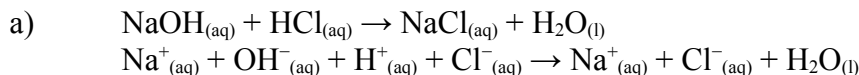
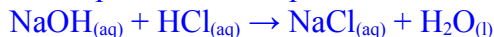
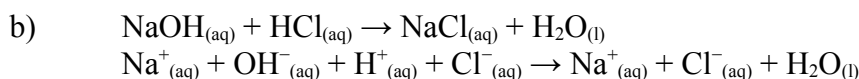


Problema422: Utilizando las tablas termodinámicas, a) calcula  $\Delta S^\circ$  de la reacción y di si será espontánea desde el punto de vista del desorden. b) calcula  $\Delta G^\circ$  de la reacción (con los datos de  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$ ) y di si será espontánea a temperatura ambiente.



$$\begin{aligned} \Delta S^\circ_R &= \sum n_p S^\circ_p - \sum n_r S^\circ_r = \\ &= \cancel{1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{Na}^+_{(aq)}}} + \cancel{1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{Cl}^-_{(aq)}}} + 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{H}_2\text{O}_{(l)}} \\ &\quad - \cancel{1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{Na}^+_{(aq)}}} - 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{OH}^-_{(aq)}} - \cancel{1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{H}^+_{(aq)}}} - \cancel{1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{Cl}^-_{(aq)}}} = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{H}_2\text{O}_{(l)}} - 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{OH}^-_{(aq)}} = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot 70,0 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} - 1 \text{ mol} \cdot (-10,7 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}) = + 80,7 \frac{\text{J}}{\text{K}} \end{aligned}$$

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



$$\begin{aligned} \Delta H^\circ_R &= \sum n_p \Delta H^\circ_{f \text{ prod.}} - \sum n_r \Delta H^\circ_{f \text{ react.}} = \\ &= \cancel{1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ_f [\text{Na}^+]} + \cancel{1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ_f [\text{Cl}^-]} + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ_f [\text{H}_2\text{O}] - \\ &\quad - \cancel{1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ_f [\text{Na}^+]} - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ_f [\text{OH}^-] - \cancel{1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ_f [\text{H}^+]} - \cancel{1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ_f [\text{Cl}^-]} = \\ &= + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ_f [\text{H}_2\text{O}] - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ_f [\text{OH}^-] = \\ &= 1 \text{ mol}(-285,0 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol}(-229,9 \text{ kJ/mol}) = - 55,1 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$\Delta G^\circ_R = \Delta H^\circ_R - T \cdot \Delta S^\circ_R = -55,1 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot 0,0807 \frac{\text{kJ}}{\text{K}} = - 79,1 \text{ kJ}$$

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