

DISOLUCIONES

1. Calcular M, N, m, y χ de una disolución comercial de ácido nítrico del 60 % de riqueza y 1,37 g/cm³.

Solución.

Molaridad. Partiendo de la definición de molaridad, y teniendo en cuenta los conceptos de número de moles, riqueza y densidad, se puede expresar la molaridad de una disolución en función de sus especificaciones comerciales (densidad y riqueza)

$$M = \frac{n_s(\text{moles})}{V_{d+s}(\text{L})} = \left\{ n_s = \frac{m_s}{M_s} \right\} = \frac{\frac{m_s}{M_s}}{V_{d+s}(\text{L})} = \left\{ \begin{array}{l} R = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100 \\ m_s = m_{d+s} \cdot \frac{R}{100} \end{array} \right\} = \frac{\frac{m_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{M_s}}{V_{d+s}(\text{L})} =$$

$$= \left\{ \begin{array}{l} d_{d+s} = \frac{m_{d+s}}{V_{d+s}} \\ m_{d+s} = V_{d+s} \cdot d_{d+s} \end{array} \right\} = \frac{\frac{V_{d+s} \cdot d_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{M_s}}{V_{d+s}(\text{L})}$$

$$M = \frac{V_{d+s} \cdot d_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{M_s \cdot V_{d+s}(\text{L})}$$

Expresión que entre otras cosas pone de manifiesto que la concentración de una disolución no depende del volumen, ya que como se puede observar en la ecuación el volumen aparece multiplicando y dividiendo. Generalmente no se pueden simplificar los volúmenes puesto que el volumen del numerador se debe poner en las unidades volumétricas de la densidad, normalmente gr/cm³, mientras que el del denominador, por definición, debe ir en litros. Además debido a la no dependencia del volumen, este se puede elegir arbitrariamente, lo más sencillo será hacer el cálculo para 1 L de disolución, aunque sería admisible cualquier otro, no influyendo por supuesto en el resultado.

Para $V_{d+s} = 1 \text{ L}$

$$M = \frac{\frac{V_{d+s} \cdot d_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{M_s}}{V_{d+s}(\text{L})} = \frac{\frac{1000 \text{ cm}^3 \cdot 1,37 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot \frac{60}{100}}{63 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{1 \text{ L}} = 13,05$$

Normalidad

$$N = \frac{n^\circ \text{Eq} - \text{gr}}{V_{d+s}(\text{L})} = \frac{\frac{m_s}{\text{Eq} - \text{gr}}}{V_{d+s}(\text{L})} = \left\{ \text{Eq} - \text{gr} = \frac{M_s}{v} \right\} = \frac{\frac{m_s}{\frac{M_s}{v}}}{V_{d+s}(\text{L})} = \frac{\frac{m_s}{M_s}}{V_{d+s}(\text{L})} \cdot v = M \cdot v$$

Donde v es la valencia del soluto y presenta los siguientes casos:

- Para ácidos y bases es el número de protones que transfiere ó grupos hidroxilos (OH⁻) liberados.
- Para oxidantes y reductores, número de electrones que se transfieren en la semirreacción.

Para el ácido nítrico (HNO₃) v = 1

$$N = M \cdot 1 = 13,05 \cdot 1 = 13,05$$

Molalidad

$$m = \frac{n^{\circ} \text{ moles}}{m_d (\text{kg})} = \frac{\frac{m_s}{P.M.}}{m_d (\text{kg})}$$

Partiendo de 1 litro de disolución, y con el valor de la densidad, se calcula la masa de la disolución.

$$m_{d+s} = V \cdot d = 1000 \text{ cm}^3 \cdot 1.37 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 1370 \text{ g}$$

Conocida la masa de la disolución, se reparte en soluto y disolvente mediante el valor de la riqueza.

$$m_{d+s} = 1370 \text{ g} \xrightarrow{R=60\%} \begin{cases} m_s = 1370 \cdot \frac{60}{100} = 822 \text{ g} \\ m_d = 1370 \cdot \frac{40}{100} = 548 \text{ g} \end{cases}$$

Conocida la masa de soluto (HNO₃), se calculan los moles. Con los moles de soluto y la masa de disolvente expresada en kilos se calcula molalidad.

$$m = \frac{n_s}{m_d (\text{kg})} = \frac{\frac{m_s}{M_s}}{m_d (\text{kg})} = \frac{\frac{822 \text{ g}}{63 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{548 \times 10^{-3} \text{ kg}} = 23.8 \text{ mol/kg}$$

Fracción molar en soluto

$$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{\frac{m_s}{M_s}}{\frac{m_s}{M_s} + \frac{m_d}{M_d}} = \frac{\frac{822}{63}}{\frac{822}{63} + \frac{548}{18}} = 0.3$$

2. Cual es la riqueza de una disolución 5 molar de ácido sulfúrico, y su molaridad y normalidad como ácido, siendo la densidad de la disolución 1.4 g/cm³.

Solución.

De la definición de molalidad, si la disolución es cinco molar, implica que por cada kilogramo de disolvente hay 5 moles de soluto.

$$\text{Para 1 kg de agua} \rightarrow 5 \text{ moles de ácido sulfúrico} = 5 \cdot 98 = 490 \text{ gr de soluto.}$$

Conocida la masa de soluto y de disolvente se calcula la masa de la disolución, y con la masa de la disolución y la de soluto se calcula la riqueza.

$$\%(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100 = \frac{490}{1490} \cdot 100 = 32.9\%$$

Con la densidad y la masa de disolución, se calcula el volumen. Conocido el volumen y los moles de soluto, se calcula molaridad.

$$m_{d+s} = m_d + m_s = 490 + 1000 = 1490 \text{ g}$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{1490 \text{ g}}{1.4 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 1064 \text{ cm}^3 = 1.064 \text{ L}$$

$$M = \frac{n_s}{V_{d+s} (\text{L})} = \frac{5}{1.064} = 4.7$$

Mediante la relación entre la molaridad y la normalidad se calcula esta última.

$$N = M \cdot v = \{v(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2\} = 4.7 \cdot 2 = 9.4$$

3. 130 cm³ de HCl, medidos a 17°C y 707 mm de Hg se disuelven en agua ocupando 2 l de disolución de HCl. ¿Que molaridad tendrá la disolución?

Solución.

De la definición de molaridad

$$M = \frac{n_s}{V_{d+s}(\text{L})}$$

como en este caso, el soluto es un gas, los moles se calculan mediante la ecuación de gases ideales.

$$n_s = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{707}{760} \cdot 130 \times 10^{-3} = 5'1 \times 10^{-3} \text{ moles}$$

Conocidos los moles y el volumen se calcula la molaridad

$$M = \frac{5'1 \times 10^{-3}}{130 \times 10^{-3}} = 0'04$$

4. Calcular el volumen de agua que hay que añadir a 0,25 l de disolución 1,25 M de ácido sulfúrico para hacerlo 0,5 M.

Solución.

El añadir agua (disolvente) a una disolución se denomina dilución. En los procesos de dilución, el número de moles de soluto permanece constante.

$$n_i(\text{solute}) = n_f(\text{solute})$$

Por tratarse de una disolución, el número de moles de soluto se calcula multiplicando el volumen en litros por la concentración en mol/l.

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f$$

Conocido todo menos el volumen final se despeja este.

$$V_f = V_i \cdot \frac{M_i}{M_f} = 0'25 \cdot \frac{1'25}{0'5} = 0'625 \text{ L}$$

El volumen de agua que habrá que añadir será la diferencia de volúmenes.

$$\Delta V = V_f - V_i = 0'625 - 0'250 = 0'375 \text{ L} = 375 \text{ mL}$$

5. A 2 l de una disolución 30 N de sulfúrico se agregan 4 litros de agua de esta disolución se toman 12,5 cm³ para neutralizar 25 cm³ de disolución básica. ¿Qué normalidad tendrá esta última? (**Sol: 5N**)

Solución.

La neutralización entre un ácido y una base es la reacción entre los protones del ácido y los hidroxilos de la base.



En el punto de neutralización se debe cumplir:

$$n^\circ \text{ Eq-gr} (\text{ácido}) = n^\circ \text{ Eq-gr} (\text{base})$$

Teniendo en cuenta la definición de normalidad

$$N_a \cdot V_a = N_b \cdot V_b$$

Expresión de la que se desconocen la normalidad del ácido y de la base.

La Normalidad de la disolución ácida empleada en la neutralización, se puede calcular conocida la de la disolución ácida de la que proviene, ya que se ha obtenido mediante dilución.

$$M_a(\text{cc}) \cdot V_a(\text{cc}) = M_a(\text{dil}) \cdot V_a(\text{dil})$$

Multiplicando ambos miembros de la igualdad por la valencia del ácido

$$M_a(\text{cc}) \cdot v \cdot V_a(\text{cc}) = M_a(\text{dil}) \cdot v \cdot V_a(\text{dil})$$

Teniendo en cuenta la relación entre la normalidad y la molaridad ($N = M \cdot v$)

$$N_a(\text{cc}) \cdot V_a(\text{cc}) = N_a(\text{dil}) \cdot V_a(\text{dil})$$

Despejando la normalidad de la disolución diluida

$$N_a(\text{dil}) = N_a(\text{cc}) \cdot \frac{V_a(\text{cc})}{V_a(\text{dil})} = 30 \cdot \frac{2}{2+4} = 10 \text{ N}$$

Conocida la normalidad de la disolución ácida empleada en la neutralización, y mediante la ecuación de la neutralización se calcula la normalidad de la disolución básica.

$$N_b = N_a \cdot \frac{V_a}{V_b} = 10 \cdot \frac{12'5 \times 10^{-3}}{25 \times 10^{-3}} = 5 \text{ N}$$

6. Calcular las diferentes formas de expresar la concentración de una disolución de 50 g de NaOH en 200 cm³ de agua sabiendo que la disolución resultante tiene una densidad de 1,19 g/cm³.

Solución.

Molaridad. Conocida la masa de soluto y la de disolvente, se calcula masa de disolución.

$$m_{d+s} = m_d + m_s = 200 + 50 = 250 \text{ g}$$

Conocida la masa de la disolución y la densidad, se calcula el volumen de disolución.

$$\left. \begin{array}{l} m_{d+s} = 250 \text{ g} \\ d_{d+s} = 1'19 \frac{\text{g}}{\text{cc}} \end{array} \right\} : V_{d+s} = \frac{m_{d+s}}{d_{d+s}} = \frac{250}{1'19} = 210 \text{ cc}$$

Conocido el volumen de la disolución y la masa de soluto se calcula la molaridad de la disolución.

$$M = \frac{n_s}{V_{d+s}(\text{L})} = \frac{\frac{m_s}{M_s}}{V_{d+s}(\text{L})} = \frac{\frac{50 \text{ g}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{210 \times 10^{-3} \text{ L}} = 5'95 \text{ mol/L}$$

Normalidad. Se obtiene de la molaridad mediante la relación entre ellas.

$$N = M \cdot v = \{v_{\text{NaOH}} = 1\} = M = 5'95$$

Molalidad.

$$m = \frac{n^\circ \text{ moles}}{m_d(\text{kg})} = \frac{\frac{m}{\text{P.M.}}}{m_d(\text{kg})} = \frac{\frac{50}{40}}{200 \times 10^{-3}} = 6'25 \text{ mol/kg}_d$$

Riqueza ó tanto por ciento en masa.

$$\% = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100 = \frac{50}{250} \cdot 100 = 20\%$$

Fracción molar.

$$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{\frac{m_s}{M_s}}{\frac{m_s}{M_s} + \frac{m_d}{M_d}} = \frac{\frac{50}{40}}{\frac{50}{40} + \frac{200}{18}} = 0'1$$

7. Calcular la molaridad de una disolución de agua cuya densidad sea 1'01 g/cm³. (Sol: 56'1)

Solución.

$$M = \frac{n_s}{V_{d+s}(\text{L})} = \frac{\frac{m_s}{M_s}}{V_{d+s}(\text{L})} = \left\{ \begin{array}{l} V_{d+s} = 1 \text{ L} \\ d(\text{H}_2\text{O}) = 1 \frac{\text{g}}{\text{cc}} \end{array} \right\} = \frac{\frac{1000 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{1 \text{ L}} = 55'56 \text{ mol/L}$$

8. ¿Qué molaridad tiene una disolución 3 m de glicerina, de densidad 1'4 g/cm³?

Solución.

Si una disolución es 3 molal en glicerina (1,2,3-propano triol C₃H₈O₃) implica que por cada kilogramo de disolvente hay tres moles de soluto, por lo tanto se puede calcular la masa de la disolución, conocida la densidad y la masa se calcula el volumen. Con los moles de soluto y el volumen de la disolución, se calcula la molaridad.

$$m_d = 1 \text{ kg} \xrightarrow{m=3} n_s = 3 \Rightarrow m_s = n_s \cdot M_s = 3 \text{ mol} \cdot 92 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 276 \text{ g}$$

$$m_{d+s} = m_s + m_d = 276 + 1000 = 1276 \text{ gr}$$

$$\left. \begin{array}{l} m = 1276 \text{ g} \\ d = 1'4 \frac{\text{g}}{\text{ml}} \end{array} \right\} : V = \frac{m}{d} = \frac{1276 \text{ g}}{1'4 \frac{\text{g}}{\text{ml}}} = 911'4 \text{ ml} = 0'9114 \text{ L}$$

$$M = \frac{n_s}{V_{d+s}} = \frac{3}{0'9114} = 3'29$$

9. Calcular la molalidad de una disolución que contenga

(a) 0,65 moles de glucosa, C₆H₁₂O₆, en 250 gramos de agua

Solución.

$$m = \frac{n^\circ \text{ moles}}{m_d (\text{kg})} = \frac{0'65}{250 \times 10^{-3}} = 2'6 \text{ mol/kg}_d$$

(b) 45 gramos de glucosa en 1000 gramos de agua

Solución.

$$m = \frac{n^\circ \text{ moles}}{m_d (\text{kg})} = \frac{\frac{m}{\text{P.M.}}}{m_d (\text{kg})} = \frac{\frac{45}{180}}{1000 \times 10^{-3}} = 0'25 \text{ mol/kg}_d$$

(c) 18 gramos de glucosa en 200 gramos de agua.

Solución.

$$m = \frac{n^\circ \text{ moles}}{m_d (\text{kg})} = \frac{\frac{m}{\text{P.M.}}}{m_d (\text{kg})} = \frac{\frac{18}{180}}{200 \times 10^{-3}} = 0'5 \text{ mol/kg}_d$$

10. Una disolución acuosa marcada con el 35% de HClO₄ tiene una densidad de 1,251 g/cc. ¿Cuáles son la molaridad y la molalidad de dicha solución?

Solución: 4,36 M y 5,36 m.

Solución.

Molaridad. Partiendo se la definición de molaridad, se transforma su expresión en función de sus especificaciones comerciales (d, R).

$$M = \frac{n_s (\text{moles})}{V_{d+s} (\text{L})} = \left\{ n_s = \frac{m_s}{M_s} \right\} = \frac{\frac{m_s}{M_s}}{V_{d+s} (\text{L})} = \left\{ \begin{array}{l} R = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100 \\ m_s = m_{d+s} \cdot \frac{R}{100} \end{array} \right\} = \frac{\frac{m_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{M_s}}{V_{d+s} (\text{L})} =$$

$$= \left\{ \begin{array}{l} d_{d+s} = \frac{m_{d+s}}{V_{d+s}} \\ m_{d+s} = V_{d+s} \cdot d_{d+s} \end{array} \right\} = \frac{\frac{V_{d+s} \cdot d_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{M_s}}{V_{d+s} (\text{L})} \stackrel{V=1\text{L}}{=} = \frac{1000 \text{ cc} \cdot 1'251 \frac{\text{g}}{\text{cc}} \cdot \frac{35}{100}}{100'5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4'36 \text{ mol/L}$$

Molalidad.

$$m = \frac{n^\circ \text{ moles}}{m_d (\text{kg})} = \frac{\frac{V_{d+s} \cdot d_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{M_s}}{V_{d+s} \cdot d_{d+s} \cdot \left(1 - \frac{R}{100}\right)} = \frac{\frac{1000 \text{ cc} \cdot 1'251 \frac{\text{g}}{\text{cc}} \cdot \frac{35}{100}}{100'5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{1 \text{ L} \cdot 1'251 \frac{\text{kg}}{\text{L}} \cdot \left(1 - \frac{35}{100}\right)} = 5'36 \text{ mol/kg}_d$$

Para calcular la masa de disolvente en kg, el volumen se expresa en litros y la densidad en kg/L, teniendo en cuenta que el valor numérico es el mismo.

11. ¿Cuál será la normalidad de una disolución de ácido clorhídrico al 37,23% cuya densidad es 1,19 g/cc?

Solución: 12,15 N

Solución.

$$N = \frac{n^\circ \text{ Eq-gr}}{V_{d+s} (\text{L})} = \frac{\frac{m_s}{\text{Eq-gr}}}{V_{d+s} (\text{L})} = \left\{ \text{Eq-gr} = \frac{M_s}{v} \right\} = \frac{\frac{m_s}{M_s/v}}{V_{d+s} (\text{L})} = \frac{\frac{m_s}{M_s}}{V_{d+s} (\text{L})} \cdot v = \left\{ \begin{array}{l} R = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100 \\ m_s = m_{d+s} \cdot \frac{R}{100} \end{array} \right\} =$$

$$= \frac{\frac{m_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{M_s}}{V_{d+s} (\text{L})} \cdot v = \left\{ \begin{array}{l} d_{d+s} = \frac{m_{d+s}}{V_{d+s}} \\ m_{d+s} = V_{d+s} \cdot d_{d+s} \end{array} \right\} = \frac{\frac{V_{d+s} \cdot d_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{M_s}}{V_{d+s} (\text{L})} \cdot v \stackrel{v=1\text{L}}{=} = \frac{\frac{1000 \text{ cc} \cdot 1'19 \frac{\text{g}}{\text{cc}} \cdot \frac{37'23}{100}}{36'5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{1 \text{ L}} \cdot 1 = 12'14 \text{ Eq/L}$$

La valencia del ácido clorhídrico como ácido es 1. (Número de protones que cede a la disolución)

12. a) Calcular la N y m de una disolución de ácido sulfúrico del 44,17% y d = 1,340 g/ml. b) ¿Cuántos ml de la disolución anterior se precisan para preparar 500 ml de solución 0,5 M de ácido?

S = 32; O = 16; H = 1

Solución.

a.

$$N = \frac{n^\circ \text{ Eq-gr}}{V_{d+s} (\text{L})} = \frac{\frac{m_s}{\text{Eq-gr}}}{V_{d+s} (\text{L})} = \left\{ \text{Eq-gr} = \frac{M_s}{v} \right\} = \frac{\frac{m_s}{M_s/v}}{V_{d+s} (\text{L})} = \frac{\frac{m_s}{M_s}}{V_{d+s} (\text{L})} \cdot v = \left\{ \begin{array}{l} R = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100 \\ m_s = m_{d+s} \cdot \frac{R}{100} \end{array} \right\} =$$

$$= \frac{\frac{m_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{M_s}}{V_{d+s} (\text{L})} \cdot v = \left\{ \begin{array}{l} d_{d+s} = \frac{m_{d+s}}{V_{d+s}} \\ m_{d+s} = V_{d+s} \cdot d_{d+s} \end{array} \right\} = \frac{\frac{V_{d+s} \cdot d_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{M_s}}{V_{d+s} (\text{L})} \cdot v \stackrel{v=1\text{L}}{=} = \frac{\frac{1000 \text{ cc} \cdot 1'34 \frac{\text{g}}{\text{cc}} \cdot \frac{44'17}{100}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{1 \text{ L}} \cdot 2 = 12'08 \text{ Eq/L}$$

La valencia del ácido sulfúrico como ácido es 2. (Número de protones que cede a la disolución)

Molalidad.

$$m = \frac{n^{\circ} \text{ moles}}{m_d (\text{kg})} = \frac{V_{d+s} \cdot d_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{M_s} = \frac{1000 \text{ cc} \cdot 1'34 \frac{\text{g}}{\text{cc}} \cdot \frac{44'17}{100}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 8'07 \text{ mol/kg}_d$$

$$= \frac{V_{d+s} \cdot d_{d+s} \cdot \left(1 - \frac{R}{100}\right)}{1 \text{ L} \cdot 1'34 \frac{\text{kg}}{\text{L}} \cdot \left(1 - \frac{44'17}{100}\right)}$$

Para calcular la masa de disolvente en kg, el volumen se expresa en litros y la densidad en kg/L, teniendo en cuenta que el valor numérico es el mismo.

b. Conocido el volumen y la concentración de la disolución que se quiere preparar, mediante la definición de molaridad se calcula el número de moles de soluto.

$$M = \frac{n_s}{V_{d+s}} \rightarrow n_s = M \cdot V_{d+s} = 0'5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0'5 \text{ L} = 0'25 \text{ mol}$$

Conocidos los moles de soluto, se calcula la masa de soluto mediante la definición de número de moles.

$$n_s = \frac{m_s}{M} \rightarrow m_s = n_s \cdot M = 0'25 \text{ mol} \cdot 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 24'5 \text{ g}$$

Conocida la masa de soluto, con la riqueza de la disolución comercial, se calcula la masa de disolución.

$$R = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100 \rightarrow m_{d+s} = \frac{m_s}{R} \cdot 100 = \frac{24'5 \text{ g}}{44'17} \cdot 100 = 55'47 \text{ g}$$

La masa de la disolución y su densidad, permiten calcular el volumen de la disolución comercial necesario para preparar la disolución pedida mediante dilución.

$$d_{d+s} = \frac{m_{d+s}}{V_{d+s}} \rightarrow V_{d+s} = \frac{m_{d+s}}{d_{d+s}} = \frac{55'47 \text{ g}}{1'34 \frac{\text{g}}{\text{cc}}} = 41'4 \text{ cc}$$

13. Se disuelven 0.005 Kg de HCl en 0.035 Kg de agua. Sabiendo que la densidad de la disolución es de 1.060 Kg/litro. Calcular la concentración de la disolución en: a) % b) Molaridad. c) Normalidad. d) Molalidad. e) Fracción molar de soluto y disolvente.

Solución.

a. $\%(\text{Masa}) = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100 = \frac{m_s}{m_s + m_d} \cdot 100 = \frac{5 \text{ g}}{5 \text{ g} + 35 \text{ g}} \cdot 100 = 12'5\%$

b. Para el cálculo de la molaridad falta el volumen de la disolución, que se calcula con la densidad y la masa de la disolución.

$$V = \frac{m_{d+s}}{d} = \frac{40 \text{ g}}{1'06 \frac{\text{g}}{\text{cc}}} = 37'54 \text{ cc}$$

$$M = \frac{n_s}{V_{d+s} (\text{L})} = \frac{\frac{m_s}{M_s}}{V_{d+s} (\text{L})} = \frac{\frac{5 \text{ g}}{36'5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{37'54 \times 10^{-3} \text{ L}} = 3'63 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

c. $\left. \begin{array}{l} N = M \cdot v \\ v_{\text{HCl}} = 1 \end{array} \right\} : N = M = 3'63 \frac{\text{Eq}}{\text{L}}$

$$d. \quad m = \frac{n^{\circ} \text{ moles}}{m_d (\text{kg})} = \frac{\frac{m}{M}}{m_d (\text{kg})} = \frac{\frac{5 \text{ g}}{36'5 \text{ g/mol}}}{0'035 \text{ kg}} = 3'91 \text{ mol/kg}_d$$

$$e. \quad \chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{\frac{m_s}{M_s}}{\frac{m_s}{M_s} + \frac{m_d}{M_d}} = \frac{\frac{5}{36'5}}{\frac{5}{36'5} + \frac{35}{18}} = 0'0658$$

14. Cuantos dm^3 de una disolución de HCl de riqueza 40% y $1'12 \text{ Kg/dm}^3$ hacen falta para preparar 5 dm^3 de disolución 0,1 N de dicho ácido?

Solución.

Conocido el volumen y la concentración de la disolución que se quiere preparar, mediante la definición de normalidad se calcula el número de equivalentes de soluto.

$$N = \frac{n^{\circ} \text{ Eq}}{V_{d+s}} \rightarrow n^{\circ} \text{ Eq} = N \cdot V_{d+s} = 0'1 \frac{\text{Eq}}{\text{L}} \cdot 5 \text{ L} = 0'5 \text{ Eq}$$

Conocidos los equivalentes de soluto, se calcula la masa de soluto mediante la definición de número de equivalentes.

$$n^{\circ} \text{ Eq} = \frac{m_s}{\text{Eq}} = \frac{m_s}{\frac{M}{v}} \rightarrow m_s = n^{\circ} \text{ Eq} \cdot \frac{M}{v} = 0'5 \text{ Eq} \cdot \frac{36'5 \text{ g/mol}}{1 \text{ Eq/mol}} = 18'25 \text{ g}$$

Conocida la masa de soluto, con la riqueza de la disolución comercial, se calcula la masa de disolución.

$$R = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100 \rightarrow m_{d+s} = \frac{m_s}{R} \cdot 100 = \frac{18'25 \text{ g}}{44} \cdot 100 = 45'62 \text{ g}$$

La masa de la disolución y su densidad, permiten calcular el volumen de la disolución comercial necesario para preparar la disolución pedida mediante dilución.

$$d_{d+s} = \frac{m_{d+s}}{V_{d+s}} \rightarrow V_{d+s} = \frac{m_{d+s}}{d_{d+s}} = \frac{45'62 \text{ g}}{1'12 \frac{\text{g}}{\text{cc}}} = 40'74 \text{ cc}$$

15. Calcular la molaridad, molalidad y normalidad de una disolución de ácido nítrico del 60% de riqueza y $1,37 \text{ gr/cm}^3$ de densidad.

Solución.

Molaridad. Partiendo se la definición de molaridad, se transforma su expresión en función de sus especificaciones comerciales (d, R).

$$M = \frac{n_s (\text{moles})}{V_{d+s} (\text{L})} = \left\{ n_s = \frac{m_s}{M_s} \right\} = \frac{\frac{m_s}{M_s}}{V_{d+s} (\text{L})} = \left\{ \begin{array}{l} R = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100 \\ m_s = m_{d+s} \cdot \frac{R}{100} \end{array} \right\} = \frac{\frac{m_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{M_s}}{V_{d+s} (\text{L})} =$$

$$= \left\{ \begin{array}{l} d_{d+s} = \frac{m_{d+s}}{V_{d+s}} \\ m_{d+s} = V_{d+s} \cdot d_{d+s} \end{array} \right\} = \frac{V_{d+s} \cdot d_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{M_s \cdot V_{d+s} (\text{L})} \stackrel{V=1\text{L}}{=} = \frac{1000 \text{ cc} \cdot 1'37 \frac{\text{g}}{\text{cc}} \cdot \frac{60}{100}}{63 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1 \text{ L}} = 13'05 \text{ mol/L}$$

Molalidad.

$$m = \frac{n^\circ \text{ moles}}{m_d (\text{kg})} = \frac{\frac{V_{d+s} \cdot d_{d+s} \cdot R}{100}}{M_s} = \frac{1000 \text{ cc} \cdot 1'37 \frac{\text{g}}{\text{cc}} \cdot \frac{60}{100}}{63 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 23'81 \frac{\text{mol}}{\text{kg}_d}$$

Para calcular la masa de disolvente en kg, el volumen se expresa en litros y la densidad en kg/L, teniendo en cuenta que el valor numérico es el mismo.

$$\text{Normalidad. } \left. \begin{array}{l} N = M \cdot v \\ v_{\text{HNO}_3} = 1 \end{array} \right\} : N = M = 13'05 \frac{\text{Eq}}{\text{L}}$$

16. Calcular la densidad de una disolución de 300 ml. de HCl 0'75M y 2'55% de riqueza .

Solución.

Con el volumen y la concentración se obtiene el número de moles de soluto. Con el número de moles de soluto y la masa molecular se calcula la masa de soluto. Con la masa de soluto y la riqueza se obtiene la masa de la disolución, conocida la masa de la disolución y el volumen se obtiene la densidad de la disolución.

$$M = \frac{n_s}{V_{d+s}} \rightarrow n_s = M \cdot V_{d+s} = 0'75 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0'3 \text{ L} = 0'225 \text{ mol}$$

$$n_s = \frac{m_s}{M_s} \rightarrow m_s = n_s \cdot M_s = 0'225 \text{ mol} \cdot 36'5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 8'21 \text{ g}$$

$$R = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100 \rightarrow m_{d+s} = \frac{m_s}{R} \cdot 100 = \frac{8'21 \text{ g}}{2'5} \cdot 100 = 328'5 \text{ g}$$

$$d = \frac{m_{d+s}}{V_{d+s}} = \frac{328'5 \text{ g}}{300 \text{ mL}} = 1'095 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

17. Calcular la riqueza de un ácido sulfúrico para que sea 5 N, sabiendo que su densidad es 1.14 g/cc. ¿Cuál será su molalidad y su molaridad?

Solución.

Por hacer los cálculos más sencillos, primero se calcula la molaridad mediante la relación entre la molaridad y la normalidad.

$$N = M \cdot v \rightarrow M = \frac{N}{v} = \frac{5}{2} = 2'5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Riqueza. $R(\%) = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100$ Conocida la molaridad y la densidad de la disolución, se fija un

volumen arbitrariamente (1 L es lo más aconsejable), con la molaridad y el volumen se calcula el número de moles de soluto y con los moles de soluto la masa de soluto, con la densidad y el volumen se calcula la masa de la disolución, conocidas las masas de soluto y disolución, se calcula la riqueza.

$$M = \frac{n_s}{V_{d+s}} \rightarrow n_s = M \cdot V_{d+s} = 2'5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 1 \text{ L} = 2'5 \text{ mol}$$

$$n_s = \frac{m_s}{M_s} \rightarrow m_s = n_s \cdot M_s = 2'5 \text{ mol} \cdot 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 245 \text{ g}$$

$$d_{d+s} = \frac{m_{d+s}}{V_{d+s}} \rightarrow m_{d+s} = d_{d+s} \cdot V_{d+s} = 1'14 \frac{\text{g}}{\text{cc}} \cdot 1000 \text{ cc} = 1140 \text{ g}$$

$$R(\%) = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100 = \frac{245}{1140} \cdot 100 = 21'5\%$$

Molalidad.

$$\text{Para 1L de disolución } m_{d+s} = 1140: \begin{cases} m_s = 245 \text{ gr} \leftrightarrow n_s = 2'5 \text{ mol} \\ m_d = m_{d+s} - m_s = 1140 - 245 = 895 \text{ gr} = 0'895 \text{ kg} \end{cases}$$

$$m = \frac{n^\circ \text{ moles}}{m_d (\text{kg})} = \frac{2'5}{0'895} = 2'79 \text{ mol/kg}_d$$

18. Calcular la cantidad en peso de la sal carbonato sódico decahidratado y también la cantidad en peso de agua que habría que añadir para preparar 0,25 Kg. de una disolución de carbonato sódico al 10 % en peso.

Solución.

Conocida la masa de la disolución y el tanto por ciento en masa de soluto, se calcula la masa de soluto puro (carbonato de sodio deshidratado).

La masa de sal deshidratada y la relación ponderal entre ella y la hidratada, permite calcular la masa de carbonato sódico decahidratado necesario para preparar la disolución.

$$\left. \begin{array}{l} m_{d+s} = 250 \text{ g} \\ R = 10\% \end{array} \right\} : m_s = m_{d+s} \frac{R}{100} = 250 \text{ g} \frac{10}{100} = 25 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$$

$$\frac{\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{286 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{106 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \rightarrow m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = \frac{286}{106} \cdot m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{286}{106} \cdot 25 = 67'45 \text{ g}$$

La masa de agua que hay que añadir será la diferencia de la masa de la disolución menos la masa de sal hidratada.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{d+s} - m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 250 - 67'45 = 182'55 \text{ g}$$

19. ¿Cuántos ml. de ácido sulfúrico de densidad 1,84 g/ml y 96 % de riqueza en peso serán necesarios para preparar 1 litro de disolución de ácido sulfúrico al 20% y de densidad igual a 1.14 g/mL?

Solución.

De los datos de la disolución que se quiere preparar se puede calcular la masa de ácido sulfúrico puro necesaria.

Para un litro de disolución de densidad 1'14 g/mL, la masa es:

$$m_{d+s} = d \cdot V = 1'14 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 1000 \text{ mL} = 1140 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Con la masa de la disolución y la riqueza se calcula la masa de soluto.

$$m_s = m_{d+s} \cdot \frac{R}{100} = 1140 \text{ gr} \cdot \frac{20}{100} = 228 \text{ gr H}_2\text{SO}_4$$

Conocida la masa de ácido sulfúrico puro, se calcula el volumen necesario de disolución comercial (1'84 g/mL y 96%) que llevará dicha masa.

Si la masa de ácido puro es de 228 gr, la masa de disolución al 96% será:

$$m_{d+s} = \frac{m_s}{R} \cdot 100 = \frac{228}{96} \cdot 100 = 237'5 \text{ gr}$$

Con la masa de la disolución y la densidad se calcula el volumen necesario.

$$V = \frac{m_{d+s}}{d} = \frac{237'5 \text{ g}}{1'84 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 129 \text{ mL}$$

20. Hallar el % en peso y la molaridad de una disolución obtenida mezclando 0'5 litros de ácido sulfúrico concentrado del 98% de riqueza y 1'8g/cm³ con la suficiente agua para llegar a 1 litro de disolución de densidad 1'40 g/cm³.

Solución.

$$\%(\text{Masa}) = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100$$

La masa de soluto se obtiene de los datos de la disolución concentrada que se utiliza.

- 0'5 litros de ácido sulfúrico concentrado del 98% de riqueza y 1'8g/cm³

$$m_s = V_{\text{Concentrada}} \cdot d \cdot \frac{R}{100} = 500 \text{ cm}^3 \cdot 1'8 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot \frac{98}{100} = 882 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

La masa de la disolución se obtiene de los datos de la disolución final

- 1 litro de disolución de densidad 1'40 g/cm³.

$$m_{d+s} = V_{\text{Diluida}} \cdot d = 1000 \text{ cm}^3 \cdot 1'40 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 1400 \text{ g}$$

$$\%(\text{Masa}) = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100 = \frac{882}{1400} \cdot 100 = 63\%$$

Conocidos los datos de la disolución resultante ($m_s = 882 \text{ gr}$ y $V_{d+s} = 1 \text{ L}$), la molaridad se calcula con la definición.

$$M = \frac{n_s}{V_{d+s}(\text{L})} = \frac{\frac{m_s}{M_s}}{V_{d+s}(\text{L})} = \frac{\frac{882 \text{ g}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{1 \text{ L}} = 9 \text{ mol/L}$$

21. Se dispone de una disolución de HCl comercial del 36% de riqueza y 1,8 gr/cm³ de densidad. Que volumen se ha de tomar para tener un mol de soluto. Cual sería su normalidad, molaridad, molalidad y fracción molar.

Solución.

Un mol de HCl equivale a 36'5 gr. 36'5 gramos de soluto en una disolución al 36 % de riqueza equivalen a una masa de disolución de:

$$R = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100 \rightarrow m_{d+s} = \frac{m_s}{R} \cdot 100 = \frac{36'5}{36} \cdot 100 = 101'4 \text{ g}$$

101'4 gr de disolución de densidad 1'8 gr/cm³, equivalen a un volumen de:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{101'4 \text{ g}}{1'8 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 56'3 \text{ cm}^3$$

Con los datos obtenidos, se pueden calcular expresiones de concentración pedidas en el enunciado.

$$M = \frac{n_s}{V_{d+s}(\text{L})} = \frac{1 \text{ mol}}{56'3 \times 10^{-3} \text{ L}} = 17'75 \text{ mol/L}$$

$$N = M \cdot v = \{v(\text{HNO}_3) = 1\} = M = 17'75$$

$$m = \frac{n}{m_d \text{ Kg}} = \frac{n}{m_{d+s} - m_s \text{ Kg}} = \frac{1 \text{ mol}}{(101'4 - 36'5) \cdot 10^{-3} \text{ Kg}} = 15'4 \text{ mol/Kg}_d$$

$$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{n_s}{n_s + \frac{m_s}{M_s}} = \frac{1}{1 + \frac{64'9 \text{ gr}}{18 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}}} = 0'217 \Leftrightarrow 21'7\%$$

22. septiembre 1998

Se dispone de una disolución de ácido nítrico del 68% en peso y densidad 1,39 g/cm³. Calcula:

- a) Qué volumen de esta disolución será necesario tomar para preparar 750 cm³ de una disolución 2 M de dicho ácido.

Solución.

Conocidos el volumen y concentración de la disolución pedida, y mediante la definición de molaridad, se calcula el número de moles de soluto (HNO₃) necesarios.

$$\left. \begin{array}{l} V = 750 \text{ cm}^3 \\ |\text{HNO}_3| = 2 \text{ mol/L} \end{array} \right\} : n(\text{HNO}_3) = V \cdot M = 750 \times 10^{-3} \text{ L} \cdot 2 \text{ mol/L} = 1'5 \text{ mol}$$

El número de moles de ácido nítrico y su masa molecular, permiten calcular la masa de ácido puro necesaria para preparar la disolución pedida.

$$\left. \begin{array}{l} n(\text{HNO}_3) = 1'5 \text{ mol} \\ M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ gr/mol} \end{array} \right\} : m(\text{HNO}_3) = n \cdot M = 1'5 \text{ mol} \cdot 63 \text{ gr/mol} = 94'5 \text{ g}$$

Conocida la masa de ácido nítrico (soluto), se calcula la masa de la disolución comercial del 68% de riqueza en peso.

$$\left. \begin{array}{l} m(\text{HNO}_3) = m_s = 94'5 \text{ g} \\ R = 68\% \end{array} \right\} : R = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100 \rightarrow m_{d+s} = \frac{m_s}{R} \cdot 100 = \frac{94'5 \text{ g}}{68} \cdot 100 = 139 \text{ g}$$

La masa y la densidad de la disolución comercial permiten calcular el volumen necesario.

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{139 \text{ gr}}{1'39 \text{ gr/cm}^3} = 100 \text{ cm}^3$$

- b) Qué volumen de la disolución original habrá que tomar para neutralizar exactamente 18'24 g de hidróxido de estroncio disueltos en agua. Masa atómicas: Sr = 87'6; N = 14; O = 16; H = 1.

Solución.

Este apartado se puede resolver de dos formas:

- **Por equivalentes.** En toda reacción de neutralización ácido-base, cuando se llega a la neutralización, se debe cumplir:

$$n^\circ \text{ Eq} - \text{gr}_{\text{ácido}} = n^\circ \text{ Eq} - \text{gr}_{\text{base}}$$

Teniendo en cuenta el estado de agregación de cada componente, el ácido está en disolución y la base es sólida, el número de equivalentes de cada uno de ellos se calcula de la siguiente forma:

$$N_a \cdot V_a = \frac{m_b}{\text{Eq} - \text{gr}_b}$$

Normalidad del ácido nítrico.

$$N = \frac{n^\circ \text{ Eq} - \text{gr}}{V_{d+s}(\text{L})} = \frac{\frac{m_s}{\text{Eq} - \text{gr}}}{V_{d+s}(\text{L})} = \left\{ \text{Eq} - \text{gr} = \frac{M_s}{v} \right\} = \frac{\frac{M_s}{v}}{V_{d+s}(\text{L})} = \frac{\frac{m_s}{M_s}}{V_{d+s}(\text{L})} \cdot v = \left\{ \begin{array}{l} R = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100 \\ m_s = m_{d+s} \cdot \frac{R}{100} \end{array} \right\} =$$

$$= \frac{\frac{m_{d+s}}{V_{d+s}(\text{L})} \cdot \frac{R}{100}}{\frac{M_s}{V_{d+s}(\text{L})}} \cdot v = \left\{ \begin{array}{l} d_{d+s} = \frac{m_{d+s}}{V_{d+s}} \\ m_{d+s} = V_{d+s} \cdot d_{d+s} \end{array} \right\} = \frac{V_{d+s} \cdot d_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{V_{d+s}(\text{L})} \cdot v \stackrel{v=1\text{L}}{=} = \frac{1000 \text{ cc} \cdot 1'39 \text{ gr/cc} \cdot \frac{68}{100}}{63 \text{ gr/mol}} \cdot 1 = 15 \text{ Eq/L}$$

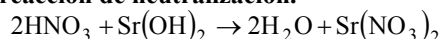
Equivalente-gramo de la base (Sr(OH)₂).

$$\text{Eq-gr}(\text{Sr}(\text{OH})_2) = \frac{M(\text{Sr}(\text{OH})_2)}{v} = \frac{121'6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2 \frac{\text{Eq}}{\text{mol}}} = 60'8 \frac{\text{g}}{\text{Eq}}$$

Sustituyendo en la ecuación de neutralización:

$$15 \frac{\text{Eq}}{\text{L}} \cdot V_a = \frac{18'24 \text{ g}}{60'8 \frac{\text{g}}{\text{Eq}}} \rightarrow V_a = 0'02 \text{ L} = 20 \text{ mL}$$

- **Por estequiometría de la reacción de neutralización.**



La relación estequiométrica entre el ácido nítrico y el hidróxido de estroncio, permite obtener el factor de conversión de hidróxido a ácido.

$$\frac{\text{HNO}_3}{\text{Sr}(\text{OH})_2} = \frac{2}{1} \rightarrow n(\text{HNO}_3) = 2 \cdot n(\text{Sr}(\text{OH})_2) = 2 \cdot \frac{m(\text{Sr}(\text{OH})_2)}{M(\text{Sr}(\text{OH})_2)} = 2 \cdot \frac{18'24 \text{ g}}{121'6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0'3 \text{ mol}$$

Conocidos los moles de ácido nítrico necesario y con las especificaciones comerciales de la disolución a utilizar, se calcula el volumen necesario.

$$m_s = m(\text{HNO}_3) = n(\text{HNO}_3) \cdot M(\text{HNO}_3) = 0'3 \text{ mol} \cdot 63 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 18'9 \text{ g}$$

$$m_{d+s} = \frac{m_s}{R} \cdot 100 = \frac{18'9 \text{ g}}{68} \cdot 100 = 27'8 \text{ g}$$

$$V_{d+s} = \frac{m_{d+s}}{d_{d+s}} = \frac{27'8 \text{ g}}{1'39 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 20 \text{ mL}$$

23. septiembre 1997

Se desea preparar un litro de disolución de ácido clorhídrico 0'5 M. Para ello se dispone de un ácido clorhídrico del 5% de riqueza en peso y densidad 1'095 g/cm³, y de otro 0'1M. Calcula:

DATOS: Masas atómicas Cl = 35'5; H = 1

- a) La molaridad del clorhídrico comercial.

Solución.

$$M_1 = \frac{n_s(\text{moles})}{V_{d+s}(\text{L})} = \left\{ n_s = \frac{m_s}{M_s} \right\} = \frac{\frac{m_s}{M_s}}{V_{d+s}(\text{L})} = \left\{ \begin{array}{l} R = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100 \\ m_s = m_{d+s} \cdot \frac{R}{100} \end{array} \right\} = \frac{\frac{m_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{M_s}}{V_{d+s}(\text{L})} =$$

$$= \left\{ \begin{array}{l} d_{d+s} = \frac{m_{d+s}}{V_{d+s}} \\ m_{d+s} = V_{d+s} \cdot d_{d+s} \end{array} \right\} = \frac{\frac{V_{d+s} \cdot d_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{M_s}}{V_{d+s}(\text{L})} \stackrel{V=1\text{L}}{=} = \frac{1000 \text{ cc} \cdot 1'095 \frac{\text{g}}{\text{cc}} \cdot \frac{5}{100}}{36'5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1'5 \text{ mol/L}$$

- b) El volumen de cada disolución que es necesario tomar para obtener la disolución deseada.

Solución.

El número de moles de ácido clorhídrico de la disolución final será la suma de los de moles de ácido clorhídrico que aporte cada una de las dos disoluciones.

$$n_F = n_1 + n_2$$

Puesto que son disoluciones, la ecuación se puede transformar mediante la definición de molaridad

en:

$$M_F \cdot V_F = M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2$$

Suponiendo que de la disolución 1 (1'5M) se toman "x" litros y que de la disolución 2 (0'1M) se toman "y" litros, la ecuación anterior se transforma en:

$$0'5 \cdot 1 = 1'5 \cdot x + 0'1 \cdot y$$

Teniendo en cuenta que los volúmenes son aditivos:

$$x + y = 1$$

Estas dos ecuaciones permiten plantear un sistema cuya solución es el volumen de cada disolución que hay que emplear.

$$\left. \begin{array}{l} 1'5x + 0'1y = 0'5 \\ x + y = 1 \end{array} \right\} : \begin{cases} x = 0'286 \text{ L} = 286 \text{ mL } 1'5\text{M} \\ y = 0'714 \text{ L} = 714 \text{ mL } 0'1\text{M} \end{cases}$$

24. septiembre 1996

Se mezclan un litro de ácido nítrico de densidad 1'380 g/cm³ y 62'7% de riqueza en peso con un litro de ácido nítrico de densidad 1'130 g/cm³ y 22'4% en peso. Calcular la molaridad, densidad y riqueza de la disolución resultante admitiendo que los volúmenes son aditivos.

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

Solución.

Molaridad.

$$M = \frac{n_s(\text{Totales})}{V_{d+s}(\text{L})} = \frac{n_1 + n_2}{V_{d+s}(\text{L})}$$

siendo n_1 y n_2 son los moles de ácido que aporta cada una de las disoluciones, que se calculan teniendo en cuenta las especificaciones comerciales de cada disolución y los volúmenes empleados de cada una.

$$\text{Disolución 1: } \left\{ \begin{array}{l} d = 1'380 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \\ R = 62'7\% \\ V = 1 \text{ L} = 1000 \text{ mL} \end{array} \right\} : n_1 = \frac{V_{d+s} \cdot d_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{M_s} = \frac{1000 \text{ mL} \cdot 1'380 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot \frac{62'7}{100}}{63 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 13'7 \text{ mol}$$

$$\text{Disolución 2: } \left\{ \begin{array}{l} d = 1'130 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \\ R = 22'4\% \\ V = 1 \text{ L} = 1000 \text{ mL} \end{array} \right\} : n_2 = \frac{V_{d+s} \cdot d_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{M_s} = \frac{1000 \text{ mL} \cdot 1'130 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot \frac{22'4}{100}}{63 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4'6 \text{ mol}$$

Sustituyendo en la definición de molaridad y teniendo en cuenta que los volúmenes son aditivos:

$$M = \frac{n_s(\text{Totales})}{V_{d+s}(\text{L})} = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2} = \frac{13'7 + 4'6}{1 + 1} = 9'18$$

Densidad. Es la media de las densidades de las disoluciones ponderadas a los volúmenes empleados de cada una.

$$d = \frac{d_1 \cdot V_1 + d_2 \cdot V_2}{V_1 + V_2} = \frac{1'380 \cdot 1 + 1'130 \cdot 1}{1 + 1} = 1'340 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

Riqueza:

$$R = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100 = \frac{(n_1 + n_2) \cdot M}{V_1 \cdot d_1 + V_2 \cdot d_2} \cdot 100 = \frac{(13'7 + 4'6) \cdot 63}{1000 \cdot 1'38 + 1000 \cdot 1'13} \cdot 100 = 43\%$$

25. junio 1995

¿Cuántos gramos de sulfato de cobre (II) pentahidratado, del 85% de riqueza, hay que pesar para preparar 1'5 litros de disolución, en la que la concentración de Cu (II) sea 10^{-3} M?

Datos: Masas atómicas: S = 32; O = 16; Cu = 63'5; H = 1.

Solución.

Conocido el volumen y la concentración, se puede hallar el número de moles de ión Cu^{2+} .

$$n(\text{Cu}^{2+}) = V \cdot |\text{Cu}^{2+}| = 1'5 \text{ L} \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = 1'5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Conocidos los moles de ión cobre(II) se calcula la masa de cobre (la masa de cobre y la de ión cobre(II) es la misma, puesto que se puede despreciar la masa de los electrones).

$$m(\text{Cu}) = n \cdot M(\text{Cu}) = 1'5 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 63'5 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 0'095 \text{ gr}$$

Conocida la masa de cobre y mediante la relación ponderal del cobre en la sal hidratada, se puede calcular la masa de esta última.

$$\frac{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{\text{Cu}} = \frac{249'5}{63'5} \rightarrow m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{249'5}{63'5} m(\text{Cu}) = \frac{249'5}{63'5} \cdot 0'095 = 0'374 \text{ gr}$$

Conocida la masa de la sal hidratada pura y la riqueza, se calcula la masa de necesaria para preparar la disolución pedida.

$$R = \frac{m_p}{m_t} \cdot 100 \rightarrow m_t = \frac{m_p}{R} \cdot 100 = \frac{0'374}{85} \cdot 100 = 0'440 \text{ gr}$$

26. septiembre 1994

Un ácido clorhídrico comercial contiene un 37 por 100 en peso de ácido clorhídrico, con una densidad de 1'19 g/ml. ¿Qué cantidad de agua se debe añadir a 20 ml de este ácido para que la disolución resultante sea 1 M?

(Sol.: 221 ml)

Solución.

Para resolver el problema se tiene en cuenta que se va a diluir una disolución concentrada, y que por tanto el número de moles de soluto de la disolución concentrada es el mismo que el de la disolución diluida.

$$n_{cc}(\text{HCl}) = n_{dil}(\text{HCl})$$

Por ser disoluciones, el número de moles se calcula mediante la definición de molaridad.

$$M_{cc} \cdot V_{cc} = M_{dil} \cdot V_{dil}$$

Igualdad de la que se conocen por los datos del enunciado la molaridad de la disolución diluida (1M), el volumen de la concentrada (20×10^{-3} L), y las especificaciones de la disolución concentrada que permiten calcular su concentración.

$$M_{cc} = \frac{n_s(\text{moles})}{V_{d+s}(\text{L})} = \left\{ n_s = \frac{m_s}{M_s} \right\} = \frac{m_s}{V_{d+s}(\text{L}) \cdot M_s} = \left\{ \begin{array}{l} R = \frac{m_s}{m_{d+s}} \cdot 100 \\ m_s = m_{d+s} \cdot \frac{R}{100} \end{array} \right\} = \frac{m_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{V_{d+s}(\text{L}) \cdot M_s} =$$

$$= \left\{ \begin{array}{l} d_{d+s} = \frac{m_{d+s}}{V_{d+s}} \\ m_{d+s} = V_{d+s} \cdot d_{d+s} \end{array} \right\} = \frac{V_{d+s} \cdot d_{d+s} \cdot \frac{R}{100}}{V_{d+s}(\text{L}) \cdot M_s} \stackrel{V=1\text{L}}{=} = \frac{1000 \text{ cc} \cdot 1'19 \frac{\text{gr}}{\text{cc}} \cdot \frac{37}{100}}{1 \text{ L} \cdot 36'5 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}} = 12'1 \text{ mol/L}$$

Sustituyendo en la ecuación de dilución se obtiene el volumen de la diluida.

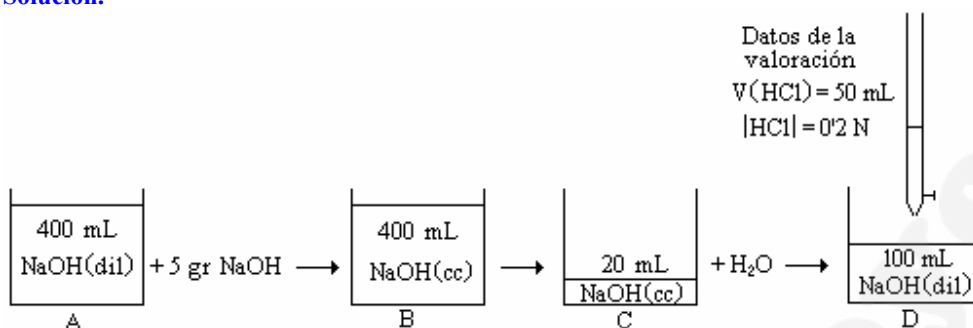
$$12'1 \cdot 20 \times 10^{-3} = 1 \cdot V_{dil} \Rightarrow V_{dil} = 0'241 \text{ L} = 241 \text{ mL}$$

El volumen de agua que hay que añadir es el incremento de volumen.

$$\Delta V = V_{dil} - V_{cc} = 241 - 20 = 221 \text{ mL}$$

27. Sobre 400 cm³ de una disolución de sosa se añaden 5 g de Hidróxido puro, sin apreciar variación de volumen, se toman 20 cm³ de disolución resultante y se diluyen hasta 100 ml valorándose con ácido HCl 0,2 N gastándose 50 ml ¿Qué masa de sosa contenían los 400 cm³ iniciales?

Solución.



Con los datos de la valoración y el volumen de la disolución básica se puede calcular la concentración de la disolución D.

Neutralización: n° Eq-gr (ácido) = n° Eq-gr (base)

$$N_a \cdot V_a = N_b \cdot V_b$$

$$0,2 \cdot 50 \times 10^{-3} = N_b \cdot 100 \times 10^{-3} \Rightarrow N_b = 0,1$$

Conocida la normalidad de la disolución D se calcula su molaridad

$$N = M \cdot v : \{v(\text{NaOH}) = 1\} : N = M = 0,1$$

Con la concentración de la disolución D y teniendo en cuenta que se obtiene por dilución de la disolución C, se calcula la concentración de C.

$$M_C \cdot V_C = M_D \cdot V_D \rightarrow M_C \cdot 20 \times 10^{-3} = 0,1 \cdot 100 \times 10^{-3} \Rightarrow M_C = 0,5$$

La molaridad de C y D es la misma ya que C es una parte de D. Aplicando la definición de molaridad a esta última se calcula masa de NaOH que lleva la disolución

$$M(B) = \frac{n_s}{V_{d+s}(L)} = \frac{m_s(B)}{M_s} = \frac{40 \text{ gr/mol}}{0,4 \text{ L}} = 0,5 \text{ mol/L}$$

Despejando

$$m_s(B) = 8 \text{ gr}$$

Conocida la masa de soluto que lleva la disolución B, se calcula la masa de NaOH de la disolución A, restando los 5 gramos que se han añadido.

$$m(\text{NaOH})_A = 8 - 5 = 3 \text{ gr}$$