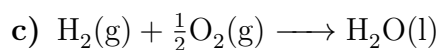
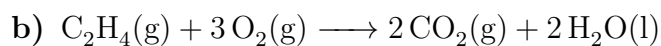
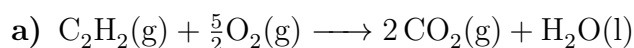


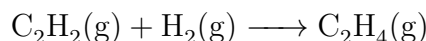
Calcolare  $\Delta_r H^\ominus$  e  $\Delta_r U^\ominus$  a 25 °C per l'idrogenazione dell'etino (acetilene) a etene (etilene), sulla base delle seguenti entalpie di combustione  $\Delta_c H^\ominus[\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] = -1300 \text{ kJ mol}^{-1}$ ,  $\Delta_c H^\ominus[\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})] = -1411 \text{ kJ mol}^{-1}$  e dall'entalpia di formazione dell'acqua,  $\Delta_f H^\ominus[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285.83 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Dai seguenti dati di capacità termiche molari a pressione costante:  $C_P[\text{H}_2(\text{g})] = 28.824 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ,  $C_P[\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] = 43.93 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ,  $C_P[\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})] = 43.56 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ , calcolare inoltre il  $\Delta_r H$  della reazione di idrogenazione a 50 °C.

### Risoluzione

Dalle reazioni:



si può notare che la reazione di idrogenazione dell'etino:



equivale alla seguente somma algebrica delle reazioni soprascritte, **a** – **b** + **c** con la seguente entalpia di reazione:

$$\Delta_r H^\ominus = \Delta_c H^\ominus(\mathbf{a}) - \Delta_c H^\ominus(\mathbf{b}) + \Delta_f H^\ominus(\mathbf{c})$$

$$\Delta_r H^\ominus = [-1300 - (-1411) + (-285.83)](\text{kJ mol}^{-1}) = -174.83 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Poiché la variazione delle moli di gas è  $\Delta n_g = 1 - 1 - 1 = -1$  si ha:

$$\begin{aligned} \Delta_r U^\ominus &= \Delta_r H^\ominus - \Delta n_g R T = -174.83 \text{ (kJ mol}^{-1}) \\ &+ 8.31447 \times 10^{-3} \text{ (kJ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times 298.15 \text{ (K)} = -172.35 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

Per calcolare la variazione di entalpia di reazione a una temperatura diversa si usa la legge di Kirchhoff:

$$\Delta C_P = C_P[\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})] - C_P[\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] - C_P[\text{H}_2(\text{g})]$$

$$\Delta C_P = [43.56 - 43.93 - 28.824](\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) = -29.19 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\Delta H(T_2) = \Delta H(T_1) + \Delta C_P (T_2 - T_1)$$

$$\Delta H(T_2) = -174.83(\text{kJ mol}^{-1}) - 29.19 \times 10^{-3}(\text{kJ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times 25(\text{K})$$

$$\Delta H(T_2) = -175.56 \text{ kJ mol}^{-1}$$