

39. Datos: Pureza (disolución de HCl) = 32 %;
 d (disolución) = $1,16 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$; c (disolución) = $0,30 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
 V (disolución) = $100 \text{ mL} = 0,100 \text{ L}$

Incógnitas: V (HCl)

— Calculamos la cantidad de HCl necesaria a partir de la molaridad de la disolución.

$$c = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}(\text{L})}; n_{\text{solute}} = c \cdot V_{\text{disolución}}(\text{L})$$

$$n(\text{HCl}) = 0,30 \text{ mol} \cdot \cancel{\text{L}^{-1}} \cdot 0,100 \cancel{\text{ L}} = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

— Hallamos la masa molar del ácido clorhídrico y calculamos la masa de ácido correspondiente a la cantidad anterior.

$$M_r(\text{HCl}): 1 \cdot 1,01 + 1 \cdot 35,45 = 36,46$$

$$M(\text{HCl}): 36,46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{HCl}) = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol de HCl} \cdot \frac{36,46 \text{ g de HCl}}{1 \text{ mol de HCl}} = 1,1 \text{ g}$$

— Calculamos la masa de ácido clorhídrico necesaria teniendo en cuenta la pureza de la disolución de ácido clorhídrico que tenemos en el laboratorio.

$$m(\text{disolución}) = 1,1 \text{ g de HCl}$$

$$\frac{100 \text{ g de disolución de HCl}}{32 \text{ g de HCl}} = 3,4 \text{ g}$$

— Determinamos el volumen de disolución necesario mediante la densidad.

$$V(\text{disolución}) = 3,4 \text{ g de disolución de HCl}$$

$$\frac{1 \text{ mL de disolución de HCl}}{1,16 \text{ g de disolución de HCl}} =$$

$$= 2,9 \text{ mL de disolución de HCl}$$

— Para llevar a cabo esta disolución en el laboratorio pipetearíamos 2,9 mL de la disolución de 32 % de pureza en ácido clorhídrico, lo verteríamos en un matraz aforado de 100 mL y lo enrasaríamos con agua destilada. Por último, agitaríamos la disolución y corregiríamos el enrase agregando el agua necesaria.

40. Datos: $V(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 0,50 \text{ L}$; $c(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
 % en masa ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ comercial) = 99 %, $d(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ comercial) = $1,05 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

Incógnitas: $V(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2)$

— Calculamos la masa molar del $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

$$M_r(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2): 2 \cdot 12,01 + 4 \cdot 1,01 + 2 \cdot 16,00 = 60,06$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2): 60,06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Calculamos el volumen de la disolución comercial de $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ necesario.

$$V(\text{disolución}) = 0,5 \text{ L disolución } \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$$

$$\frac{0,4 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2}{1 \text{ L disolución } \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2} \cdot \frac{60,06 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2}{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2} =$$

$$\frac{100 \text{ g disolución comercial } \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2}{99 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2}$$

$$\frac{1 \text{ mL disolución comercial } \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2}{1,05 \text{ g disolución comercial } \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2} =$$

$$= 12 \text{ mL disolución comercial } \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$$

41. Datos: % en masa (KCl) = 10,0 %; $V(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ mL}$;
 m (disolución) = 400 g

Incógnitas: m

— Hallamos la masa molar del KCl.

$$M_r(\text{KCl}): 1 \cdot 39,10 + 1 \cdot 35,45 = 74,55$$

$$M(\text{KCl}): 74,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Calculamos los moles de soluto (KCl).

$$m(\text{KCl}) = 400 \text{ g disol} \cdot \frac{10,0 \text{ g KCl}}{100 \text{ g disol}} = 40,0 \text{ g}$$

$$n(\text{KCl}) = 40,0 \text{ g KCl} \cdot \frac{1 \text{ mol KCl}}{74,55 \text{ g KCl}} = 0,537 \text{ mol KCl}$$

— Determinamos la masa de disolvente de la disolución.

$$m(\text{disolución}) = m(\text{solute}) + m(\text{disolvente})$$

$$m(\text{disolvente}) = m(\text{disolución}) - m(\text{solute})$$

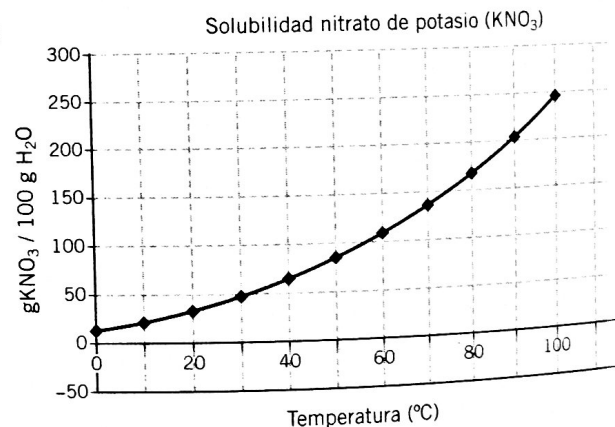
$$m(\text{disolvente}) = (400 - 40) \text{ g} = 360 \text{ g}$$

— Calculamos la molalidad de la nueva disolución.

$$m_{\text{total}}(\text{H}_2\text{O}) = (360 + 100) \text{ g} = 460 \text{ g} = 0,460 \text{ kg}$$

$$m = \frac{0,537 \text{ mol KCl}}{0,460 \text{ kg H}_2\text{O}} = 1,17 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

42. a)



- b) En este caso el dato de solubilidad es de 110,0 g KNO_3 en 100 g de H_2O , y se debe comparar con 40 % en masa.

$$\% \text{ en masa de } \text{KNO}_3(60^\circ \text{C}) =$$

$$= \frac{110,0 \text{ g } \text{KNO}_3}{(110,0 + 100,0) \text{ g disolución}} \cdot 100$$

$$\% \text{ en masa de } \text{KNO}_3(60^\circ \text{C}) = 52,38 \%$$

La disolución saturada a 60°C es del 52,38 % en masa, luego una disolución al 40 % m/m a 60°C no estará saturada.

- c) Podremos disolver 138 g de KNO_3 por cada 100 g de H_2O . Por tanto, en 200 g de H_2O podremos disolver 276 g KNO_3 .

- d) A 20°C la solubilidad es de 34,6 g de KNO_3 por cada 100 g de H_2O . Así, en 276 g de KNO_3 podremos disolver 69,2 g de KNO_3 . La masa de sal que precipitará será