

Examen: Dissolucions

Nom: _____

1. (2 punts) El sulfamat és una dissolució d'àcid clorhídric, és a dir, una solució aquosa de clorur d'hidrogen, i s'utilitza per netejar a les llars. Per preparar exactament 100 mL d'una dissolució d'àcid clorhídric $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$:

(a) Quants mL d'una dissolució $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ has d'utilitzar?

Resposta

$$V_{\text{HCl}, 1M} = 100 \text{ mL solució HCl } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L solució } 0,1 \text{ M}}{1000 \text{ mL solució } 0,1 \text{ M}} \cdot \frac{0,1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L solució } 0,1 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ L solució } 1M}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{1000 \text{ mL solució } 1M}{1 \text{ L solució } 1M} = 10 \text{ mL solució } 1M$$

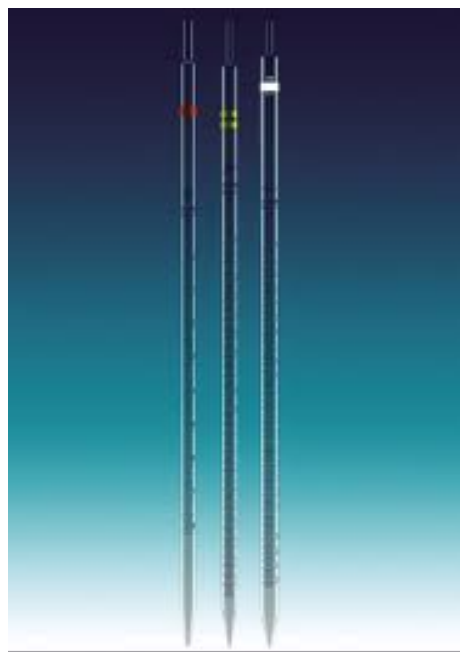
(b) Quin material volumètric has d'emprar?

Resposta

Per agafar 10 mL de la solució 1 M farem servir una pipeta. Introduïm els 10 mL en un matràs aforat de 100 mL de capacitat, i omplim amb aigua destil·lada fins a la marca d'enràs.



Matràs aforat



Pipetes

2. (2 punts) Calcula la massa d'aigua que s'ha d'afegir a 100 cm^3 d'àcid clorhídric de densitat $1,18 \text{ g/cm}^3$ i que conté un $36,23\%$ en massa d'HCl, per tal d'obtenir un àcid del $22,33\%$ d'HCl i de densitat $1,12 \text{ g/cm}^3$.

Resposta

En primer lloc calculem la massa d'àcid clorhídric del $36,23\%$ que hem de pesar:

$$m_{\text{HCl},22,33\%} = 100 \text{ cm}^3 \text{HCl } 36\% \cdot \frac{1,18 \text{ g HCl } 36\%}{1 \text{ cm}^3 \text{HCl } 36\%} \cdot \frac{36,23 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 36\%} \cdot \frac{100 \text{ g HCl } 22\%}{22,23 \text{ g HCl}} =$$

$$= 191,5 \text{ g HCl } 22\%$$

Però la massa de HCl $36,23\%$ era

$$m_{\text{HCl } ,33,23\%} = 100 \text{ cm}^3 \text{HCl } 36\% \cdot \frac{1,18 \text{ g HCl } 36\%}{1 \text{ cm}^3 \text{HCl } 36\%} = 118 \text{ g HCl } 33\%$$

I la massa d'aigua que cal afegir serà:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{HCl},22,33\%} - m_{\text{HCl } ,33,23\%} = 191,5 \text{ g HCl } 22\% - 118 \text{ g HCl } 33\% = 73,5 \text{ g H}_2\text{O}$$

Per fer el càlcul anterior, també podíem haver trobat, per cada dissolució, la massa d'aigua i, després, fent la diferència sabríem la quantitat d'aigua que cal afegir. Però com que la quantitat del solut –l'àcid clorhídric– és la mateixa, el càlcul es pot realitzar de manera directa.

3. (3 punts) L'àcid sulfúric és un àcid amb una forta acció deshidratant. Un àcid sulfúric concentrat té una densitat de $1827 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ i conté el $92,77\%$ en massa d'àcid sulfúric.
- (a) Quants mL d'àcid sulfúric concentrat necessites per preparar 250 mL de dissolució 1 M?

Resposta

El primer que fem és expressar la densitat en unes unitats que ens siguin més còmodes,

$$d_{\text{H}_2\text{SO}_4, \text{conc}} = \frac{1827 \text{ kg H}_2\text{SO}_4 \text{ conc}}{1 \text{ m}^3 \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ conc}} \cdot \frac{1000 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ conc}}{1 \text{ kg H}_2\text{SO}_4 \text{ conc}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3 \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ conc}}{10^6 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ conc}}$$

$$\Rightarrow d_{\text{H}_2\text{SO}_4, \text{conc}} = 1,827 \text{ g/mL}$$

Per calcular el volum d'àcid sulfúric concentrat que necessitem, partim del volum d'àcid 1M que volem preparar:

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4, \text{conc}} = 250 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 1M} \cdot \frac{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 1M}}{1000 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 1M}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 1M}} \cdot$$



$$\cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 92,77\%}}{92,77 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 92,77\%}}{1,827 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 92,77\%}} =$$

$$= 14,5 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 92,77\%}$$

- (b) Calcula en quin volum d'àcid concentrat hi ha continguts 100 g d'àcid sulfúric pur.

Resposta

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ ,conc}} = 100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ conc.}}{92,77 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ conc.}}{1,827 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ conc.}} =$$

$$= 59 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ conc.}$$

- (c) Quants mL de dissolució 1 M calen per preparar-ne 100 mL 0,2 M?

Resposta

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 1M}} = 100 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,2 M} \cdot \frac{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,2 M}}{1000 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,2 M}} \cdot \frac{0,2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,2 M}} \cdot$$

$$\cdot \frac{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 1 M}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \text{ 1 M}} \cdot \frac{1000 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 1 M}}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 1 M}} = 20 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 1 M}$$

4. (2 punts) Una solució aquosa d'un solut no volàtil posseeix, a la temperatura de 293,2 K, una pressió de vapor de $2,230 \times 10^3 \text{ Pa}$. Si la pressió de vapor d'aigua a aquesta temperatura és de $2,337 \times 10^3 \text{ Pa}$, calcula la fracció molar del solut d'aquesta dissolució.

Resposta

Tenim que:

$$p^\circ = 2,337 \times 10^3 \text{ Pa}$$

$$p = 2,230 \times 10^3 \text{ Pa}$$

$$x_2 = ?$$

La llei de Raoult ens dóna la relació entre la pressió de vapor p° d'un dissolvent pur, i la pressió de vapor p quan en dissolem un solut:

$$p = p^\circ \cdot x_1$$

on x_1 és la fracció molar del *dissolvent*.

Però com que $1 = x_1 + x_2$, trobar la fracció molar del solut, x_2 , és fàcil:

$$p = p^\circ \cdot x_1 = p^\circ (1 - x_2) = p^\circ - p^\circ x_2$$



$$x_2 = \frac{p^\circ - p}{p^\circ} = \frac{2,337 \times 10^3 \text{ Pa} - 2,230 \times 10^3 \text{ Pa}}{2,337 \times 10^3 \text{ Pa}} = 0,046$$

5. (1 punt) Està saturada una dissolució que conté a 40°C un 40% en massa de KNO₃? Raona la teva resposta.

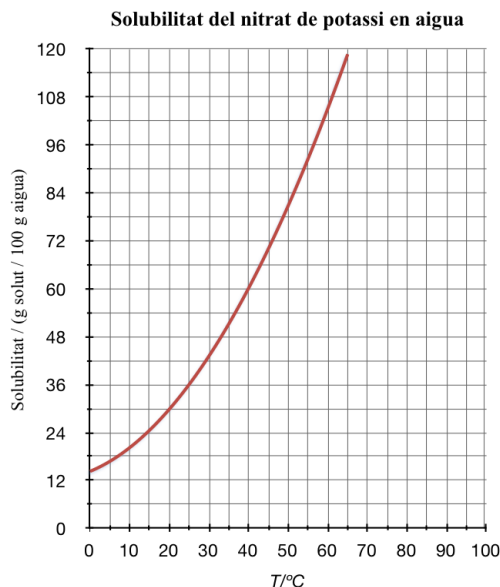
Resposta

A partir del gràfic que representa la corba de solubilitat del nitrat de potassi, es pot determinar que la solubilitat d'aquesta sal a 40°C és de 60 g de nitrat/100 g aigua.

El que cal saber ara és si una concentració de nitrat del 40% supera el límit de solubilitat a aquesta temperatura. Per això, només cal calcular quina massa de KNO₃ està dissolta en 100 g d'aigua. Hem de recordar que, al ser la solució al 40%, per cada 40 g de nitrat de potassi, tenim 60 g d'aigua.

$$m_{\text{KNO}_3/100 \text{ g aigua}} = 100 \text{ g aigua} \cdot \frac{40 \text{ g KNO}_3}{60 \text{ g aigua}} = 66,7 \text{ g nitrat/100 g aigua}$$

Com que tenim més sal de la que podem dissoldre en 100 g d'aigua, la solució estarà saturada.



DADES:

Element	Massa molar (g/mol)
H	1
N	14
O	16
S	32
Cl	35,5
K	39