

**Sicherheitshinweis:**

Schutzbrille



**Geräte:**

- Mit Styropor isolierter Erlenmeyerkolben
- Porzellanschale
- Zündquelle (Streichhölzer)
- kleine Hebebühne
- Stativmaterial
- Waage
- Thermometer

**Chemikalien:**

- Ethanol (H: 225; P: 210)
- Wasser

**Durchführung:**

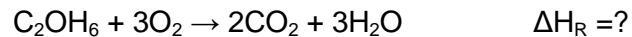
- Der Erlenmeyerkolben wird gewogen und die Masse notiert.
- Anschließend werden 500mL Wasser abgemessen und in den Erlenmeyerkolben gefüllt. Die Masse des Wassers muss ebenfalls notiert werden.
- Der Erlenmeyerkolben wird mit Stativmaterial so befestigt, dass der Boden des Erlenmeyerkolbens etwa 40 cm über der Tischplatte hängt.
- Die Temperatur des Wassers muss bestimmt werden.
- Wenn die Temperatur konstant ist und keine Temperaturänderung innerhalb von 1 Minute erfolgt, wird eine definierte Menge Ethanol (~1g) abgewogen und in eine Porzellanschale gegeben. Es muss zügig gearbeitet werden, da ansonsten ein Teil des Ethanols verdunstet.
- Die Schale wird auf die Hebebühne unter den Erlenmeyerkolben gestellt und soweit hochgeregelt, dass der Boden des Erlenmeyerkolbens etwa 15-20 cm über der Schale hängt.
- Das Ethanol wird entzündet.
- Die Temperatur des Wassers muss erneut bestimmt werden, sobald die Verbrennung beendet ist.
- Bestimme die Temperaturdifferenz.

**Beobachtung:**

Die Temperatur des Wassers steigt.

**Deutung:**

Die bei der Verbrennung von Ethanol frei werdende Wärme heizt das Wasser im Kalorimeter auf. Bei der Verbrennung läuft folgende Reaktion ab:



Zunächst muss die absolute Wärmemenge  $Q$  berechnet werden. Dazu wird die spezifische Wärmekapazität ( $c_p$ ) des Wassers benötigt:

$$Q = c_p (\text{Wasser}) * m (\text{Wasser}) * \Delta T$$

Für die Erwärmung von 1g Wasser um 1 Kelvin ( $1^\circ\text{C}$ ) werden 4,19 Joule benötigt. Ein konstanter Druck wird dabei vorausgesetzt und die Wärmekapazität des Kalorimeters vernachlässigt.

Beispiel: 1g Ethanol erwärmt 500g Wasser um 12,8 Kelvin ( $^\circ\text{C}$ ):

$$Q = 4,19 \text{ J}/(\text{g} * \text{K}) * 500\text{g} * 12,8\text{K} = 26,816 \text{ kJ}$$

Dementsprechend werden bei der Verbrennung von 1g Ethanol 26 816 Joule frei. Die Reaktionswärme  $\Delta H_R$  bezieht sich auf die Stoffmenge von 46g Ethanol (1mol). Also muss die Reaktionswärme bezogen auf die Stoffmenge des Ethanols berechnet werden. 1g Ethanol hat eine Stoffmenge von 0,0217mol. Demnach beträgt die Reaktionswärme von 1mol Ethanol:

$$\Delta H_R = -26,816 \text{ kJ}/0,0217\text{mol} = -1237 \text{ kJ/mol}$$

Bei dieser Rechnung wurde die spezifische Wärmekapazität des Kalorimeters nicht berücksichtigt. Durch die frei werdende Wärme wird nicht nur das Wasser erwärmt, sondern auch das Kalorimeter.

Soll die Wärmekapazität des Kalorimeters (z.B. 200  $\text{J}/(\text{g} * \text{K})$ ) mitberücksichtigt werden, muss folgende Rechnung angestellt werden:

$$Q = 4,19 \text{ J}/(\text{g} * \text{K}) * 500\text{g} * \Delta K + 200 \text{ J}/(\text{g} * \text{K}) * \Delta K$$

Die Wärmekapazität des Kalorimeters muss evtl. vorher experimentell bestimmt werden.