

Esercizi 4

Quale massa minima di saccarosio ($P_{mol} = 342 \text{ g/mol}$) deve metabolizzare una persona della massa di 80 Kg per provvedersi dell'energia necessaria per eseguire un salto di 2 m sulla superficie terrestre? L'energia libera di combustione del saccarosio è $-5796 \text{ kJ mol}^{-1}$. Considerare una resa energetica della conversione del 30 %.

Energia (potenziale) richiesta per il salto

$$E_{pot} = m \cdot g \cdot h = 80 \text{ kg} \cdot 9.8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \cdot 2 \text{ m} = 1600 \frac{\text{kg m}^2}{\text{s}^2} = 1.6 \cdot \text{kJ}$$

Moli di saccarosio richieste per il salto

La combustione di 1 mole di saccarosio fornisce 5796 kJ di energia

$$n_{sacc} = \frac{E_{pot}}{\Delta G_{c,m}} = \frac{1.6 \text{ kJ}}{5796 \text{ kJ mol}^{-1}} = 2.8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Considerando una resa del 30 %, il numero di moli di saccarosio necessarie sarà

$$n_{sacc}^{tot} = \frac{2.8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0.3} = 9.3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Massa saccarosio da metabolizzare $m_{sacc} = n_{sacc}^{tot} \cdot P_{mol} = 9.3 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 342 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0.32 \text{ g}$

Una soluzione di NH_3 ($P_{\text{Mol}} = 17 \text{ g/mol}$) ha una molarità pari a 8.02M e una densità $d = 0.89 \text{ g/mL}$. Si determini la molalità.

Consideriamo 1L di soluzione. Il numero di moli e la massa di NH_3 saranno:

$$mol_{\text{NH}_3} = M \cdot L = 8.02 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 1\text{L} = 8.02 \text{ mol}$$

$$m_{\text{NH}_3} = mol_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{mol}} = 8.02 \text{ mol} \cdot 17 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 136 \text{ g}$$

Calcolo la massa di 1L di soluzione

$$m_{\text{soluz}} = V \cdot d = 1000 \text{ mL} \cdot 0.89 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 890 \text{ g} = 0.89 \text{ Kg}$$

Massa del solvente nella soluzione

$$m_{\text{solv}} = m_{\text{soluz}} - m_{\text{NH}_3} = 0.89 \text{ Kg} - 0.136 \text{ Kg} = 0.754 \text{ Kg}$$

molalità

$$m = \frac{mol_{\text{NH}_3}}{Kg_{\text{solvente}}} = \frac{8.02 \text{ mol}}{0.754 \text{ Kg}} = 10.6 \text{ m}$$

In una soluzione acquosa di ammoniaca (PMol = 17 g/mol) di densità $d = 0.89 \text{ g/mL}$, la frazione molare di NH_3 corrisponde a 0.159. Si determini la molarità e la molalità della soluzione. (PMol (H_2O) = 18 g/L)

Consideriamo 1 mole di soluzione. Le moli e le masse di NH_3 e di solvente sono:

$$n_{\text{NH}_3} = 0.159 \text{ mol} \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = 0.841 \text{ mol}$$

$$m_{\text{NH}_3} = n_{\text{NH}_3} \cdot \text{PMol} = 0.159 \text{ mol} \cdot 17 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2.7 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot \text{PMol}(\text{H}_2\text{O}) = 0.841 \text{ mol} \cdot 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 15.1 \text{ g}$$

Massa totale e volume della soluzione

$$m_{\text{soluz}} = m_{\text{NH}_3} + m_{\text{H}_2\text{O}} = 2.7 \text{ g} + 15.1 \text{ g} = 17.8 \text{ g}$$

$$V_{\text{soluz}} = \frac{m_{\text{soluz}}}{d} = \frac{17.8 \text{ g}}{0.89 \text{ g/mL}} = 20 \text{ mL}$$

Calcolo Molarità e molalità

$$M = \frac{n_{\text{NH}_3}}{V_{\text{soluz}}} = \frac{0.159 \text{ mol}}{0.02 \text{ L}} = 7.95 \text{ M}$$

$$m = \frac{n_{\text{NH}_3}}{Kg_{\text{solv}}} = \frac{0.159 \text{ mol}}{0.0151 \text{ Kg}} = 10.5 \text{ m}$$

Sapendo che la tensione di vapore dell'acqua pura a 26 °C è pari a 25,2 mm di Hg, calcolare la tensione di vapore di una soluzione che contiene 15 g di glucosio (Pmol = 180 g/mol)) in 60 g di acqua (Pmol = 18 g/mol), alla stessa temperatura.

Legge di Raoult $p_{solv} = X_{solv} \cdot p_{solv}^*$

$$p_{H_2O} = X_{H_2O} \cdot p_{H_2O}^* = \frac{n_{H_2O}}{n_{H_2O} + n_{Glc}} \cdot p_{H_2O}^* = \frac{\frac{m_{H_2O}}{Pmol_{H_2O}}}{\frac{m_{H_2O}}{Pmol_{H_2O}} + \frac{m_{Glc}}{Pmol_{Glc}}} \cdot p_{H_2O}^*$$

$$p_{H_2O} = \frac{\frac{60 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}}{\frac{60 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} + \frac{15 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}}} \cdot 25.2 \text{ mmHg} = 24.59 \text{ mmHg}$$

L'abbassamento relativo della tensione di vapore di una soluzione ottenuta sciogliendo 2,85 g di un soluto indissociato non volatile in 75 ml di benzene C₆H₆ (ρ = 0,879 g/ml; P_{mol} = 78 g/mol) è 0,0186. Determinare la massa molare del soluto e la molarità della soluzione ottenuta, sapendo che la sua densità è 0,901 g/ml.

Legge di Raoult
$$p_{solv} = X_{solv} \cdot p_{solv}^*$$

Abbassamento relativo
$$\frac{p_{solv}^* - p_{solv}}{p_{solv}^*}$$

$$\frac{p_{solv}^* - p_{solv}}{p_{solv}^*} = 1 - \frac{p_{solv}}{p_{solv}^*} = 1 - X_{solv}$$

$$\frac{p_{solv}^* - p_{solv}}{p_{solv}^*} = 1 - \frac{n_{solv}}{n_{solv} + n_{soluto}} = 1 - \frac{\frac{V_{solv} \cdot \rho_{solv}}{P_{mol_{solv}}}}{\frac{V_{solv} \cdot \rho_{solv}}{P_{mol_{solv}}} + \frac{m_{soluto}}{P_{mol_{soluto}}}}$$

$$0.0186 = 1 - \frac{\frac{75\text{mL} \cdot \frac{0.879\text{g}}{\text{mL}}}{78 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{\frac{75\text{mL} \cdot \frac{0.879\text{g}}{\text{mL}}}{78 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} + \frac{2.85\text{ g}}{X \frac{\text{g}}{\text{mol}}}} = 179\text{ g/mol}$$

Molarità della soluzione

$$n_{\text{soluto}} = \frac{2.85 \text{ g}}{178 \text{ g/mol}} = 0.016 \text{ mol}$$

Per la molarità della soluzione devo calcolare il volume complessivo della soluzione. Devo considerare che posso sommare masse di soluto e solvente e da quel dato ottenere il volume

$$m_{\text{tot}} = m_{\text{solv}} + m_{\text{soluto}} = 75 \text{ mL} \cdot \frac{0.879 \text{ g}}{\text{mL}} + 2.85 \text{ g} = 68.77 \text{ g}$$

$$V_{\text{tot}} = \frac{m_{\text{tot}}}{\rho_{\text{soluzione}}} = \frac{68.77 \text{ g}}{0.901 \text{ g/mL}} = 76.3 \text{ mL}$$

Molarità soluto

$$M_{\text{soluto}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{tot}} (\text{L})} = \frac{0.016 \text{ mol}}{0.0763 \text{ L}} = 0.21 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0.21 \text{ M}$$

La catalasi, enzima presente nel fegato, si discioglie nell'acqua. La soluzione di 10 mL contenente 0.166 g dell'enzima manifesta, a 20 °C, una pressione osmotica di 1.2 torr. Qual è la massa molare della catalasi?

$$\pi = [catalasi] \cdot R \cdot T = \frac{n_{cat}}{V} \cdot R \cdot T = \frac{m_{cat}}{Pmol_{cat} \cdot V} \cdot R \cdot T$$

$$Pmol_{cat} = \frac{m_{cat}}{\pi \cdot V} \cdot R \cdot T$$

$$\pi(atm) \quad 760 \text{ torr} : 1 \text{ atm} = 1.2 \text{ torr} : x \text{ atm} \quad x = \frac{1.2 \text{ torr} \cdot 1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} = 1.6 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$

$$Pmol_{cat} = \frac{0.166 \text{ g}}{1.6 \cdot 10^{-3} \text{ atm} \cdot 0.01 \text{ L}} \cdot 0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}} \cdot (273.15 + 20) \text{ K} = 2.5 \cdot 10^5 \text{ g/mol}$$

La densità di una soluzione acquosa di $C_{12}H_{22}O_{11}$ (lattosio, PMol 342 g/mol) al 16% in massa è 1.0635 g/cm³. a) Qual è la sua molarità? b) Qual è la pressione di vapore della soluzione a 20°C? c) Calcolare la temperatura di congelamento della soluzione. ($P_{solv}^*(H_2O) = 17.54$ torr; Pmol (H_2O) = 18 g/mol; $K_{cr}(H_2O)=1.86$ K Kg mol⁻¹).

a)

Considero 100 g di soluzione $V_{sol} = \frac{100 \text{ g}}{1.0635 \text{ g/cm}^3} = 94 \text{ cm}^3 = 94 \text{ mL}$

Molarità lattosio

$$n_{latt} = \frac{16 \text{ g}}{342 \text{ g/mol}} = 0.047 \text{ mol} \quad M_{latt} = \frac{0.047 \text{ mol}}{0.094 \text{ L}} = 0.5 \text{ M}$$

b)

$$p_{soluz} = X_{solv} \cdot p_{solv}^* = \frac{n_{solv}}{n_{solv} + n_{soluto}} \cdot p_{solv}^* = \frac{\frac{m_{solv}}{P_{mol_{solv}}}}{\frac{m_{solv}}{P_{mol_{solv}}} + \frac{m_{soluto}}{P_{mol_{soluto}}}} \cdot p_{solv}^*$$

$$p_{soluz} = \frac{\frac{100 \text{ g} - 16 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}}{\frac{100 \text{ g} - 16 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} + \frac{16 \text{ g}}{342 \text{ g/mol}}} \cdot 17.54 \text{ torr} = 17.4 \text{ torr}$$

c)

$$\Delta T = K_{cr} \cdot m$$

$$m_{latt} = \frac{n_{latt}}{Kg_{solv}} = \frac{0.047 mol}{0.1 Kg - 0.016 Kg} = 0.56 m$$

$$\Delta T = 1.86 \frac{K Kg}{mol} \cdot 0.56 \frac{mol}{Kg} = 1.04 K = 1.04 ^\circ C$$

$$T_{C,soluz} = -1.04 ^\circ C$$

L'analisi elementare compiuta sull'ormone adrenalina ha fornito i seguenti risultati in massa: 59% carbonio (PA = 12 g/mol), 26.2% ossigeno (PA = 16 g/mol), 7.15% idrogeno (PA = 1 g/mol) e 7.65 azoto (PA = 14 g/mol). Disciogliendo 0.64 g di adrenalina in 36 g di benzene, il punto di congelamento è diminuito di 0.5 °C. Determinare la formula molecolare dell'ormone ($K_{cr}(\text{benz})=5.12 \text{ K Kg mol}^{-1}$).

Determiniamo la formula minima dalla composizione elementare. Consideriamo 100 g di ormone:

$$C = \frac{59 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 4.9 \text{ mol} \quad O = \frac{26.2 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 1.6 \text{ mol} \quad H = \frac{7.15 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 7.15 \text{ mol} \quad N = \frac{7.65 \text{ g}}{14 \text{ g/mol}} = 0.55 \text{ mol}$$

$$C_{4.9} H_{7.15} O_{1.6} N_{0.55} \quad \frac{C_{4.9}}{0.55} \frac{H_{7.15}}{0.55} \frac{O_{1.6}}{0.55} \frac{N_{0.55}}{0.55} \quad C_9 H_{13} O_3 N_1 \quad P_{mol} = 183 \text{ g/mol}$$

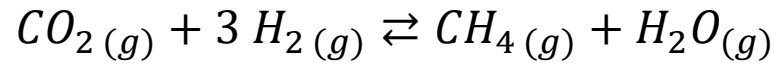
Calcolo il peso molecolare dall'abbassamento crioscopico

$$\Delta T = K_{cr} \cdot m_{adr} = K_{cr} \cdot \frac{n_{adr}}{Kg_{solv}} = K_{cr} \cdot \frac{m_{adr}}{P_{mol_{adr}} \cdot Kg_{solv}}$$

$$P_{mol_{adr}} = K_{cr} \cdot \frac{m_{adr}}{Kg_{solv} \Delta T} = 5.12 \frac{\text{K Kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{0.64 \text{ g}}{0.036 \text{ Kg} \cdot 0.5 \text{ K}} = 182 \text{ g/mol}$$

La formula minima corrisponde alla formula molecolare.

Per la reazione:



$\Delta H_{r,m}^\circ = -206.1 \text{ kJ mol}^{-1}$ e $\Delta S_{r,m}^\circ = -214.7 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$. Calcolare la costante di equilibrio a 344 K.

Calcolo la variazione di energia libera standard molare di reazione

$$\Delta G_{r,m}^\circ = \Delta H_{r,m}^\circ - T \cdot \Delta S_{r,m}^\circ = -206100 \frac{J}{mol} - 344 \text{ K} \cdot \left(-214.7 \frac{J}{K mol} \right) = -132200 \frac{J}{mol}$$

Calcolo della costante di equilibrio

$$K = e^{-\frac{\Delta G_{r,m}^\circ}{R \cdot T}} = e^{-\frac{-132200 \text{ J mol}^{-1}}{8.31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 344 \text{ K}}} = 1.2 \cdot 10^{20}$$