

Praktikum 11 – Verbrennungsenthalpie von Ethanol

Das Ziel dieses Praktikumsversuchs ist es, die molare Verbrennungsenthalpie $\Delta_c H^\circ$ von Ethanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) mithilfe eines Verbrennungskalorimeters zu bestimmen.

Zur Vereinfachung des Problems machen wir die Annahme, dass das Verbrennungskalorimeter ausschließlich aus Glas besteht. Eventuelle Verluste durch entweichende Gase werden vernachlässigt.

Stoff	Spezifische Wärmekapazität
Wasser	$c(\text{Wasser}) = 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
Glas	$c(\text{Glas}) = 0,78 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Versuchsbeschreibung

Bestimme die Leermasse des Verbrennungskalorimeters.

$m(\text{Kalorimeter}) =$

Befülle das Kalorimeter mit etwa 450 mL Wasser. Notiere dessen Masse und Temperatur.

$m(\text{Wasser}) =$

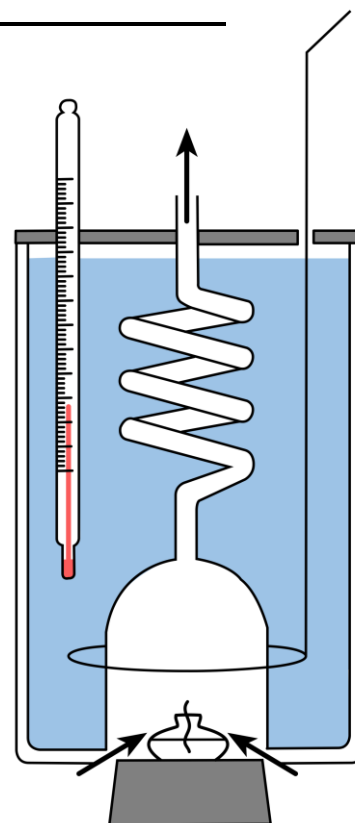
$\theta_1 =$

Gib ein paar Milliliter Ethanol in den Vorratsbehälter und bestimme dessen Gesamtmasse (Glocke + Docht + Ethanol).

$m_1 =$

Zünde die Kerze an, stelle sie unter das Verbrennungskalorimeter und schalte die Wasserstrahlpumpe ein. Lasse die Kerze während etwa 3 Minuten brennen, bevor du sie löschst. Durchmische das Wasser im Kalorimeter und notiere die maximale Temperatur.

$\theta_2 =$



Bestimme anhand der Gesamtmasse des Vorratsbehälters, wie viel Ethanol im Laufe der Reaktion verbrannt ist.

$$m_2 =$$

$$m(\text{Ethanol}) =$$

Das Ethanol gibt bei diesem Prozess die Wärme Q_{Ethanol} ab.

Das Kalorimeter nimmt bei diesem Prozess die Wärme Q_K auf.

Das Wasser nimmt bei dieser Reaktion die Wärme Q_{H_2O} auf.

Energieerhaltungssatz:

Stoffmenge des verbrannten Ethanols ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$):

Molare Verbrennungsenthalpie $\Delta_c H^\circ$ des Ethanols:

Zusatzaufgaben

1. Gegeben sind die folgenden Standardbildungsenthalpien:

$$\Delta_f H^\circ(\text{CO}_{2(\text{g})}) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}) = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Berechne, ausgehend von der molaren Verbrennungsenthalpie und mithilfe des Satzes von Hess, die molare Standardbildungsenthalpie $\Delta_f H^\circ$ von Ethanol. Veranschauliche deine Vorgehensweise durch ein Schema.

2. Um wie viel Grad Celsius würde die Temperatur von 100 mL Wasser in einem Kalorimeter ($C_K = 0,2 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}$) steigen, wenn 0,2 g Ethanol darin verbrannt werden?