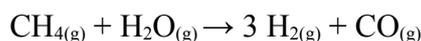


Problema435: Determina si a 600K y a 1200K la reacción:

$\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow 3 \text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$ es espontánea. Calcula el valor aproximado de ΔG a dichas temperaturas suponiendo que ΔH y ΔS no varían apreciablemente con la temperatura.

Calculamos las variaciones de entalpía y de entropía con ayuda de las tablas termodinámicas.



$$\begin{aligned} \Delta H^\circ_{\text{R}} &= \sum n_{\text{p}} \Delta H^\circ_{\text{f prod.}} - \sum n_{\text{r}} \Delta H^\circ_{\text{f react.}} = \\ &= 3 \text{mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{H}_2(\text{g})] + 1 \text{mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{CO}(\text{g})] - 1 \text{mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{CH}_4(\text{g})] - 1 \text{mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = \\ &= 1 \text{mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{CO}(\text{g})] - 1 \text{mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{CH}_4(\text{g})] - 1 \text{mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = \\ &= 1 \text{mol}(-110,5 \text{kJ/mol}) - 1 \text{mol}(-74,8 \text{kJ/mol}) - 1 \text{mol}(-241,8 \text{kJ/mol}) = +206,1 \text{kJ} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta S^\circ_{\text{R}} &= \sum n_{\text{p}} S^\circ_{\text{p}} - \sum n_{\text{r}} S^\circ_{\text{r}} = \\ &= 3 \text{mol} \cdot S^\circ_{\text{H}_2(\text{g})} + 1 \text{mol} \cdot S^\circ_{\text{CO}(\text{g})} - 1 \text{mol} \cdot S^\circ_{\text{CH}_4(\text{g})} - 1 \text{mol} \cdot S^\circ_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})} = \\ &= 3 \text{mol} \cdot 130,6 \frac{\text{J}}{\text{mol k}} + 1 \text{mol} \cdot 197,9 \frac{\text{J}}{\text{mol k}} - 1 \text{mol} \cdot 186,2 \frac{\text{J}}{\text{mol k}} - 1 \text{mol} \cdot 188,7 \frac{\text{J}}{\text{mol k}} = +214,8 \frac{\text{J}}{\text{K}} \end{aligned}$$

a) A 600K

$$\begin{aligned} \Delta G^\circ &= \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ \\ \Delta G^\circ &= 206,1 \text{kJ} - 600 \text{K} \cdot 0,2148 \frac{\text{kJ}}{\text{K}} = +77,22 \text{kJ} > 0 \end{aligned}$$

La variación de energía libre es positiva, y por tanto la reacción no es espontánea a esta temperatura.

b) A 1200K

$$\begin{aligned} \Delta G^\circ &= \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ \\ \Delta G^\circ &= 206,1 \text{kJ} - 1200 \text{K} \cdot 0,2148 \frac{\text{kJ}}{\text{K}} = -51,66 \text{kJ} < 0 \end{aligned}$$

La variación de energía libre es negativa, y por tanto la reacción es espontánea a esta temperatura.