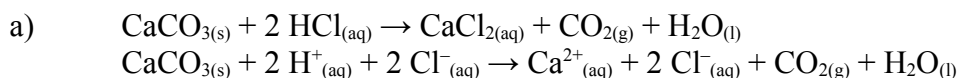
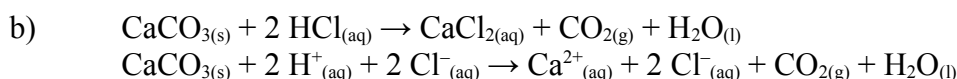


Problema417: Utilizando las tablas termodinámicas, a) calcula ΔS° de la reacción y di si será espontánea desde el punto de vista del desorden. b) calcula ΔG° de la reacción (con los datos de ΔH° y ΔS°) y di si será espontánea a temperatura ambiente.



$$\begin{aligned} \Delta S^\circ_R &= \sum n_p S^\circ_p - \sum n_r S^\circ_r = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{Ca}^{2+}_{(aq)}} + \cancel{2 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{Cl}^-_{(aq)}}} + 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{CO}_{2(g)}} + 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{H}_2\text{O}_{(l)}} - 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{CaCO}_{3(s)}} - \cancel{2 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{H}^+_{(aq)}}} - \cancel{2 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{Cl}^-_{(aq)}}} = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{Ca}^{2+}_{(aq)}} + 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{CO}_{2(g)}} + 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{H}_2\text{O}_{(l)}} - 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{CaCO}_{3(s)}} = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot \left(-55,1 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} \right) + 1 \text{ mol} \cdot 213,8 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} + 1 \text{ mol} \cdot 70,0 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} - 1 \text{ mol} \cdot 92,9 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} = \underline{\underline{135,8 \frac{\text{J}}{\text{K}}}} \end{aligned}$$

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



$$\begin{aligned} \Delta H^\circ_R &= \sum n_p \Delta H^\circ_{f \text{ prod.}} - \sum n_r \Delta H^\circ_{f \text{ react.}} = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{Ca}^{2+}_{(aq)}] + \cancel{2 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{Cl}^-_{(aq)}]} + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{CO}_{2(g)}] + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{H}_2\text{O}_{(l)}] - \\ &- 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{CaCO}_{3(s)}] - \cancel{2 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{H}^+_{(aq)}]} - \cancel{2 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{Cl}^-_{(aq)}]} = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{Ca}^{2+}_{(aq)}] + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{CO}_{2(g)}] + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{H}_2\text{O}_{(l)}] - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{CaCO}_{3(s)}] = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot (-543,0 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot (-393,7 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot (-285,0 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol} \cdot (-1206,9 \text{ kJ/mol}) = \underline{\underline{-14,8 \text{ kJ}}} \end{aligned}$$

$$\Delta G^\circ_R = \Delta H^\circ_R - T \cdot \Delta S^\circ_R = -14,8 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot 0,1358 \frac{\text{kJ}}{\text{K}} = \underline{\underline{-55,27 \text{ kJ}}}$$

Si la variación de energía libre es negativa indica que la reacción es espontánea a temperatura ambiente