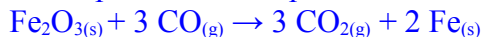


Problema420: Utilizando las tablas termodinámicas, a) calcula ΔS° de la reacción y di si será espontánea desde el punto de vista del desorden. b) calcula ΔG° de la reacción (con los datos de ΔH° y ΔS°) y di si será espontánea a temperatura ambiente.



$$\begin{aligned} \Delta S^\circ_{\text{R}} &= \sum n_p S^\circ_p - \sum n_r S^\circ_r = \\ &= 3 \text{mol} \cdot S^\circ_{\text{CO}_2(g)} + 2 \text{mol} \cdot S^\circ_{\text{Fe}_{(s)}} - 1 \text{mol} \cdot S^\circ_{\text{Fe}_2\text{O}_3(s)} - 3 \text{mol} \cdot S^\circ_{\text{CO}_{(g)}} = \\ &= 3 \text{mol} \cdot 213,8 \frac{\text{J}}{\text{mol k}} + 2 \text{mol} \cdot 27,2 \frac{\text{J}}{\text{mol k}} - 1 \text{mol} \cdot 90,0 \frac{\text{J}}{\text{mol k}} - 3 \text{mol} \cdot 197,9 \frac{\text{J}}{\text{mol k}} = + 12,1 \frac{\text{J}}{\text{K}} \end{aligned}$$

Hay un aumento de la entropía durante esta reacción, por tanto la entropía contribuye favorablemente a la espontaneidad.



$$\begin{aligned} \Delta H^\circ_{\text{R}} &= \sum n_p \Delta H^\circ_{\text{f prod.}} - \sum n_r \Delta H^\circ_{\text{f react.}} = \\ &= 3 \text{mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{CO}_{2(g)}] + 2 \text{mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{Fe}_{(s)}] - 1 \text{mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}] - 3 \text{mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{CO}_{(g)}] = \\ &= 3 \text{mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{CO}_{2(g)}] - 1 \text{mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}] - 3 \text{mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{CO}_{(g)}] = \\ &= 3 \text{mol}(- 393,3 \text{kJ/mol}) - 1 \text{mol}(- 822,2 \text{kJ/mol}) - 3 \text{mol}(- 110,5 \text{kJ/mol}) = - 26,2 \text{kJ} \end{aligned}$$

$$\Delta G^\circ_{\text{R}} = \Delta H^\circ_{\text{R}} - T \cdot \Delta S^\circ_{\text{R}} = - 26,2 \text{kJ} - 298 \text{K} \cdot 0,0121 \frac{\text{kJ}}{\text{K}} = - 29,8 \text{kJ}$$

Si la variación de energía libre es positiva indica que la reacción no es espontánea a temperatura ambiente