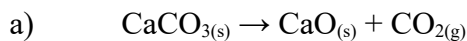


Problema 461: Utilizando as táboas termodinámicas, a) calcula ΔS° da reacción e di se será espontánea desde o punto de vista da desorde. b) calcula ΔG° da reacción (cos datos de ΔH° e ΔS°) e di se será espontánea a temperatura ambiente.

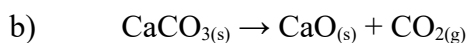


$$\Delta S^\circ_R = \sum n_p \cdot S^\circ_{\text{prod}} - \sum n_r \cdot S^\circ_{\text{react}}$$

$$\Delta S^\circ_R = 1 \text{ mol} \cdot S^\circ[\text{CaO}_{(s)}] + 1 \text{ mol} \cdot S^\circ[\text{CO}_{2(g)}] - 1 \text{ mol} \cdot S^\circ[\text{CaCO}_{3(s)}]$$

$$\Delta S^\circ_R = 1 \text{ mol} \cdot 39,7 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} + 1 \text{ mol} \cdot 213,8 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} - 1 \text{ mol} \cdot 92,9 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} = 160,6 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

Hai un aumento da entropía durante esta reacción, por tanto a entropía contribúe favorablemente á espontaneidade.



$$\Delta H^\circ_R = \sum n_p \cdot \Delta H^\circ_{f \text{ prod}} - \sum n_r \cdot \Delta H^\circ_{f \text{ react}}$$

$$\Delta H^\circ_R = 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ_f[\text{CaO}_{(s)}] + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ_f[\text{CO}_{2(g)}] - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ_f[\text{CaCO}_{3(s)}]$$

$$\Delta H^\circ_R = 1 \text{ mol} \cdot \left(-635,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right) + 1 \text{ mol} \cdot \left(-393,7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right) - 1 \text{ mol} \cdot \left(-1206,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right) = +177,7 \text{ kJ}$$

$$\Delta G^\circ_R = \Delta H^\circ_R - T \cdot \Delta S^\circ_R = +177,7 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot 0,1606 \frac{\text{kJ}}{\text{K}} = +129,8 \text{ kJ}$$

Se a variación de enerxía libre é positiva indica que **a reacción non é espontánea** a temperatura ambiente