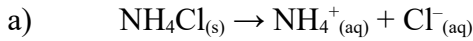


Problema 463: Utilizando las tablas termodinámicas, a) calcula  $\Delta S^\circ$  de la reacción y di si será espontánea desde el punto de vista del desorden. b) calcula  $\Delta G^\circ$  de la reacción (con los datos de  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$ ) y di si será espontánea a temperatura ambiente.

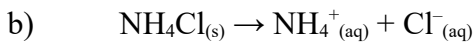


$$\Delta S^\circ_R = \sum n_p \cdot S^\circ_{\text{prod}} - \sum n_r \cdot S^\circ_{\text{react}}$$

$$\Delta S^\circ_R = 1 \text{ mol} \cdot S^\circ[\text{NH}_4^+_{(aq)}] + 1 \text{ mol} \cdot S^\circ[\text{Cl}^-_{(aq)}] - 1 \text{ mol} \cdot S^\circ[\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}]$$

$$\Delta S^\circ_R = 1 \text{ mol} \cdot 113,4 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} + 1 \text{ mol} \cdot 56,5 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} - 1 \text{ mol} \cdot 94,6 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} = \underline{\underline{+75,3 \frac{\text{J}}{\text{K}}}}$$

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



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

$$\Delta H^\circ_R = 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ_f[\text{NH}_4^+_{(aq)}] + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ_f[\text{Cl}^-_{(aq)}] - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ_f[\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}]$$

$$\Delta H^\circ_R = 1 \text{ mol} \cdot \left(-132,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right) + 1 \text{ mol} \cdot \left(-167,1 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right) - 1 \text{ mol} \cdot \left(-315,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right) = \underline{\underline{+16,0 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta G^\circ_R = \Delta H^\circ_R - T \cdot \Delta S^\circ_R = +16,0 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot 0,0753 \frac{\text{kJ}}{\text{K}} = \underline{\underline{-6,44 \text{ kJ}}}$$

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