

Calcolare la temperatura di congelamento di una soluzione acquosa A ottenuta aggiungendo 40.0 g di saccarosio ($C_{12}H_{22}O_{11}$) a 300 g di acqua. Determinare quindi i grammi di cloruro di sodio che bisogna sciogliere in 2.0 kg di acqua per ottenere una soluzione che abbia la stessa temperatura di congelamento della soluzione A. Il valore della costante crioscopica dell'acqua è: $K_{cr} = 1.86 \text{ K} \cdot \text{Kg} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Soluzione

Poiché il saccarosio è un soluto non elettrolita, la variazione di temperatura di congelamento dell'acqua è pari a:

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

La molalità del saccarosio è pari a:

$$m = n(C_{12}H_{22}O_{11}) / \text{massa}(H_2O) = (40.0 \text{ g} / 342.3 \text{ g/mol}) / 0.3 \text{ kg} = 0.39 \text{ mol/kg}$$

Pertanto, la variazione di temperatura è uguale a:

$$\Delta T_{cr} = 0.39 \text{ mol/kg} \cdot 1.86 \text{ K} \cdot \text{Kg/mol} = 0.72 \text{ K}$$

E quindi la temperatura di congelamento della soluzione è $-0.72 \text{ }^{\circ}\text{C}$.

Calcolo ora la molalità di una soluzione di cloruro di sodio avente la stessa temperatura di congelamento della soluzione A.

Essendo il cloruro di sodio un elettrolita forte che si dissocia completamente in uno ione Na^+ e uno ione Cl^- , la variazione di temperatura di congelamento dell'acqua è pari a:

$$\Delta T_{cr} = v \cdot m \cdot K_{cr}$$

La molalità di NaCl è pari a:

$$m = 0.72 / (2 \cdot 1.86) = 0.194 \text{ mol/kg}$$

le moli di NaCl sono:

$$n = 0.194 \text{ mol/kg} \cdot 2.0 \text{ kg} = 0.388 \text{ mol}$$

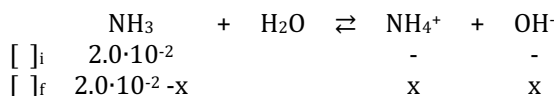
ed essendo la massa molare di NaCl pari a 58.44 g/mol, la massa di cloruro di sodio è:

$$\text{massa} (NaCl) = n(NaCl) \cdot MM(NaCl) = 0.388 \cdot 58.44 = 22.6 \text{ g}$$

Calcolare la variazione di pH che si verifica quando a 180 mL di una soluzione acquosa di ammoniaca $2.0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$, si aggiungono 20.0 mL di una soluzione acquosa di acido bromidrico 0.10 M. $[K_b(\text{ammoniaca}) = 1.8 \cdot 10^{-5}]$

Soluzione

L'ammoniaca è una base debole. Calcolo il pH della soluzione di ammoniaca prima dell'aggiunta di acido cloridrico.



$$K_b = 1.8 \cdot 10^{-5} = [\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]/[\text{NH}_3] = x \cdot x / (2.0 \cdot 10^{-2} - x)$$

Trascurando la x rispetto a $2.0 \cdot 10^{-2}$ ottengo

$$x = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot c_b} = \sqrt{(1.8 \cdot 10^{-5} \cdot 2.0 \cdot 10^{-2})} = 6.0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 3.22$$

$$\text{pH} = 10.78$$

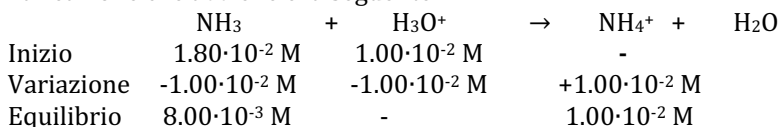
L'aggiunta di un acido forte quale è l'acido bromidrico fa spostare l'equilibrio di dissociazione della base debole verso la formazione del suo acido coniugato.

Calcolo la concentrazione (c_b) di ammoniaca e quella di acido bromidrico (c_a) dopo il mescolamento. Il volume finale è: $V = 0.18 + 0.02 = 0.20 \text{ L}$

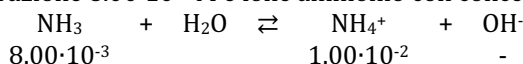
$$c_b = 0.02 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0.18 \text{ L} / 0.20 \text{ L} = 1.80 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$c_a = 0.10 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0.02 \text{ L} / 0.20 \text{ L} = 1.00 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

La reazione che avviene è la seguente:



All'equilibrio ho ammoniaca con concentrazione $8.00 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ e ione ammonio con concentrazione $1.00 \cdot 10^{-2} \text{ M}$.



Si ha un sistema costituito da una base debole in presenza del suo acido coniugato con concentrazioni dello stesso ordine di grandezza. E' una soluzione tampone.

$$[\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 1.8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{8.00 \cdot 10^{-3}}{1.00 \cdot 10^{-2}} = 1.44 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 4.84$$

$$\text{pH} = 9.16$$

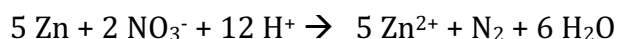
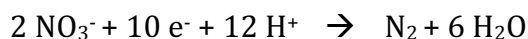
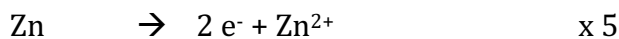
La variazione di pH è:

$$\Delta \text{pH} = 9.16 - 10.78 = -1.62$$

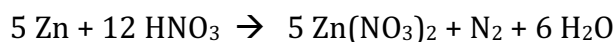
A seguito dell'immersione di un campione di zinco metallico in una soluzione acquosa contenente acido nitrico si sviluppano nitrato di zinco (II) e 5 litri di azoto molecolare alla temperatura di 20°C e pressione di 2 Atm. Dopo aver opportunamente bilanciato la suddetta reazione con il metodo ionico elettronico, si determinino i grammi di zinco metallico che hanno reagito.

Soluzione:

La reazione in questione è un'ossidoriduzione in cui lo zinco passa da stato di ossidazione 0 a stato di ossidazione +2, mentre l'azoto passa da stato di ossidazione +5 a stato di ossidazione 0. Dunque:



Dunque, la reazione completa bilanciata sarà:



Dal volume di N_2 sviluppato a $T = 293.15 \text{ K}$ e $P = 2 \text{ Atm}$, usando la legge dei gas, ricaviamo il numero di moli di N_2 :

$$PV = nRT \rightarrow n(\text{N}_2) = PV/RT = 2 * 5 / 0.08206 * 293.15 = 0.4157 \text{ mol}$$

Dunque, dai coefficienti stechiometrici della reazione ricaviamo il numero di moli ed il corrispondente peso dello zinco metallico:

$$n(\text{Zn}) = 5 * n(\text{N}_2) = 2.078 \text{ mol}$$

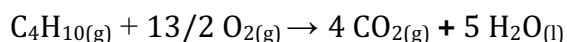
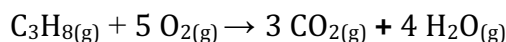
$$\text{MM}(\text{Zn}) = 65.38 \text{ g/mol}$$

$$W(\text{Zn}) = n(\text{Zn}) * \text{MM}(\text{Zn}) = 135.9 \text{ g}$$

Una bombola di gas, alla temperatura di 298 K, presenta un volume ed una pressione rispettivamente pari a 120 litri e 9.5 atm. All'interno della bombola si trovano butano C_4H_{10} e propano C_3H_8 con frazione molare rispettivamente pari a 0.4 e 0.6. Dopo aver bilanciato le reazioni di combustione del butano e del propano, si determini il calore sviluppato dalla combustione completa dei gas all'interno della bombola, note le seguenti entalpie di formazione: $\Delta H^\circ_f(CO_2) = -392.2$ kJ/mol; $\Delta H^\circ_f(C_3H_8) = -103.8$ kJ/mol; $\Delta H^\circ_f(C_4H_{10}) = -126.1$ kJ/mol ; $\Delta H^\circ_f(H_2O) = -285.5$ kJ/mol. Si consideri il comportamento dei gas come ideale.

Soluzione:

La reazione di combustione del propano e del butano sono le seguenti:



Il numero totali di moli di gas all'interno della bombola può essere ricavato tramite l'equazione dei gas ideali:

$$n = PV/RT = 9.5 \text{ atm} * 120 \text{ l} / 0.0821 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} * 298 \text{ K} = 46.6 \text{ mol}$$

Dunque, il numero di moli di propano e butano sarà rispettivamente pari a:

$$n(C_3H_8) = 0.6 * 46.6 \text{ mol} = 28.0 \text{ mol}$$

$$n(C_4H_{10}) = 0.4 * 46.6 \text{ mol} = 18.6 \text{ mol}$$

L'entalpia molare standard delle due combustioni si può ricavare dalla differenza tra le entalpie molari di formazione dei prodotti e dei reagenti

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ_c(C_3H_8) &= 3 \Delta H^\circ_f(CO_2) + 4 \Delta H^\circ_f(H_2O) - \Delta H^\circ_f(C_3H_8) = \\ &[3 * (-392.2) + 4 * (-285.5) - (-103.8)] \text{ kJ/mol} = -2214.8 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ_c(C_4H_{10}) &= 4 \Delta H^\circ_f(CO_2) + 5 \Delta H^\circ_f(H_2O) - \Delta H^\circ_f(C_4H_{10}) = \\ &[4 * (-392.2) + 5 * (-285.5) - (-126.1)] \text{ kJ/mol} = -2870.2 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Il calore totale sarà dato dalla somma dei due calori prodotti:

$$Q_{\text{tot}} = |\Delta H^\circ_c(C_4H_{10}) * n(C_4H_{10}) + \Delta H^\circ_c(C_3H_8) * n(C_3H_8)| = 115.4 * 10^3 \text{ kJ}$$