



TERMODINÁMICA

2. En la combustión en condiciones estándar de 1 g de etanol, $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$, se desprenden 29.8 kJ. Por otra parte, en la combustión de 1 g de ácido acético, $\text{CH}_3 - \text{COOH}$, se desprenden 14.5 KJ. Con estos datos, calcule la entalpía estándar de la reacción siguiente:
 $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$

Las ecuaciones termoquímicas que describen la combustión del etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ y del ácido acético, CH_3COOH , son:



Los valores de entalpía de combustión por gramo que, teniendo en cuenta las masas molares (en g/mol) de etanol y ácido, 46.0 y 60.0, respectivamente:

$$\Delta H_1 = -29.8 \frac{\text{KJ}}{\text{g}} \times 46 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = -1.370,8 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_2 = -14.5 \frac{\text{KJ}}{\text{g}} \times 60.0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = -870 \text{ KJ/mol}$$



Observando detenidamente las dos reacciones de combustión, vemos que la reacción de oxidación del etanol se obtiene sumando a la primera reacción la segunda, pero invertida. Por tanto, según la ley de Hess: $\Delta H_1^\circ = \Delta H_1 - \Delta H_2$

Luego será: $\Delta H_1^\circ = -1370,8 - (-870) = -500,8 \text{ KJ/mol}$

