



Soluzioni esercizi

1. Calcolare la frazione molare di una soluzione ottenuta sciogliendo 47.0 g di cloruro di calcio in 500 g di acqua.

$$\text{CaCl}_2 \quad m_{\text{CaCl}_2} = 47.0 \text{ g} \quad \text{PM}_{\text{CaCl}_2} = 110.98 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 500 \text{ g} = 0.500 \text{ kg} \quad \text{PM}_{\text{H}_2\text{O}} = 18.02 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{CaCl}_2} = m_{\text{CaCl}_2} / \text{PM}_{\text{CaCl}_2} = 47.0 \text{ g} / 110.98 \text{ g/mol} = 0.423 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{H}_2\text{O}} / \text{PM}_{\text{H}_2\text{O}} = 500 \text{ g} / 18.02 \text{ g/mol} = 27.7 \text{ mol}$$

$$\chi_{\text{CaCl}_2} = n_{\text{CaCl}_2} / n_{\text{totali}} = n_{\text{CaCl}_2} / (n_{\text{CaCl}_2} + n_{\text{H}_2\text{O}}) = 0.423 \text{ mol} / (0.423 \text{ mol} + 27.7 \text{ mol})$$

$$\chi_{\text{CaCl}_2} = 1.50 \cdot 10^{-2}$$

2. Calcolare la molarità di una soluzione di acido cloridrico (HCl) concentrata, sapendo che %p/p della soluzione è 37.5% e la sua densità è pari a 1.18 g/mL.

$$\text{HCl} \quad \text{PM}_{\text{HCl}} = 36.46 \text{ g/mol} \quad \%p/p = 37.5\% = (m_{\text{HCl}} / m_{\text{soluzione}}) \cdot 100$$

$$d = 1.18 \text{ g/mL} = 1180 \text{ g/L} = m_{\text{soluzione}} / V_{\text{soluzione}}$$

$$M = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{soluzione}} (\text{L})} = \frac{m_{\text{HCl}}}{\text{PM}} \cdot \frac{d}{m_{\text{soluzione}}} = \frac{\%p/p}{100} \cdot \frac{d}{\text{PM}} = \frac{37.5 \cdot 1180 \text{ g/L}}{100 \cdot 36.46 \text{ g/mol}} = 12.1 \text{ mol/L}$$

3. 100 mL di una soluzione di acido acetico (CH_3COOH) al 30% in peso (densità 1.09 g/mL) vengono diluiti con acqua a un volume di 900 mL. Calcolare la molarità della nuova soluzione.

$$\text{CH}_3\text{COOH} \quad \text{PM}_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 60.06 \text{ g/mol} \quad \%p/p_1 = 30\% = (m_{\text{CH}_3\text{COOH}} / m_{\text{soluzione}}) \cdot 100$$

$$d_1 = 1.09 \text{ g/mL} = 1090 \text{ g/L} = m_{\text{soluzione}} / V_{\text{soluzione}}$$

$$M_1 = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{V_{\text{soluzione}} (\text{L})} = \frac{d_1}{\text{PM}} \cdot \frac{m_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{m_{\text{soluzione}}} = \frac{\%p/p_1}{100} \cdot \frac{d_1}{\text{PM}} = \frac{30 \cdot 1090 \text{ g/L}}{100 \cdot 60.06 \text{ g/mol}} = 5.44 \text{ mol/L}$$

$$V_1 = 100 \text{ mL} \quad V_2 = 900 \text{ mL} \quad n_1 = n_2 = M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

$$M_2 = M_1 \cdot V_1 / V_2 = 5.44 \text{ mol/L} \cdot 100 \text{ mL} / 900 \text{ mL} = 0.605 \text{ mol/L}$$



4. 7.789 g di permanganato di potassio (KMnO_4) vengono sciolti in 150 mL di acqua. Calcolare: (a) la percentuale in peso, sapendo che la densità dell'acqua è 1.00 g/mL; (b) la frazione molare; (c) la molarità della soluzione, sapendo che la densità della soluzione è 1.04 g/mL.

$$\text{PM}_{\text{KMnO}_4} = 158.03 \text{ g/mol} \quad m_{\text{KMnO}_4} = 7.789 \text{ g} \quad n_{\text{KMnO}_4} = 4.929 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 150 \text{ mL} = 0.150 \text{ L} \quad d_{\text{H}_2\text{O}} = 1.00 \text{ g/mL} = 1000 \text{ g/L}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = d_{\text{H}_2\text{O}} \cdot V_{\text{H}_2\text{O}} = 150 \text{ g} = 0.150 \text{ kg} \quad \text{PM}_{\text{H}_2\text{O}} = 18.02 \text{ g/mol} \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = 8.32 \text{ mol}$$

$$(a) \%p/p = m_{\text{KMnO}_4} / m_{\text{totale}} = m_{\text{KMnO}_4} / (m_{\text{KMnO}_4} + m_{\text{H}_2\text{O}}) = 0.494 = 4.94\%$$

$$(b) \chi_{\text{KMnO}_4} = n_{\text{KMnO}_4} / n_{\text{totali}} = n_{\text{KMnO}_4} / (n_{\text{KMnO}_4} + n_{\text{H}_2\text{O}}) = 5.9 \cdot 10^{-3}$$

$$(c) d_{\text{soluzione}} = 1.04 \text{ g/mL} = 1040 \text{ g/L} \quad m_{\text{soluzione}} = m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{KMnO}_4} = 157.79 \text{ g}$$

$$V_{\text{soluzione}} = m_{\text{soluzione}} / d_{\text{soluzione}} = 151.72 \text{ mL} = 0.15172 \text{ L}$$

$$M_{\text{KMnO}_4} = n_{\text{KMnO}_4} / V_{\text{soluzione}} = 0.325 \text{ mol/L}$$

5. Si vuole diluire una soluzione di acido fosforico al 1% in peso (densità 1.01 g/mL), fino ad ottenere 50 mL di una soluzione di concentrazione 2 mM. Calcolare quale volume della prima soluzione è necessario prelevare.

$$\text{H}_3\text{PO}_4 \quad \text{PM}_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 98.00 \text{ g/mol} \quad \%p/p_1 = 1\% \quad d_1 = 1.01 \text{ g/mL} = 1010 \text{ g/L}$$

$$\text{Considerando un volume di 1 L di soluzione 1: } m_{\text{soluzione1}} = d_1 \cdot V = 1010 \text{ g}$$

Si calcola la massa di soluto (H_3PO_4) presente in questo volume di soluzione:

$$m_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \%p/p \cdot m_{\text{totale}} = 1\% \cdot 1010 \text{ g} = 10.1 \text{ g} \quad n_{\text{H}_3\text{PO}_4} = m_{\text{H}_3\text{PO}_4} / \text{PM}_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 0.103 \text{ mol}$$

$$M_1 = n_{\text{H}_3\text{PO}_4} / V (1 \text{ L}) = 0.103 \text{ mol/L}$$

$$\text{Si diluisce la prima soluzione, ottenendo la soluzione 2: } M_2 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \quad V_2 = 50 \text{ mL}$$

$$\text{Nella diluizione il numero di moli rimane costante: } n_1 = n_2 = M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

$$V_2 = M_1 \cdot V_1 / M_2 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \cdot 50 \text{ mL} / 0.103 \text{ mol/L} = 0.971 \text{ mL} = 9.71 \cdot 10^{-4} \text{ L}$$

6. 40 g di una soluzione di NaOH al 30% in peso vengono diluiti con acqua sino ad un volume di 550 mL. Calcolare la molarità della soluzione.

$$\begin{aligned} \text{NaOH} \quad \%p/p_1 &= 30\% \quad m_{\text{soluzione},1} = 40 \text{ g} \quad V_2 = 550 \text{ mL} = 0.550 \text{ L} \\ m_{\text{NaOH},1} &= \%p/p_1 \cdot m_{\text{soluzione},1} = 12 \text{ g} \quad PM_{\text{NaOH}} = 40.00 \text{ g/mol} \\ n_{\text{NaOH},1} &= m_{\text{NaOH},1} / PM_{\text{NaOH}} = 0.30 \text{ mol} \quad n_{\text{NaOH},1} = n_{\text{NaOH},2} \\ M_2 &= n_{\text{NaOH},2} / V_2 = 0.545 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

7. Considerando una soluzione al 5% in peso di acido nitrico (HNO_3), calcolare: (a) la quantità di soluto per 100 g di solvente; (b) la frazione molare.

$$\text{HNO}_3 \quad PM_{\text{HNO}_3} = 63.02 \text{ g/mol} \quad \%p/p = 5\%$$

$$\begin{aligned} \text{(a)} \quad m_{\text{H}_2\text{O}} &= 100 \text{ g} = 0.100 \text{ kg} \quad \%p/p_{\text{H}_2\text{O}} = 100\% - \%p/p = 95\% \\ 95 : 100 &= 100 \text{ g} : m_{\text{soluzione}} \quad m_{\text{soluzione}} = 105.26 \text{ g} \quad m_{\text{HNO}_3} = 5.26 \text{ g} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{(b)} \quad n_{\text{H}_2\text{O}} &= m_{\text{H}_2\text{O}} / PM_{\text{H}_2\text{O}} = 100 \text{ g} / 18.02 \text{ g/mol} = 5.55 \text{ mol} \\ n_{\text{HNO}_3} &= m_{\text{HNO}_3} / PM_{\text{HNO}_3} = 5.26 \text{ g} / 63.02 \text{ g/mol} = 0.0835 \text{ mol} \\ \chi_{\text{HNO}_3} &= n_{\text{HNO}_3} / n_{\text{totali}} = n_{\text{HNO}_3} / (n_{\text{HNO}_3} + n_{\text{H}_2\text{O}}) = 1.48 \cdot 10^{-2} \end{aligned}$$

8. L'acido cloridrico al 35% in peso ha densità 1.18 kg/L. Calcolare il volume di acqua da aggiungere a 10 mL di tale soluzione per ottenere una soluzione 0.10 M, ritenendo i volumi additivi.

$$\begin{aligned} \text{HCl} \quad \%p/p &= 35\% & d &= 1.18 \text{ kg/L} = 1180 \text{ g/L} & PM_{\text{HCl}} &= 36.46 \text{ g/mol} \\ V_1 &= 10 \text{ mL} = 0.010 \text{ L} & M_2 &= 0.10 \text{ mol/L} & M_1 &= \%p/p \cdot d / PM_{\text{HCl}} = 11.33 \text{ mol/L} \\ n_1 &= n_2 = M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 & V_2 &= M_1 \cdot V_1 / M_2 = 1.133 \text{ L} \\ V_2 &= V_1 + V_{\text{H}_2\text{O aggiunta}} & V_{\text{H}_2\text{O aggiunta}} &= V_2 - V_1 = 1.123 \text{ L} \end{aligned}$$

9. Calcolare quanto alcol etilico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) al 95% in volume occorre per preparare 2 L di alcol al 35%.

$$\begin{aligned} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \quad PM_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} &= 46.08 \text{ g/mol} & \%V/V_1 &= 95\% & \%V/V_2 &= 35\% & V_2 &= 2 \text{ L} \\ \text{Si calcola il volume di alcol etilico presente in 2 L della soluzione 2:} & V_{\text{alcol}} &= \%V/V_2 \cdot V_2 &= 0.70 \text{ L} \\ \text{Si calcola in quanto volume della prima soluzione è possibile trovare quella quantità di alcol:} & V_{\text{alcol}} : V_{\text{soluzione}} &= 95 : 100 & V_{\text{soluzione}} &= 0.70 \text{ L} \cdot 100 / 95 = 0.737 \text{ L} \end{aligned}$$

10. Una soluzione del composto organico A che contiene 1 g di A in 25 g di acqua bolle alla temperatura di 100.354 °C alla pressione di 1 atm. Sapendo che la costante ebullioscopica dell'acqua è 0.513 °C x Kg/mol, calcolare il peso molecolare di A.

$$\text{Composto A: } m_A = 1 \text{ g} \quad t_{\text{finale}} = 100.354^\circ\text{C} \quad k = 0.513 \text{ }^\circ\text{C} \times \text{Kg/mol} \quad d = 1.18 \text{ kg/L} = 1180$$

$$\Delta t = k \times m \rightarrow \text{molalità (A)} = 0.354/0.513 = 0.69 \text{ mol/kg}$$

$$25 \text{ g H}_2\text{O} = 0.025 \text{ kg} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} = 0.69 \times 0.025 = 0.017 \text{ mol}$$

$$\text{PM}_A = 1 \text{ g} / 0.017 \text{ mol} = 57.98 \approx 58 \text{ u}$$

11. Due soluzioni contengono rispettivamente 2.1 g di anilina ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, $\text{PM}=93 \text{ g/mol}$) in 45 g di acqua e 0.9 g di una specie chimica A in 30 g di acqua. Sapendo che le due soluzioni congelano alla stessa temperatura calcolare il peso molecolare di A.

$$\text{Soluzione 1: } 2.1 \text{ g C}_6\text{H}_5\text{NH}_2, \text{ PM}=93 \text{ g/mol} \quad m_{\text{H}_2\text{O}} = 45 \text{ g} = 0.045 \text{ kg}$$

$$\text{Soluzione 2: } 0.9 \text{ g A} \quad m_{\text{H}_2\text{O}} = 30 \text{ g} = 0.03 \text{ kg}$$

$$\Delta t_1 = k \times m_1 = \Delta t_2 = k \times m_2$$

$$n_{\text{anilina}} = 2.1 \text{ g} / 93 \text{ g/mol} = 0.0226 \text{ mol}$$

$$\text{molalità (1)} = 0.0226 \text{ mol} / 0.045 \text{ kg} = 0.502 \text{ mol/kg}$$

$$\text{molalità (2)} = 0.502 \text{ mol/kg}$$

$$n_A = 0.502 \text{ mol/Kg} \times 0.03 \text{ kg} = 0.015 \text{ mol}$$

$$\text{PM}_A = 0.9 \text{ g} / 0.015 \text{ mol} = 59.8 \approx 60 \text{ u}$$