

In un recipiente vengono mescolati 4 mol di cloroformio liquido con 1 mol di etanolo liquido alla temperatura di 35 °C. Le tensioni di vapore dei liquidi puri a tale temperatura sono 295.1 Torr per il CHCl<sub>3</sub> e 102.8 Torr per C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH.

Calcolare la pressione di vapore totale della soluzione e la composizione (frazioni molari) della fase vapore.. Qual è il  $\Delta G_{mix}$ ?

Risoluzione

Per convenienza si indicano il cloroformio con  $C$  e l'etanolo con  $E$ . Le frazioni molari delle due sostanze sono:

$$x_C = \frac{4 \text{ (mol)}}{4 \text{ (mol)} + 1 \text{ (mol)}} = 0.80$$

$$x_E = \frac{1 \text{ (mol)}}{4 \text{ (mol)} + 1 \text{ (mol)}} = 0.20$$

Considerando valida la legge di Raoult si ha:

$$P_C = x_C P_C^* = 0.80 \cdot 295.1 \text{ (Torr)} = 236.08 \text{ Torr}$$

$$P_E = x_E P_E^* = 0.20 \cdot 102.8 \text{ (Torr)} = 20.56 \text{ Torr}$$

con la seguente pressione di vapore totale:

$$P = P_C + P_E = 236.08 \text{ (Torr)} + 20.56 \text{ (Torr)} = \mathbf{256.64 \text{ Torr}}$$

Nel vapore (gas) vale la legge di Dalton, per cui le frazioni molari sono date dal rapporto fra la pressione parziale e la pressione totale:

$$y_C = \frac{P_C}{P} = \frac{236.08 \text{ (Torr)}}{256.64 \text{ (Torr)}} = \mathbf{0.92}$$

$$y_E = \frac{P_E}{P} = \frac{20.56 \text{ (Torr)}}{256.64 \text{ (Torr)}} = \mathbf{0.08}$$

Infine, la funzione di Gibbs di mescolamento sarà:

$$\Delta G_{mix} = n R T (x_C \ln x_C + x_E \ln x_E)$$

$$\Delta G_{mix} = 5 \text{ (mol)} \times 8.31447 \text{ (J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times 308.15 \text{ (K)} \\ \times (0.80 \ln 0.80 + 0.20 \ln 0.20)$$

$$\Delta G_{mix} = \mathbf{-6410.415 \text{ J}}$$