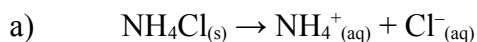
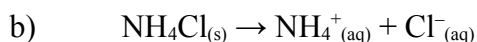


Problema421: Utilizando las tablas termodinámicas, a) calcula ΔS° de la reacción y di si será espontánea desde el punto de vista del desorden. b) calcula ΔG° de la reacción (con los datos de ΔH° y ΔS°) y di si será espontánea a temperatura ambiente.



$$\begin{aligned} \Delta S^\circ_{\text{R}} &= \sum n_{\text{p}} S^\circ_{\text{p}} - \sum n_{\text{r}} S^\circ_{\text{r}} = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{NH}_4^+_{(aq)}} + 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{Cl}^-_{(aq)}} - 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}} = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot 113,4 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} + 1 \text{ mol} \cdot 56,5 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} - 1 \text{ mol} \cdot 94,6 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} = + 75,3 \frac{\text{J}}{\text{K}} \end{aligned}$$

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



$$\begin{aligned} \Delta H^\circ_{\text{R}} &= \sum n_{\text{p}} \Delta H^\circ_{\text{f prod.}} - \sum n_{\text{r}} \Delta H^\circ_{\text{f react.}} = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{NH}_4^+_{(aq)}] + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{Cl}^-_{(aq)}] - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}] = \\ &= 1 \text{ mol}(-132,4 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol}(-167,1 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol}(-315,5 \text{ kJ/mol}) = + 16,0 \text{ kJ} \end{aligned}$$

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

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