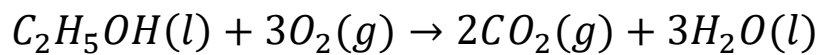


**ESIMERKKI** Reaktiolämmön laskemisesta muodostumislämpöjen avulla

Etanolin käyttö polttoaineena perustuu sen eksotermiseen palamisreaktioon. Ratkaise muodostumislämpöjen avulla reaktiolämpö, kun 300 g etanolia palaa. Reaktiotuotteena muodostuva vesi on tässä tapauksessa neste.

**Ratkaisu:**

Kirjoitetaan tasapainotettu reaktioyhtälö:



Aineiden muodostumislämmöt (ks. Maol):

$$\Delta H_f(C_2H_5OH(l)) = -277,7 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f(O_2(g)) = 0 \text{ kJ/mol (alkuaine perustila)}$$

$$\Delta H_f(CO_2(g)) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f(H_2O(l)) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

Reaktiolämpö

$$\Delta H_c = \sum \Delta H_f(\text{reaktiotuotteet}) - \sum \Delta H_f(\text{lähtöaineet})$$

Nyt

$$\begin{aligned} \sum \Delta H_f(\text{reaktiotuotteet}) \\ &= 2 \text{ mol} \cdot (-393,5 \text{ kJ/mol}) + 3 \text{ mol} \cdot (-285,8 \text{ kJ/mol}) \\ &= -1644,4 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Vastaavasti

$$\begin{aligned}\sum \Delta H_f(\text{lähtöaineet}) &= 1\text{ mol} \cdot (-277, \text{ kJ/mol}) + 3\text{ mol} \cdot 0\text{ kJ/mol} \\ &= -277,7\text{ kJ}\end{aligned}$$

Tällöin

$$\begin{aligned}\Delta H_c &= \sum \Delta H_f(\text{reaktiotuotteet}) - \sum \Delta H_f(\text{lähtöaineet}) \\ &= -1644,4\text{ kJ} - (-277,7\text{ kJ/mol}) = -1366,7\text{ kJ}\end{aligned}$$

Näin laskettu reaktiolämpö kuvaa sitä energiamäärää, joka vapautuu, kun 1 mooli etanolia palaa.

Nyt etanolin ainemäärä

$$\begin{aligned}n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) &= \frac{m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}{M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})} = \frac{300\text{ g}}{(2 \cdot 12,01 + 6 \cdot 1,008 + 16,00)\text{ g/mol}} \\ &= 6,512 \dots \text{ mol}\end{aligned}$$

Kysytty reaktiolämpö

$$\Delta H_c(300\text{ g}) = 6,512 \dots \text{ mol} \cdot (-1366,7\text{ kJ/mol}) \approx -8900\text{ kJ}$$

**Vastaus:**  $\Delta H_c(300\text{ g}) \approx -8900\text{ kJ}$