

# Physikalische Chemie

## 1 Thermodynamik

### 1.1 Heizwert und Verbrennungsenthalpie

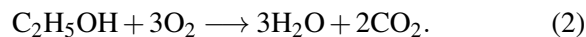
In einem Tafelwerk für die Oberstufe sind Tabellen zum (unteren) Heizwert  $H$  und an anderer Stelle zur molaren Standardverbrennungsenthalpie  $\Delta_c H_m^0$  auszumachen. Dabei stellt sich natürlich die Frage, ob und wie beides zusammenhängt.

Einfaches Umrechnen über die molare Masse  $M$  bringt gewisse Abweichungen. Tatsächlich handelt es sich dabei um den *Brennwert*  $B$ , welcher auch als *oberer Heizwert* bezeichnet wird. Es gilt also

$$mB = nMB = n|\Delta_c H_m^0| \quad (1)$$

mit  $m$ : Masse,  $n$ : Stoffmenge.

Nun ist aber zu beachten, dass bei einer typischen Verbrennung einer organischen Substanz Wasser entstehen wird. Die Reaktionsgleichung für die Verbrennung von Ethanol ist z. B.



Man muss nun beachten, dass das Wasser nach der Reaktion verdampft, wofür Verdampfungswärme aufgebracht werden muss.

Als Ansatz macht man die Energiebilanz:

$$mH = mB - m(\text{H}_2\text{O})q_v(\text{H}_2\text{O}) \quad (3)$$

mit  $q_v$ : spezifische Verdampfungswärme.

Nun interessieren uns aber gerade keine Masse, sondern wir wollen alle Rechnungen molar durchführen. Formt man (3) mit  $M = m/n$  um und setzt (1) für  $B$  ein, so ergibt sich

$$MH = |\Delta_c H_m^0| - \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{n} M(\text{H}_2\text{O})q_v(\text{H}_2\text{O}). \quad (4)$$

Hierbei sind  $n(\text{H}_2\text{O})$  und  $n$  der Reaktionsgleichung zu entnehmen. Bei der Verbrennung von Ethanol gilt z. B.

$$\begin{aligned} n(\text{H}_2\text{O}) &= 3 \text{ mol}, \\ n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) &= 1 \text{ mol}, \\ M(\text{H}_2\text{O}) &= 0,018015 \text{ kg/mol}, \\ M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) &= 0,046068 \text{ kg/mol}, \\ q_v(\text{H}_2\text{O}) &= 2260 \text{ kJ/kg}, \\ \Delta_c H_m^0 &= -1364 \text{ kJ/mol}. \end{aligned}$$

Damit ergibt sich  $H \approx 26,96 \text{ MJ/kg}$ . In Tabellen findet man Werte von 26,8 bis 26,9.

Dieser Text steht unter der Lizenz Creative Commons CC0.