

In un recipiente di 850 mL precedentemente evacuato, vengono immessi 350 mL di azoto a 30 atm e 25 °C e 250 mL di idrogeno a 25 atm e alla stessa temperatura. Calcolare la pressione totale nel recipiente e le pressioni parziali dei due gas. Calcolare inoltre il ΔG_{mix} .

Risoluzione

Dall'equazione di stato dei gas perfetti si trovano le moli di N_2 e H_2 che verranno immessi nel recipiente. Indicando l'azoto con A e l'idrogeno con H si ha:

$$n_A = \frac{30 \text{ (atm)} \times 0.350 \text{ (L)}}{0.0820574 \text{ (atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times 298.15 \text{ (K)}} = 0.4292 \text{ mol}$$

$$n_H = \frac{25 \text{ (atm)} \times 0.250 \text{ (L)}}{0.0820574 \text{ (atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times 298.15 \text{ (K)}} = 0.2555 \text{ mol}$$

Le moli totali sono $n_T = n_A + n_H = 0.4292 \text{ (mol)} + 0.2555 \text{ (mol)} = 0.6847 \text{ mol}$ e la pressione totale è quindi:

$$P_T = \frac{n_T R T}{V_T}$$

$$P_T = \frac{0.6847 \text{ (mol)} \times 0.0820574 \text{ (atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times 298.15 \text{ (K)}}{0.850 \text{ (L)}} = \mathbf{19.708 \text{ atm}}$$

Le pressioni parziali si possono trovare usando l'equazione di stato dei gas perfetti oppure usando la legge di Dalton; nel primo caso si ha:

$$P_A = \frac{0.4292 \text{ (mol)} \times 0.0820574 \text{ (atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times 298.15 \text{ (K)}}{0.850 \text{ (L)}} = \mathbf{12.354 \text{ atm}}$$

$$P_H = \frac{0.2555 \text{ (mol)} \times 0.0820574 \text{ (atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times 298.15 \text{ (K)}}{0.850 \text{ (L)}} = \mathbf{7.354 \text{ atm}}$$

Le frazioni molari sono:

$$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_H} = \frac{0.4292 \text{ (mol)}}{0.6847 \text{ (mol)}} = 0.63 \quad x_H = \frac{0.2555 \text{ (mol)}}{0.6847 \text{ (mol)}} = 0.37$$

e la funzione di Gibbs di mescolamento:

$$\Delta_{mix} G^\ominus = n R T (x_A \ln x_A + x_H \ln x_H)$$

$$\begin{aligned} \Delta_{mix} G^\ominus &= 0.6847 \text{ (mol)} \times 8.31447 \text{ (J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times 298.15 \text{ (K)} \\ &\times [0.63 \times \ln(0.63) + 0.37 \times \ln(0.37)] = \mathbf{-1118.47 \text{ J}} \end{aligned}$$