.0665 \text{ kg}$$

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{kg_{\text{solvente}}} = \frac{0.5317 \text{ mol}}{0.0665 \text{ kg}} = 8 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \Rightarrow m = 8 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

$$\text{Peso molecular } H_2O = 18 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{solute}} = 0.5317 \text{ mol}$$

$$n_{\text{solvente}} = \frac{0.0665 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 3.6944 \text{ mol}$$

$$n_{\text{total}} = n_{\text{solute}} + n_{\text{solvente}} = 0.5317 \text{ mol} + 3.6944 \text{ mol} = 4.2261 \text{ mol}$$

$$\chi_{\text{solute}} = \frac{n_{\text{solute}}}{n_{\text{total}}} = \frac{0.5317 \text{ mol}}{4.2261 \text{ mol}} = 0.126 \Rightarrow \chi_{\text{solute}} = 0.126$$

5. Expresa en tanto por cierto en masa la concentración de una disolución de 12.56 g de Na_2S en 20.5 L de agua destilada.

$$\text{Solute} = 12.56 \text{ g } Na_2S$$

$$\text{Solvente} = 20.5 \text{ L } H_2O = 20500 \text{ g } H_2O$$

$$\% P/P = \frac{\text{peso soluto} \cdot 100}{\text{Peso disolución}} = \frac{(12.56 \text{ g})(100)}{12.56 \text{ g} + 20500} = 0.06\% \Rightarrow \% P/P = 0.06\%$$

6. Calcula la molaridad de 550 ml de una disolución acuosa que contiene 25 g de NaOH.

Datos:

$$\text{Solute} = 25 \text{ g } NaOH$$

$$\text{Solvente} = 550 \text{ ml} = 0.550 \text{ L}$$

$$\text{Peso molecular } NaOH = 40 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{solvente}} = \frac{25 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0.625 \text{ mol}$$

$$M = \frac{n_{\text{solvente}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0.624 \text{ mol}}{0.550 \text{ L}} = 1.14 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow M = 1.14 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

7. Calcula la **molalidad** y la **fracción molar de cada componente** de una disolución formada por 20 g de etanol (C₂H₆O) y 100 g de agua.

DATOS

Masa del soluto = 20 g de etanol (C₂H₆O)
Volumen de solución = 100 g de agua
Solute = C₂H₆O
Disolvente = H₂O

NÚMERO DE MOLES DE SOLUTO

20 g de C₂H₆O $\frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}}{46 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}} = 0.46437 \text{ mol}$
C₂H₆O

MASA DE SOLUCIÓN O DISOLUCIÓN

120 g $\frac{1 \text{ Kg}}{1000 \text{ g}} = 0.12 \text{ Kg}$

MASA DE DISOLVENTE

Masa de disolvente = 100 g de H₂O

NÚMERO DE MOLES DE DISOLVENTE

100 g H₂O $\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} = 5.555 \text{ moles de H}_2\text{O}$

NÚMERO DE MOLES TOTALES

Moles totales = Moles de soluto + Moles de disolvente
Moles totales = 0.46437 moles + 5.555 moles
Moles totales = 6.01992 moles

MOLALIDAD

$$m = \frac{\text{Número de moles de soluto}}{\text{Masa de disolvente en Kg}}$$

$$m = \frac{0.46437 \text{ moles}}{0.1 \text{ Kg}} = 4.6437 \frac{\text{moles}}{\text{kg}}$$

NOTA: Maestra mi resultado no coincide con el de usted, no sé de dónde

FRACCIÓN MOLAR

$$X_s = \frac{\text{Número de moles de soluto}}{\text{Número de moles totales}}$$

$$X_s = \frac{0.46437 \text{ moles}}{6.01992 \text{ moles}} = 0.0771388$$

$$X_d = \frac{\text{Número de moles de disolvente}}{\text{Número de moles totales}}$$

$$X_d = \frac{5.555 \text{ moles}}{6.01992 \text{ moles}} = 0.922769$$

8. Calcula la **molaridad**, la **molalidad** y la **fracción molar del soluto** de una disolución acuosa de, NaCl al 15 % en masa y 1020 Kg/m³ de densidad.

DATOS

NaCl al 15% entonces
Masa del soluto = 15g de NaCl
Masa de disolvente = 85 g de H₂O
Densidad = 1020 Kg/m³
Solutos = NaCl

GRAMOS DE NaCl

1020 g disolución $\frac{15g \text{ NaCl}}{100g \text{ disolución}} = 153 \text{ g de NaCl}$

NÚMERO DE MOLES DE DISOLVENTE

867 g H₂O $\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18g \text{ de H}_2\text{O}} = 48.1666 \text{ mol de H}_2\text{O}$

NÚMERO DE MOLES DE SOLUTO

153 g NaCl $= \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.5g \text{ de NaCl}} = 2.6153 \text{ moles de NaCl}$

VOLUMEN EN LITROS

867 g $= \frac{1 \text{ cm}^3}{1.027g} \frac{1L}{1000 \text{ cm}^3} = 0.84420 \text{ L}$

NÚMERO DE MOLES TOTALES

Moles totales = Moles de soluto + Moles de disolvente
Moles totales = 2.6153 moles + 48.1666 moles
Moles totales = 50.78196 moles

MOLARIDAD

$$M = \frac{\text{Número de moles de soluto}}{\text{Volumen de solución en litros}} \quad M = \frac{2.6153 \text{ moles}}{1 \text{ L}} = 2.6153 \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

NOTA: Maestra el resultado en la molaridad tampoco me coincidió y lo corroboré.

MOLALIDAD

$$m = \frac{\text{Número de moles de soluto}}{\text{Masa de disolvente en Kg}} \quad m = \frac{2.6153 \text{ moles}}{0.867 \text{ Kg}} = 3.01 \frac{\text{moles}}{\text{Kg}}$$

FRACCIÓN MOLAR

$$X_s = \frac{\text{Número de moles de soluto}}{\text{Número de moles totales}} \quad X_s = \frac{2.6153 \text{ moles}}{48.1666 \text{ moles}} = 0.05122$$

9. Calcula la cantidad de HCl comercial al 37 % de riqueza en peso y 1,18 g/mL, que se necesita para preparar 100 mL de HCl 0,5 M.

DATOS

Volumen del soluto = 100 mL de HCl
0.5 M de HCl
Peso = 37% = 0.37
Densidad = 1.18 g/mL
PM = 36.5 $\frac{g}{\text{mol}}$

CANTIDAD DE HCl

1.18 g/mL * XmL * 0.37 = Peso
1.18 g/mL * XmL * 0.37 = 1.825 g
 $X_{\text{mL}} = \frac{1.825 \text{ g}}{0.4366 \frac{g}{\text{mL}}} = 4.18002 \text{ mL}$

$$1.18 \text{ g/mL} * X_{\text{mL}} * 0.37 = \text{Peso}$$

MOLARIDAD

$$M = \frac{\text{Número de moles de soluto}}{\text{Volumen de solución en litros}} \quad 0.5M = \frac{\text{moles}}{0.1L}$$

Entonces $\text{moles} = \frac{\text{peso}}{PM}$

$$(0.5M)(0.1L) = \frac{\text{peso}}{36.5 \frac{g}{\text{mol}}}$$

$$(0.5M)(0.1L) * (36.5 \frac{g}{\text{mol}}) = \text{Peso}$$

Peso = 1.825 g

10. Tenemos un ácido sulfúrico comercial del 96 % de riqueza y 1,86 g/mL de densidad: Determina su **molaridad**, **molalidad** y la **fracción molar del soluto**.

$$\text{Pureza} = 96\%, \text{ densidad} = 1.86 \text{ gr/ml}, \text{ vol} = 100\text{ml} = 0.1\text{l}, \text{ PM } \text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ gr/mol}$$

$$M = ?, \text{ masa} = ?, X_s = ?$$

$$\text{masa} = \text{densidad} \times \text{volumen}$$

$$\text{masa} = (1.86 \text{ gr/ml})(100\text{ml}); m = 186\text{gr}$$

$$100\% \rightarrow 186\text{gr}$$

$$96\% \rightarrow 178.5\text{gr}$$

$$n_{\text{solute}} = \frac{m}{\text{PM}}; n_{\text{solute}} = \frac{178.5\text{gr}}{98 \text{ gr/mol}}; n_{\text{solute}} = 1.821\text{mol}$$

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{\text{vol}}; M = \frac{1.821\text{mol}}{0.1\text{l}}; M = 18.21 \text{ mol/l}$$

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{K g_{\text{disolvente}}}$$

$$4\% \text{ de } \text{H}_2\text{O}$$

$$100\% \rightarrow 186\text{gr}; 4\% \rightarrow 7.44\text{gr} \\ = 0.00744\text{Kg}$$

$$m = \frac{1.821\text{mol}}{0.00744\text{Kg}}; m = 244.75 \text{ mol/Kg}$$

$$n_{\text{disolvente}} = \frac{7.44\text{gr}}{18 \text{ gr/mol}} = 0.413\text{mol}$$

$$X_s = \frac{1.821 \text{ mol}}{0.413\text{mol} + 1.821\text{mol}}; X_s = 0.815$$

11. El suero fisiológico es una disolución de NaCl en agua al 0,90%, cuya densidad es 1,005 g/mL. Cuál es la **molaridad** y la **molalidad** de la disolución. Indica cómo prepararías 5 L de suero fisiológico.

$$\text{PM NaCl} = 58.4 \text{ gr/mol}; \text{PM H}_2\text{O} = 18 \text{ gr/mol}; \text{Pureza NaCl} = 0.90\%; \text{Pureza H}_2\text{O} = 99.1\%; \text{densidad} = 1.005 \text{ gr/ml} = 1005 \text{ gr/l}$$

$$m = (1005 \text{ gr/l})(1\text{l}) = 1005\text{gr} \quad 100\% \rightarrow 1005\text{gr}; 0.9\% \rightarrow 9.045\text{gr}$$

$$n_{\text{solute}} = \frac{9.045\text{gr}}{58.44 \text{ gr/mol}} = 0.1547\text{mol} \quad M = \frac{0.1547\text{mol}}{1\text{l}}; M = 0.1547 \text{ mol/l}$$

$$100\% \rightarrow 1005\text{gr}; 99.1\% \rightarrow 995.995\text{gr} = 0.995\text{Kg}$$

$$m = \frac{0.1547\text{mol}}{0.995\text{Kg}}; m = 0.155 \text{ mol/Kg}$$

$$\text{masa NaCl} = (9.045\text{gr})(5); \text{masa NaCl} = 45.225\text{gr}$$

$$\text{masa H}_2\text{O} = (995.995\text{gr})(5); \text{masa H}_2\text{O} = 4979.975\text{gr}$$

12. ¿Cómo prepararías 250 mL de una disolución 1,5 M de Na_2CO_3 si dispones de un producto comercial del 93 % de riqueza?

$$M = 1.5 \text{ mol/l}; PM \text{ Na}_2\text{CO}_3 = 106 \text{ gr/mol}; \text{Pureza reactivo} = 93\%$$

$$n = (1.5 \text{ mol/l})(.25\text{l}) = 0.375 \text{ mol}$$

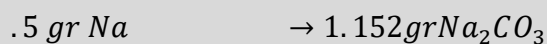
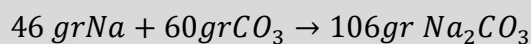
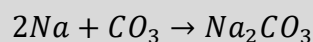
$$m = (0.375 \text{ mol})(106 \text{ gr/mol}) = 39.75 \text{ gr}$$

$$100\% \rightarrow 39.75\text{gr}; 93\% \rightarrow 36.96 \text{ gr} \quad 39.75 \text{ gr} - 36.96 \text{ gr} = 2.79 \text{ gr} \leftarrow \text{grs faltantes}$$

$$93\% \rightarrow 2.79 \text{ gr}; 100\% \rightarrow 3 \text{ gr} \leftarrow \text{Agregar}$$

$$39.75 \text{ gr} + 3 \text{ gr} = 42.75 \text{ gr se necesitan para preparar la disolución}$$

¿Qué cantidad de esa disolución necesitas para tener 0,5 g de Na?



$$42.75 \text{ gr} \rightarrow 250 \text{ ml}; 1.152 \text{ gr} \rightarrow x$$

$$x = 6.74 \text{ ml}$$

13. ¿Cómo prepararías 100 mL de una disolución 0,5 M de H_2SO_4 si dispones de 50 mL de H_2SO_4 2 M?

Datos

Solución requerida	Soluciones de H_2SO_4	Solución a disposición
M= 0.5 mol/L	Masa molecular	$V_{\text{Solución}} = 50 \text{ ml} = 0.05 \text{ L}$
$V_{\text{Solución}} = 100 \text{ ml} = 0.1 \text{ L}$	1 mol de $H_2SO_4 = 98.079 \text{ g de } H_2SO_4$	M= 2 mol/L

Fórmulas

$$\text{Soluto} = V(\text{litros})_{\text{solución}} \times M \times \text{Masa Molecular}$$

Desarrollo y resultado

$$\text{Soluto}_{\text{Requerido}} = 0.1 \text{ L} \times 0.5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 98.079 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 4.90395 \text{ g}$$

$$\text{Soluto}_{\text{A disposición}} = 0.05 \text{ L} \times 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 98.079 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 9.8079 \text{ g}$$

Proporciones

$$9.8079 \text{ g } H_2SO_4 \propto 50 \text{ ml sn } 2M \text{ } H_2SO_4 \quad X = \frac{4.90395 \text{ g } H_2SO_4 \times 50 \text{ ml solución } 2M \text{ } H_2SO_4}{9.8079 \text{ g } H_2SO_4}$$

$$4.90395 \text{ g } H_2SO_4 \propto X \text{ ml sn } 2M \text{ } H_2SO_4 \quad X = 25 \text{ mL de solución } 2M \text{ } H_2SO_4$$

14. Tenemos un HCl del 37 % de riqueza y densidad 1,18 g/mL. Calcula su molaridad, molalidad y fracción molar del soluto .

Datos

Incógnitas

$$\rho = 1.18 \frac{\text{g}}{\text{ml}} = 1.18 \frac{\text{kg}}{\text{L}} = 1180 \frac{\text{g}}{\text{L}} \quad \text{Soluto} = HCl \quad 1 \text{ mol } HCl = 36.5 \text{ g}$$

$$\text{Riqueza} = \% \frac{P}{P} = 37\% \quad \text{Solvente} = H_2O \quad 1 \text{ mol } H_2O = 18 \text{ g}$$

$$M = ? \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad m = ? \frac{\text{mol}}{\text{Kg}} \quad x_s = ?$$

Fórmulas

Riqueza

Moralidad

Molalidad

Fracción molar

$$\% \frac{P}{P} = \frac{m_{sto}(g)}{m_{sn}(g)} \times 100$$

$$M = \frac{n_{sto}(mol)}{V_{sn}(L)}$$

$$m = \frac{n_{sto}(mol)}{m_{ste}(Kg)}$$

$$X_{sto} = \frac{n_{sto}}{n_{totales}}$$

Densidad

Moles

Moles totales

$$\rho = \frac{m_{sn}(g)}{V_{sn}(L)}$$

$$n = \frac{m(g)}{mm(\frac{g}{mol})}$$

$$n_{totales} = n_{sto} + n_{ste}$$

Desarrollo

Molaridad

$$\% \frac{P}{P} \times \rho = \left[\frac{m_{sto}}{m_{sn}} \times 100 \right] \left[\frac{m_{sn}}{V_{sn}} \right]$$

$$\% \frac{P}{P} \times \rho = \frac{m_{sto}}{V_{sn}} \times 100$$

$$\text{Si } m_{sto} = n_{sto} \times mm \therefore$$

$$\% \frac{P}{P} \times \rho = \frac{n_{sto}}{V_{sn}} \times mm \times 100$$

$$\text{Si } M = \frac{n_{sto}}{V_{sn}} \text{ Entonces}$$

$$\% \frac{P}{P} \times \rho = M \times mm \times 100$$

Despejando a M se obtiene:

$$M = \frac{\% \frac{P}{P} \times \rho}{mm \times 100}$$

Análisis dimensional

$$M = \frac{\frac{g}{L}}{\frac{g}{mol}} = \frac{g \times mol}{g \times L} = \frac{Mol}{L}$$

Sustitución Molaridad

$$M = \frac{37 \times 1180 \frac{g}{L}}{36.5 \frac{g}{mol} \times 100} = 11.9616 \frac{mol}{L}$$

Molalidad

$$\frac{M}{\rho} = \frac{\frac{n_{sto}}{V_{sn}}}{\frac{m_{sn}}{V_{sn}}} = \frac{n_{sto}}{m_{sn}}$$

$$\text{Si } m_{sn} = m_{sto} + m_{ste} \therefore$$

$$\frac{M}{\rho} = \frac{n_{sto}}{m_{sto} + m_{ste}}$$

$$\text{Se despeja } n_{sto}$$

$$\frac{M}{\rho} [m_{sto} + m_{ste}] = n_{sto}$$

$$\text{Se desarrolla el producto}$$

$$\frac{M}{\rho} m_{sto} + \frac{M}{\rho} m_{ste} = n_{sto}$$

$$\text{Se despeja } \frac{M}{\rho} m_{ste}$$

$$\frac{M}{\rho} m_{ste} = n_{sto} - \frac{M}{\rho} m_{sto}$$

$$\text{Si } m_{sto} = n_{sto} \times mm \therefore$$

$$\frac{M}{\rho} m_{ste} = n_{sto} - \frac{M}{\rho} \times n_{sto} \times mm$$

$$\text{Se factoriza } n_{sto}(\text{mol})$$

$$\frac{M}{\rho} m_{ste} = n_{sto} \left[1 - \frac{M}{\rho} \times mm \right]$$

$$\text{Se despeja } \frac{n_{sto}}{m_{ste}}$$

$$m = \frac{M}{\left[1 - \frac{M}{\rho} \times mm \right] \rho}$$

Análisis dimensional

$$\frac{\frac{\text{mol}}{L}}{\left[1 - \frac{\frac{\text{mol}}{L} \times \frac{g}{\text{mol}}}{\frac{g}{L}} \right] \left(\frac{Kg}{L} \right)} = \frac{\frac{\text{mol}}{L}}{\frac{Kg}{L}} = \frac{\text{mol}}{Kg}$$

Sustitución Molalidad

$$m = \frac{11.96 \frac{\text{mol}}{L}}{\left[1 - \frac{11.96 \frac{\text{mol}}{L}}{1180 \frac{g}{L}} \times 36.5 \frac{g}{\text{mol}} \right] 1.18 \frac{kg}{L}} = 16.0904 \frac{\text{mol}}{kg}$$

Fracción molar

$$X_{sto} = \frac{n_{sto}}{n_{totales}}$$

$$\text{Si } n_{totales} = n_{sto} + n_{ste} \therefore$$

$$X_{sto} = \frac{n_{sto}}{n_{sto} + n_{ste}}$$

$$\text{Si } n_{ste} = \frac{m_{ste}}{mm_{ste}} \therefore$$

$$X_{sto} = \frac{n_{sto}}{n_{sto} + \frac{m_{ste}}{mm_{ste}}}$$

$$\text{Si } m_{ste} = m_{sn} - m_{sto} \therefore$$

$$X_{sto} = \frac{n_{sto}}{n_{sto} + \left(\frac{m_{sn} - m_{sto}}{mm_{ste}} \right)}$$

$$\text{Si } m_{sn} = V_{sn} \times \rho \text{ y si } m_{sto} = n_{sto} \times mm_{sto} \therefore$$

$$X_{sto} = \frac{n_{sto}}{n_{sto} + \left[\frac{(V_{sn} \times \rho) - (n_{sto} \times mm_{sto})}{mm_{ste}} \right]}$$

$$\text{Si } n_{sto} = M \times V_{sn} \therefore$$

$$X_{sto} = \frac{M \times V_{sn}}{M \times V_{sn} + \left[\frac{(V_{sn} \times \rho) - (M \times V_{sn} \times mm_{sto})}{mm_{ste}} \right]}$$

Análisis dimensional

$$X_{sto} = \frac{\frac{\text{mol}}{L} \times L}{\frac{\text{mol}}{L} \times L + \left[\frac{\left(L \times \frac{g}{L} \right) - \left(\frac{\text{mol}}{L} \times L \times \frac{g}{\text{mol}} \right)}{\frac{g}{\text{mol}}} \right]} = \frac{\text{mol}}{\text{mol} + \frac{g \times \text{mol}}{g}} = \frac{\text{mol}}{\text{mol}}$$

Sustitución Fracción Molar

$$X_{sto} = \frac{11.96 \frac{\text{mol}}{L} \times 1L}{11.96 \frac{\text{mol}}{L} \times 1L + \left[\frac{\left(1L \times 1180 \frac{g}{L} \right) - \left(11.96 \frac{\text{mol}}{L} \times 1L \times 36.5 \frac{g}{\text{mol}} \right)}{18 \frac{g}{\text{mol}}} \right]} = 0.2245$$

15. ¿Cuál será la concentración de la disolución que resulte de añadir 5 mL de H₂SO₄ comercial del 98 % y 1,85 g/mL de densidad, con 60 mL H₂SO₄ 0,8 M? Se suponen los volúmenes aditivos.

Datos

1 mol de H ₂ SO ₄ = 98.079 g de H ₂ SO ₄	Soluto 1	Soluto en disolución 2
$V_{sn} = 60 \text{ mL} + 5 \text{ mL} = 65 \text{ mL} = 0.065 \text{ L}$	$V_{sto\ 1} = 5 \text{ mL}$	$V_{sn\ 2} = 60 \text{ mL} = 0.06 \text{ L}$
$\rho = 1.85 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$		$M = 0.8 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$
$\%p = 98\% = 0.98$	$M_{Final} = ?$	

Formulas

Volumen de soluto

$$V_{sto}(\text{mL}) = \frac{M\left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) \times mm_{sto}\left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) \times V_{sn}(\text{L})}{\rho\left(\frac{\text{g}}{\text{mL}}\right) \times \%p}$$

Concentración de la solución

$$M\left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) = \frac{V_{sto}(\text{mL}) \times \rho\left(\frac{\text{g}}{\text{mL}}\right) \times \%p}{mm_{sto}\left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) \times V_{sn}(\text{L})}$$

Desarrollo y sustitución

$$V_{sto\ 2} = \frac{0.8 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 98.079 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 0.06 \text{ L}}{1.85 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times 0.98} = 2.5966 \text{ mL}$$

$$V_{sto} = V_{sto\ 1} + V_{sto\ 2} = 5 \text{ mL} + 2.5966 \text{ mL} = 7.5966 \text{ mL}$$

$$M\left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) = \frac{7.5966 \text{ mL} \times 1.85 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times 0.98}{98.079 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 0.065 \text{ L}} = 2.160 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$