

Las entalpías estándar de formación del $\text{CO}_2(\text{g})$ y del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ son respectivamente -393 kJ/mol y -286 kJ/mol y la entalpía estándar de combustión del etanal $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}(\text{l})$ es -1164 kJ/mol . Calcular:

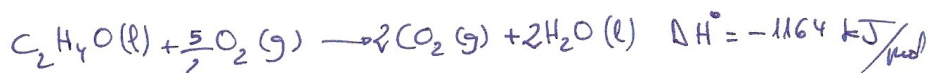
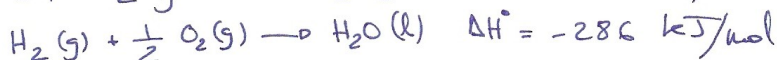
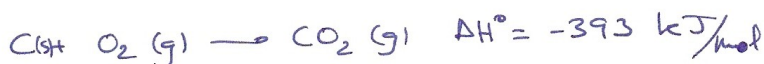
a) La entalpía de formación del etanal.

Resultado: $\Delta H^\circ = -194 \text{ kJ/mol}$

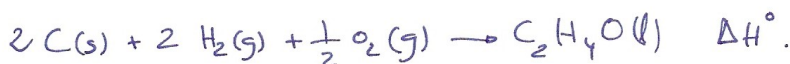
b) La energía que se libera al quemar 10 gramos de etanal.

Resultado: $E = 264,5 \text{ J}$

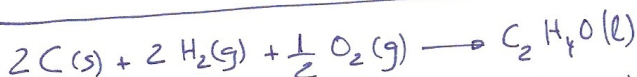
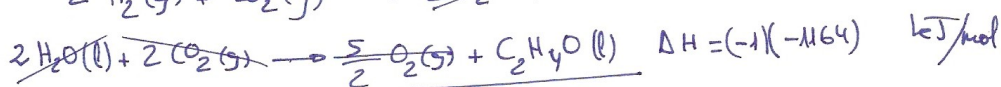
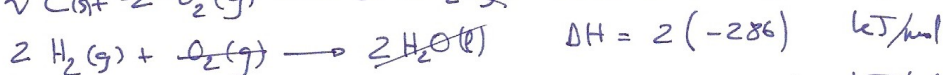
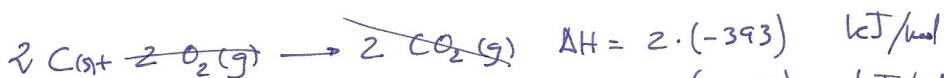
Las reacciones de entalpía conocida son:



y la reacción de entalpía desconocida es:

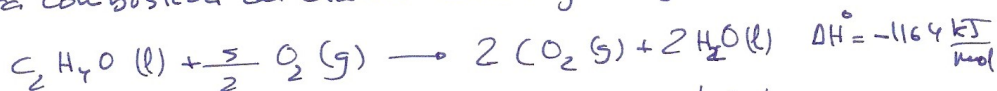


a) Aplicando la ley de Hess:



$$\Delta H = 2(-393) + 2(-286) - 1(-1164) = -194 \text{ kJ/mol}.$$

b) La combustión del etanal tiene lugar según la reacción:



Suponiendo una combustión en condiciones estándar,

$$\frac{10 \text{ g etanal}}{44 \text{ g etanal/mol}} = 0,227 \text{ moles}.$$

$$E = n \cdot \Delta H = 0,227 (\text{moles}) \cdot (-1164) \left(\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) = -264,5 \text{ J}$$