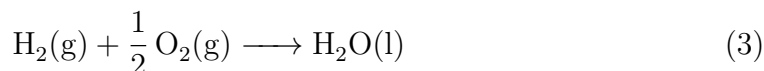
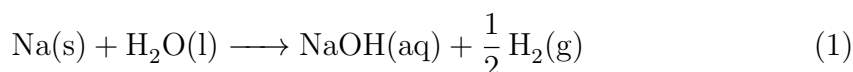


Un campione di 5.0 g di sodio metallico reagisce con acqua secondo la reazione $\text{Na(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \longrightarrow \text{NaOH(aq)} + \frac{1}{2} \text{H}_2\text{(g)}$ con una variazione di entalpia di -39.88 kJ . La stessa massa (5.0 g) di ossido di sodio solido reagisce con acqua per dare l'idrossido di sodio acquoso con una variazione di entalpia di -18.92 kJ . Sapendo che l'entalpia di formazione dell'acqua è $\Delta_f H^\ominus[\text{H}_2\text{O(l)}] = -285.83 \text{ kJ mol}^{-1}$ trovare l'entalpia di formazione dell'ossido di sodio solido, $\Delta_f H^\ominus[\text{Na}_2\text{O(s)}]$.

Risoluzione

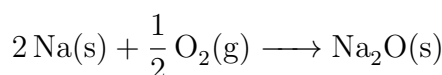
Date le seguenti reazioni:



Si può scrivere l'equazione di formazione dell'ossido di sodio come:

$$2 \times (1) - (2) + (3)$$

ovvero:



Le masse molari di sodio e idrossido di sodio sono rispettivamente $22.9898 \text{ g mol}^{-1}$ e $61.9789 \text{ g mol}^{-1}$, per cui le moli saranno:

$$n_{\text{Na}} = \frac{5.0 \text{ (g)}}{22.9898 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = 0.2175 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Na}_2\text{O}} = \frac{5.0 \text{ (g)}}{61.9789 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = 0.0807 \text{ mol}$$

Con le seguenti entalpie molari:

$$\Delta_r H^\ominus[(1)] = \frac{-39.88 \text{ (kJ)}}{0.2175 \text{ (mol)}} = -183.36 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta_r H^\ominus[(2)] = \frac{-18.92 \text{ (kJ)}}{0.0807 \text{ (mol)}} = -234.45 \text{ kJ mol}^{-1}$$

L'entalpia di formazione dell'ossido di sodio sarà quindi,

$$\Delta_f H^\ominus[\text{Na}_2\text{O(s)}] = 2 \Delta_r H^\ominus[(1)] - \Delta_r H^\ominus[(2)] + \Delta_f H^\ominus[\text{H}_2\text{O(l)}]$$

$$\Delta_f H^\ominus[\text{Na}_2\text{O(s)}] = [2 \times (-183.36) - (-234.45) + (-285.83)](\text{kJ mol}^{-1})$$

$$\Delta_f H^\ominus[\text{Na}_2\text{O(s)}] = -\mathbf{418.10 \text{ kJ mol}^{-1}}$$