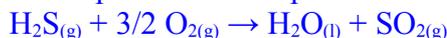


Problema419: Utilizando las tablas termodinámicas, a) calcula ΔS° de la reacción y di si será espontánea desde el punto de vista del desorden. b) calcula ΔG° de la reacción (con los datos de ΔH° y ΔS°) y di si será espontánea a temperatura ambiente.



$$\begin{aligned} \Delta S^\circ_R &= \sum n_p S^\circ_p - \sum n_r S^\circ_r = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{H}_2\text{O}_{(l)}} + 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{SO}_{2(g)}} - 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{H}_2\text{S}_{(g)}} - 3/2 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{O}_{2(g)}} = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot 70,0 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} + 1 \text{ mol} \cdot 248,5 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} - 1 \text{ mol} \cdot 205,7 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} - 3/2 \text{ mol} \cdot 205,0 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} = - 194,7 \frac{\text{J}}{\text{K}} \end{aligned}$$

Hay una disminución de la entropía durante esta reacción, por tanto la entropía contribuye desfavorablemente a la espontaneidad.



$$\begin{aligned} \Delta H^\circ_R &= \sum n_p \Delta H^\circ_{f \text{ prod.}} - \sum n_r \Delta H^\circ_{f \text{ react.}} = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{H}_2\text{O}_{(l)}] + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{SO}_{2(g)}] - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{H}_2\text{S}_{(g)}] - 3/2 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{O}_{2(g)}] = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{H}_2\text{O}_{(l)}] + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{SO}_{2(g)}] - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{H}_2\text{S}_{(g)}] = \\ &= 1 \text{ mol}(- 285,0 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol}(- 296,9 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol}(- 20,6 \text{ kJ/mol}) = - 561,3 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$\Delta G^\circ_R = \Delta H^\circ_R - T \cdot \Delta S^\circ_R = - 561,3 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot (- 0,1947 \frac{\text{kJ}}{\text{K}}) = - 503,3 \text{ kJ}$$

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