

Protokoll Kalorimeter Experiment

Auftrag: Bestimmen Sie experimentell die Menge an Energie, die in einem Mol Ethanol enthalten ist.

Materialliste:

Geräte	Chemikalien	GHS-Symbole
Becherglas Dreifuß Thermometer Abdampfschale Pipette	Ethanol Wasser	-leicht entzündlich

Durchführung:

Als erstes wird in ein Becherglas mit 103ml Wasser befüllt, danach stellt man dieses auf den Dreifuß. Der nächste Schritt beinhaltet das befüllen der Abdampfschale mit 23ml Ethanol in den dafür vorgesehenen Behälter, dieses wird direkt unter den Dreifuß gestellt. Währenddessen wird ein Thermometer in das Reagenzglas mit Wasser reingelegt. Dann folgt das entzünden des Ethanols. Als nächstes wird dann Beobachtung über das Geschehen geführt und die Werte eingetragen.

Beobachtungen:

Zeit	Beobachtung/Werte
Anfang	Wassertemperatur am Anfang: 25°C
Ende	Wassertemperatur am Ende: 80°C

Rechnung:

Ein Mol Ethanol enthält 47472,7 J.

$$\Delta T = 80^{\circ}\text{C} - 25^{\circ}\text{C} = 55^{\circ}\text{C}$$

$$[\Delta T] \text{ in K}$$

$$\Delta T = 55 \text{ K} = 55^{\circ}\text{C}$$

$$Q = c_{sp} \cdot m \cdot \Delta T$$

$$\text{geg: } c_{sp}(\text{H}_2\text{O}) = 4,19 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{g}}$$

$$\text{geg: } m(\text{H}_2\text{O})$$

$$\text{gemessen: } \Delta T(\text{H}_2\text{O})$$

$$Q = 4,19 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{g}} \cdot 103 \text{ g} \cdot 55 \text{ K}$$

$$Q = 4,19 \text{ J} \cdot 103 \cdot 55$$

$$Q = 23736 \cdot 2$$

$$Q = 47472,7 \text{ J} \quad | : 1000$$

$$Q = \underline{\underline{47,4727 \text{ kJ}}}$$

Auswertung:

Bei dem durchgeführten Experiment, haben wir mithilfe einer Verbrennungsenthalpie die Energie von einem Mol Ethanol berechnet. Erst wurde ΔT berechnet, die Differenz zwischen der Anfangstemperatur 25°C (T_{start}) und der Endtemperatur (T_{ende}) 80°C , ΔT ist gleich 55°C . Danach haben wir die 55°C in Kelvin umgerechnet und hatten so 55K . Nach diesen Schritten folgte die Berechnung der Energie von einem Ethanol. Gegeben hatten wir die Spezifische Wärmekapazität von $4,19$, die Masse von 103g und den gemessenen Wert ΔT von 55K . Mithilfe dieser Werte konnten wir dann die gesamte Formel vervollständigen und hatten schließlich, $Q = 4,19 \frac{\text{J}}{\text{K} \times \text{g}} \times 109_{\text{g}} \times 55_{\text{K}} = 4,19_{\text{J}} \times 103 \times 55 = 23736 \times 2 = \underline{47472,7_{\text{J}}}$ als Ergebnis. Wichtig zu erwähnen ist, dass wir 23g Ethanol verwendet haben, weshalb wir 23736×2 rechnen mussten. Zu Letzt, mussten wir nur noch Joule in Kilojoule umrechnen und hatten so $47472,7:1000 = \underline{47,4727}$.

Das Experiment, welches wir durchgeführt haben, war zudem ein offenes System. Während des Experimentes war außer dem Anstieg der Flamme nichts Weiteres zu vermerken. Dauerhaft wurde mit dem Thermometer das Wasser umgerührt. Auf dem ersten Bild ist der Versuchsaufbau zu sehen, die Abdampfschale, welche mit Ethanol gefüllt ist.



Das zweite Bild zeigt den Versuchsaufbau während des Experimentes, das Thermometer befindet sich in dem Becherglas und wurde zum Umrühren verwendet.



Der tabellarische Wert von Ethanol beträgt: $-277,6 \text{ kJ/mol}$ (I), dies ist im Gegensatz zu unserem gemessenen Wert sehr hoch, dies ist so, weil bei uns ein offenes System angewandt wurde, wodurch viel Energie verloren geht und so nicht nachgewiesen werden kann. Zudem kann die Anfangstemperatur abhängig von der Umgebung oder anderen Faktoren unterschiedlich sein und so zum Beispiel höher sein als 25°C . Zudem verfügen professionelle Labore über deutlich genauere Messgeräte, welche die Werte präziser ermitteln können. Bei unserem Experiment hatten wir ein Ergebnis von $47,47 \text{ kJ/mol}$, was weniger als ein Fünftel des tabellarischen Wertes ist, dementsprechend kann man davon ausgehen, dass durch den Unterschied von geschlossenem und offenem System diese großen Distanzen entstehen.

Während des Experimentes können viele verschiedene Fehler auftreten, egal in welchem Schritt und noch so klein wie sie sind, können sie das Ergebnis verändern. Deshalb ist es wichtig zu wissen und darauf zu achten wo diese Fehler entstehen können und wie man sie zu mindern, bzw. zu verhindern weis. Meist passieren Fehler bei dem befüllen oder abwiegen von Stoffen oder bei dem Messen von Werten. Dies war auch diesmal der Fall. Abweichungen können bei dem befüllen des Becherglases mit Wasser oder bei dem Befüllen der Abdampfschale mit Ethanol aufgetreten sein. Zudem kann es zu Abweichungen kommen bei dem messen der Temperatur mit dem Thermometer, je nachdem ob man ständig gerührt hat oder nicht, hat sich die Wärme vielleicht nicht gleichmäßig verteilt und es kann zu Temperaturunterschieden innerhalb des Becherglases kommen, auch wenn diese eher marginal sind.

Reflexion:

Bei diesem Experiment habe ich in Gruppen- und selbständig gearbeitet. Anfangs war die Rechnung etwa problematisch für mich, weil ich mit den verschiedenen Maßeinheiten durcheinandergekommen war, doch dies verbesserte sich, nachdem ich ein kurzes Gespräch mit meiner Lehrkraft führte. Zudem fehlten mir einige wichtige Schlüsselbegriffe wie die spezifische Wärmekapazität. Diese ist sehr zum Beispiel sehr wichtig und wird für die Berechnung der Energie benötigt. Die Formel zu ihrer Berechnung ist auf dem unteren Bild zusehen, dabei wird für Delta Q die zugeführte oder entzogene Wärme mit Joule eingesetzt, für m die Masse des Stoffes (in Kg) und für K die Temperatur in Kelvin. Mithilfe dieser Formel konnten wir die Energie bei dem Experiment ausrechnen. Hätte ich davor schneller am Skript gearbeitet, wäre ich sicherlich besser vorbereitet gewesen auf dieses Experiment. Dennoch habe ich mich auf das Experiment gut vorbereitet, indem ich das Protokoll ohne Ergebnisse oder gemessenen Werten schon angelegt hatte und eine Durchführung sowie eine Materialliste angelegt hatte. Dennoch gilt für die Zukunft etwas schneller im Skript arbeiten.

$$c = \frac{\Delta Q}{m \cdot \Delta T}$$

Bildquelle: https://de.wikipedia.org/wiki/Spezifische_W%C3%A4rmekapazit%C3%A4t#Definition