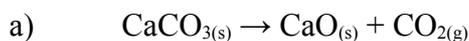
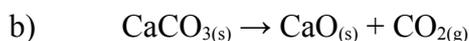


Problema418: Utilizando las tablas termodinámicas, a) calcula  $\Delta S^\circ$  de la reacción y di si será espontánea desde el punto de vista del desorden. b) calcula  $\Delta G^\circ$  de la reacción (con los datos de  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$ ) y di si será espontánea a temperatura ambiente.



$$\begin{aligned} \Delta S^\circ_{\text{R}} &= \sum n_p S^\circ_p - \sum n_r S^\circ_r = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{CaO}_{(s)}} + 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{CO}_{2(g)}} - 1 \text{ mol} \cdot S^\circ_{\text{CaCO}_{3(s)}} = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot 39,7 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} + 1 \text{ mol} \cdot 213,8 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} - 1 \text{ mol} \cdot 92,9 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} = \underline{\underline{160,6 \frac{\text{J}}{\text{K}}}} \end{aligned}$$

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



$$\begin{aligned} \Delta H^\circ_{\text{R}} &= \sum n_p \Delta H^\circ_{\text{f prod.}} - \sum n_r \Delta H^\circ_{\text{f react.}} = \\ &= 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{CaO}_{(s)}] + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{CO}_{2(g)}] - 1 \text{ mol} \cdot \Delta H^\circ[\text{CaCO}_{3(s)}] = \\ &= 1 \text{ mol}(-635,5 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol}(-393,7 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol}(-1206,9 \text{ kJ/mol}) = \underline{\underline{+177,7 \text{ kJ}}} \end{aligned}$$

$$\Delta G^\circ_{\text{R}} = \Delta H^\circ_{\text{R}} - T \cdot \Delta S^\circ_{\text{R}} = +177,7 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot 0,1606 \frac{\text{kJ}}{\text{K}} = \underline{\underline{+129,8 \text{ kJ}}}$$

Si la variación de energía libre es positiva indica que la reacción no es espontánea a temperatura ambiente