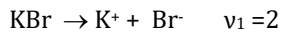


Colligative

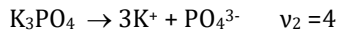
A) Una soluzione è ottenuta mescolando 2.0 L di una soluzione acquosa di bromuro di potassio $7.50 \cdot 10^{-1}$ M e 6.0 L di una soluzione acquosa di (orto)fosfato di potassio $4.50 \cdot 10^{-1}$ M. Calcolare la temperatura di congelamento di tale soluzione sapendo che la densità della soluzione così ottenuta è pari a 1.07 g/mL . $[K_{cr}(H_2O) = 1.86 \text{ K kg mol}^{-1}]$

Soluzione

La soluzione finale contiene due elettroliti forti.



e



La variazione di temperatura di congelamento dell'acqua è pari a:

$$\Delta T_{cr} = (v_1 m_1 + v_2 m_2) K_{cr}$$

Dove v_1 e v_2 sono i coefficienti di van't Hoff dei due elettroliti forti.

Calcolo innanzitutto le moli dei due soluti.

$$n_{KBr} = V \cdot M = 2.0 \text{ L} \cdot 7.50 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1} = 1.50 \text{ mol}$$

$$n_{K_3PO_4} = V \cdot M = 6.0 \text{ L} \cdot 4.5 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1} = 2.7 \text{ mol}$$

La massa dei due soluti è:

$$\text{massa KBr} = 1.5 \text{ mol} \cdot 119 \text{ g/mol} = 178 \text{ g}$$

$$\text{massa K}_3\text{PO}_4 = 2.7 \text{ mol} \cdot 212.27 \text{ g/mol} = 573 \text{ g}$$

Calcolo ora la massa di acqua nella soluzione finale

$$\text{Massa soluzione} = d \cdot V = 1.07 \text{ kg/L} \cdot (2.0 + 6.0) \text{ L} = 8.56 \text{ kg}$$

$$\text{Massa acqua} = 8.56 - 0.178 - 0.573 = 7.81 \text{ kg}$$

La molalità del KBr è:

$$m_{KBr} = n(KBr) / \text{massa}(H_2O) = 1.5 \text{ mol} / 7.81 \text{ kg} = 0.192 \text{ mol kg}^{-1}$$

La molalità del K_3PO_4 è pari a:

$$m_{K_3PO_4} = n(K_3PO_4) / \text{massa}(H_2O) = 2.7 \text{ mol} / 7.81 \text{ kg} = 0.346 \text{ mol kg}^{-1}$$

La variazione di temperatura è uguale a:

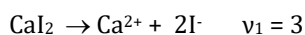
$$\Delta T = (2 \cdot 0.192 + 4 \cdot 0.346) \text{ mol kg}^{-1} \cdot 1.86 \text{ K kg mol}^{-1} = 3.3 \text{ K}$$

E quindi la temperatura di congelamento della soluzione risulterà essere pari a $-3.3 \text{ }^\circ\text{C}$.

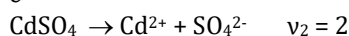
B) Una soluzione è ottenuta mescolando 3.0 L di una soluzione acquosa di ioduro di calcio $8.0 \cdot 10^{-1}$ M e 7.0 L di una soluzione acquosa di solfato di cadmio $6.0 \cdot 10^{-1}$ M. Calcolare la temperatura di ebollizione di tale soluzione sapendo che la densità della soluzione così ottenuta è pari a 1.12 g/mL . $[K_{eb}(H_2O) = 0.512 \text{ K kg mol}^{-1}]$

Soluzione

La soluzione finale contiene due elettroliti forti.



e



La variazione di temperatura di ebollizione dell'acqua è pari a:

$$\Delta T_{\text{eb}} = (v_1 m_1 + v_2 m_2) K_{\text{eb}}$$

Dove v_1 e v_2 sono i coefficienti di van't Hoff dei due elettroliti forti.

Calcolo innanzitutto le moli dei due soluti.

$$n_{\text{CaI}_2} = V \cdot M = 3.0 \text{ L} \cdot 8.0 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1} = 2.4 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CdSO}_4} = V \cdot M = 7.0 \text{ L} \cdot 6.0 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1} = 4.20 \text{ mol}$$

La massa dei due soluti è:

$$\text{massa CaI}_2 = 2.4 \text{ mol} \cdot 293.89 \text{ g/mol} = 705 \text{ g}$$

$$\text{massa CdSO}_4 = 4.20 \text{ mol} \cdot 208.47 \text{ g/mol} = 876 \text{ g}$$

Calcolo ora la massa di acqua nella soluzione finale

$$\text{Massa soluzione} = d \cdot V = 1.12 \text{ kg/L} \cdot (3.0 + 7.0) \text{ L} = 11.2 \text{ kg}$$

$$\text{Massa acqua} = 11.2 - 0.705 - 0.876 = 9.62 \text{ kg}$$

La molalità del CaI_2 è:

$$m_{\text{CaI}_2} = n(\text{CaI}_2) / \text{massa}(\text{H}_2\text{O}) = 2.4 \text{ mol} / 9.62 \text{ kg} = 0.25 \text{ mol kg}^{-1}$$

La molalità del CdSO_4 è pari a:

$$m_{\text{CdSO}_4} = n(\text{CdSO}_4) / \text{massa}(\text{H}_2\text{O}) = 4.2 \text{ mol} / 9.62 \text{ kg} = 0.437 \text{ mol kg}^{-1}$$

La variazione di temperatura è uguale a:

$$\Delta T = (3 \cdot 0.25 + 2 \cdot 0.437) \text{ mol kg}^{-1} \cdot 0.512 \text{ K kg mol}^{-1} = 0.83 \text{ K}$$

E quindi la temperatura di ebollizione della soluzione risulterà essere pari a 100.83°C .

EQUILIBRIO

A) In un reattore del volume costante di 40.0 L, mantenuto alla temperatura costante di 400 K, vengono introdotte 2.0 mol di un gas di formula molecolare X_2 che si decompone secondo la reazione: $\text{X}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{X}_{(\text{g})}$. All'equilibrio, il grado di dissociazione del gas è pari a $4.0 \cdot 10^{-2}$. Calcolare, alla temperatura di 400K: la pressione totale all'equilibrio, la costante di equilibrio K_p e il valore di ΔG° .

Soluzione

Considero lo schema di reazione:

	$\text{X}_{2(\text{g})}$	$\rightleftharpoons$	$2\text{X}_{(\text{g})}$
Inizio (mol)	2.0		-
Δ (mol)	-x		+2 x
Equil. (mol)	2.0 - x		2x

Conoscendo il grado di dissociazione ($\alpha = n_d / n^\circ$) all'equilibrio pari a $4.0 \cdot 10^{-2}$, posso calcolare l'avanzamento unitario della reazione x

$$\alpha = n_d / n^\circ \quad n_d = x$$

Pertanto

$$x = \alpha \cdot n^\circ = 4.0 \cdot 10^{-2} \cdot 2.0 = 8.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

quindi, all'equilibrio:

$$n_{\text{X}_2} = 2.0 - 8.0 \cdot 10^{-2} = 1.92 \text{ mol}$$

$$n_{\text{X}} = 2 \cdot 8.0 \cdot 10^{-2} = 0.16 \text{ mol}$$

$$n_t = 1.92 \text{ mol} + 0.16 \text{ mol} = 2.08 \text{ mol}$$

Calcolo la pressione all'equilibrio utilizzando l'equazione di stato dei gas perfetti:

$$PV = n_t RT$$

$$P = n_t RT / V = (2.08 \text{ mol} \cdot 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 400 \text{ K}) / 40.0 \text{ L} = 1.71 \text{ atm}$$

Calcolo la costante di equilibrio K_p

$$K_p = p^2_x / p_{x_2} = (P/n_t)(n^2_x/n_{x_2}) = (1.71/2.08)(0.16^2/1.92) = 1.1 \cdot 10^{-2}$$

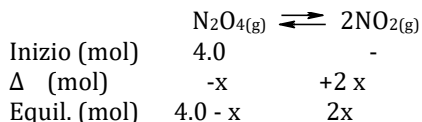
Calcolo l'energia libera standard della reazione:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_p = -8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 400 \text{ K} \cdot \ln 1.1 \cdot 10^{-2} = 15010 \text{ J mol}^{-1}$$

B) In un reattore del volume costante di 100 L, mantenuto alla temperatura costante di 100°C, vengono introdotte 4.0 mol N_2O_4 gassoso che si dissocia secondo la reazione: $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(g)}$. All'equilibrio, il grado di dissociazione di N_2O_4 è pari a 0.75. Calcolare, alla temperatura di 100°C: la pressione totale all'equilibrio, la costante di equilibrio K_p e il valore di ΔG° .

Soluzione

Considero lo schema di reazione:



Conoscendo il grado di dissociazione ($\alpha = n_d/n^\circ$) all'equilibrio pari a 0.75, posso calcolare l'avanzamento unitario della reazione x

$$\alpha = n_d/n^\circ \quad n_d = x$$

Pertanto

$$x = \alpha \cdot n^\circ = 0.75 \cdot 4.0 = 3.0 \text{ mol}$$

quindi, all'equilibrio:

$$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 4.0 - 3.0 = 1.0 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NO}_2} = 2 \cdot 3.0 = 6.0 \text{ mol}$$

$$n_t = 1.0 \text{ mol} + 6.0 \text{ mol} = 7.0 \text{ mol}$$

Calcolo la pressione all'equilibrio utilizzando l'equazione di stato dei gas perfetti:

$$PV = n_t RT$$

$$P = n_t RT / V = (7.0 \text{ mol} \cdot 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 373.15 \text{ K}) / 100 \text{ L} = 2.14 \text{ atm}$$

Calcolo la costante di equilibrio K_p

$$K_p = p^2_{\text{NO}_2} / p_{\text{N}_2\text{O}_4} = (P/n_t)(n^2_{\text{NO}_2}/n_{\text{N}_2\text{O}_4}) = (2.14/7.0)(6.0^2/1.0) = 11.0$$

Calcolo l'energia libera standard della reazione:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_p = -8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 373.15 \text{ K} \cdot \ln 11 = -7439 \text{ J mol}^{-1}$$