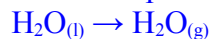
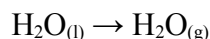


Problema434: Teniendo en cuenta los datos termodinámicos de las tablas, predecir a partir de qué temperatura aproximadamente se producirá de forma espontánea el proceso



Es decir, a que temperatura entrará en ebullición el agua de forma espontánea. Supón que ΔH y ΔS no varían apreciablemente con la temperatura.

Calculamos las variaciones de entalpía y de entropía con ayuda de las tablas termodinámicas.



$$\begin{aligned} \Delta H^\circ_R &= \sum n_p \Delta H^\circ_{f \text{ prod.}} - \sum n_r \Delta H^\circ_{f \text{ react.}} = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{H}_2\text{O}_{(g)}] - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{H}_2\text{O}_{(l)}] = \\ &= 1 \text{ mol}(-241,8 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol}(-285,0 \text{ kJ/mol}) = +43,2 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta S^\circ_R &= \sum n_p S^\circ_p - \sum n_r S^\circ_r = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{H}_2\text{O}_{(g)}} - 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{H}_2\text{O}_{(l)}} = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot 188,7 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} - 1 \text{ mol} \cdot 70,0 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} = +118,7 \frac{\text{J}}{\text{K}} \end{aligned}$$

Suponiendo que estos valores no varían apreciablemente con la temperatura podemos calcular a qué temperatura la reacción estará en equilibrio, $\Delta G = 0$

$$\begin{aligned} \Delta G^\circ &= \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ \\ 0 &= \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ \\ T &= \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = \frac{+43200 \text{ J}}{+118,7 \frac{\text{J}}{\text{K}}} = \underline{\underline{363,9 \text{ K}}} = \underline{\underline{90,9^\circ \text{ C}}} \end{aligned}$$

Como el término de la entalpía es positivo y el de la entropía negativo, a temperaturas más altas de $90,9^\circ \text{C}$ el término de la entropía será mayor que el término de la entalpía y así la variación de energía libre será negativa, y por tanto la reacción será espontánea. Está claro que es una buena aproximación a lo que ocurre en realidad.