Die Reaktionswärme mit dem Kalorimeter bestimmen

Einleitung

Über die Wärmekapazität kann man die Wärmemenge Q in einem System direkt und unkompliziert berechnen. Bei vielen chemischen Reaktionen wird Wärme frei. Nutzt man diese Wärme zur Temperaturerhöhung eines Mediums, z.B. Wasser, lässt sich die über Veränderung der Temperatur des Wassers die Wärmemenge ermitteln, die bei einer Reaktion frei wird. Dazu nutzt man spezielle Gefäße, die besonders gegen die Umgebung isoliert sind, damit möglichst viel von der Reaktionswärme auf das aufnehmende Medium (meist Wasser) übergeht und die Wärmeverluste gering bleiben. Man nennt diese Aufbauten Kalorimeter.

Messung mit Kalorimetern



Warum heißt das Kalorimeter Kalorimeter?
Wärmemenge werden in der Einheit Joule [J] bestimmt. Früher war die Einheit Kalorie [cal] gebräuchlich, die in Bezug auf den Energiegehalt von Lebensmitteln ja immer noch verwendet wird. Dabei gilt:

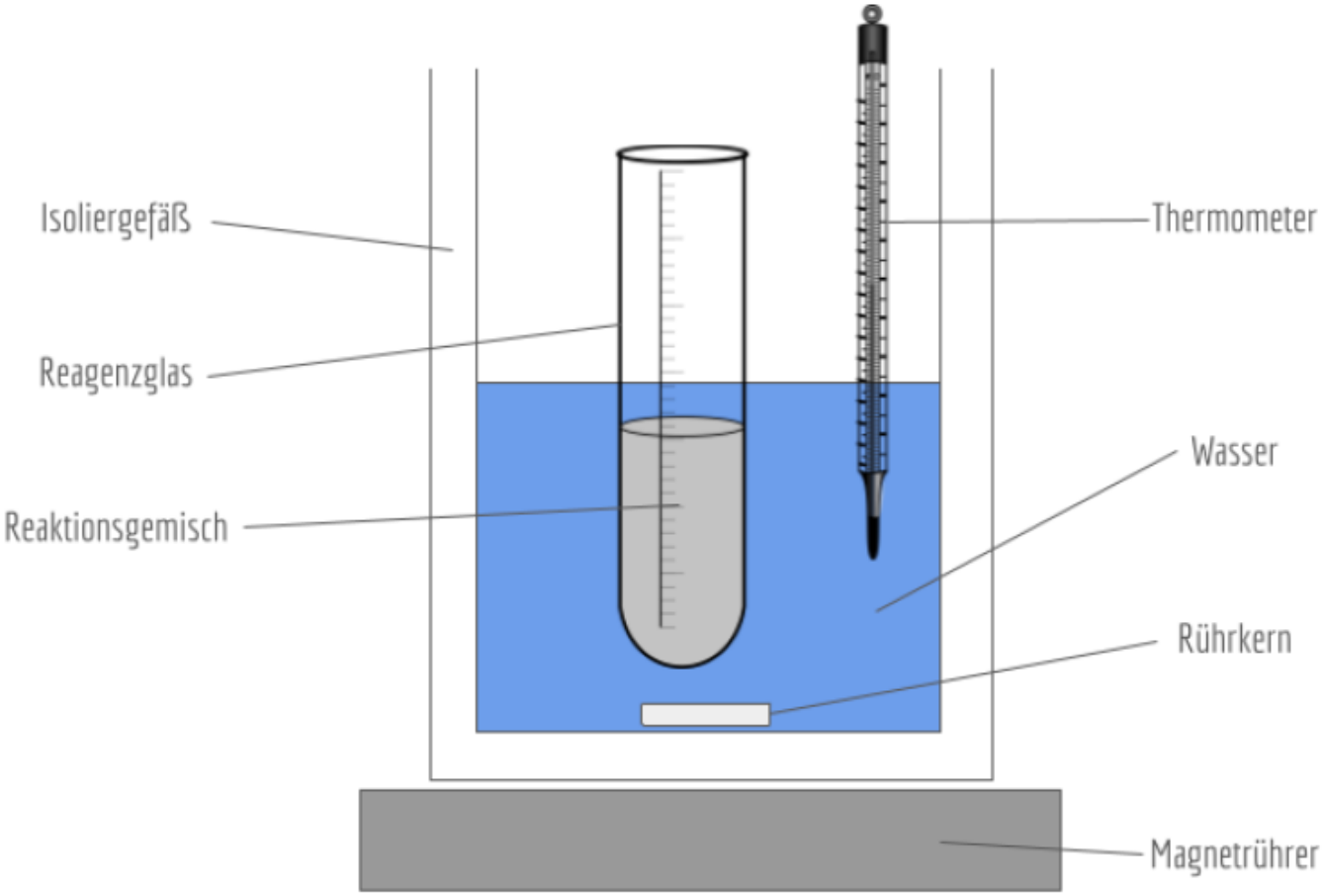
$$1cal = 4,18J$$

Ein Joule oder eine Kalorie ist die Wärmemenge Q, die erforderlich ist, um 1g Wasser um 1K zu erwärmen. Da die Kalorie historisch unterschiedlich definiert war, hat man sich 1948 weltweit auf das Joule mit einem weltweit einheitlichen Umrechnungsfaktor verständigt.

Eigentlich müsste daher das Kalorimeter heutzutage eher „Joulemeter“ heißen.

Aufbau eines einfachen Kalorimeters

Eine bekannte Masse an Wasser befindet sich in einem Isolierfäß, welches den Wärmeaustausch zu den Seiten hin erschwert. Die Temperatur des Wassers lässt sich über ein Thermometer bestimmen. Das Wasser lässt sich mit Hilfe eines Magnetrührers rühren. In das Wasser taucht ein Reagenzglas mit einem Reaktionsgemisch, welches bei einer Reaktion Wärme freisetzt - etwa eine saure Lösung, zu der eine basische Lösung gegeben wird, wobei eine Freisetzung von Neutralisationswärme erfolgt.



Durchführung

1. Man gibt eine definierte Masse m an Wasser in das Kalorimeter
2. Man beginnt zu rühren und misst die Anfangstemperatur T_A des Wassers
3. Man lässt das Reagenzglas mit der sauren Lösung eintauchen
4. Man gibt rasch die basische Lösung hinzu
5. Man bestimmt die Endtemperatur T_E, indem man so lange wartet, bis die Temperatur des Wassers nicht weiter steigt

Auswertung

Mit $$Q = c \cdot m \cdot \Delta T$$ lässt sich nun die Wärmemenge Q berechnen. Die noch fehlende Wärmekapazität des Wassers c lässt sich nachschlagen. ΔT setzt sich wie folgt zusammen: $$\Delta T = T_E - T_A$$

Damit ist bekannt, welche Wärmemenge bei der jeweils durchgeführten Reaktion freigeworden ist.

Anwendung



Beispielreaktion
3,2g Schwefel werden in einer Reibschale mit einem Mörser mit 5,6g Eisen verrieben.



Das Reaktionsgemisch wird in ein Reagenzglas gefüllt. Dieser taucht in ein Kalorimeter mit 200g Wasser. Die Anfangstemperatur beträgt 20°C. Das Gemisch wird mit einem glühenden Eisendraht zur Reaktion gebracht. Das Thermometer steigt bei einer Temperatur von 32°C nicht weiter.

Folgende Reaktion läuft dabei ab:

$$Fe + S \rightleftharpoons FeS ; exotherm$$

1. Welche Wärmemenge Q wird frei?
2. Welche Wärmemenge Q würde bezogen auf ein Mol gebildetes Eisen(II)-Sulfid frei?

Lösung

Ansatz

Gegeben:

- Wärmekapazität von Wasser bei 20°C/1013hPa c: $4,2 \frac{kJ}{kg \cdot K}$
- Temperaturdifferenz ΔT: 32°C-20°C = 12°C - entspricht einer Differenz von **12K**
- Masse m des Wassers: **0,2kg**
- $M(Fe)=56\frac{g}{mol}$
- $M(S)=32\frac{g}{mol}$

Allgemein gilt:

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

Einsetzen:

$$ Q = 4,2 \frac{kJ}{kg \cdot K} \cdot 0,2kg \cdot 12K \approx 10kJ$$ $$ n = \frac{56\frac{g}{mol}}{5,6g}=0,1mol$$

Es wurde eine Stoffmenge von 0,1mol eingesetzt, wobei 10kJ Wärme freiwurden. Um auf die Wärmemenge für eine Stoffmenge von 1mol zu kommen, muss der Wert verzehnfacht werden.

Ergebnis

Bei der Reaktion wird eine Wärmemenge Q von 10kJ frei. Eine Stoffmenge von 1mol würde eine Wärmemenge von 100kJ freisetzen.

Fehler bei der Bestimmung der Wärmemenge

Das Kalorimeter ist in dieser Form nicht in der Lage, die gesamte Wärmemenge auf das Wasser zu übertragen. Folgende Fehlerquellen u.a. sind denkbar:

- das Kalorimeter wie auch das Reaktionsgefäß sind nach oben hin offen, sodass Wärme an die Umgebung verlorengeht
- das Kalorimeter selbst erwärmt sich auch
- Wägefehler bei der Bestimmung der Masse von Schwefel und Eisen

- […]

Wichtig ist, dass in einem offenen System wie diesem Kalorimeter immer Wärme in die Umgebung abgegeben wird. Man kann diese Fehler durch geeignete Wahl der Versuchsbedingungen minimieren, z.B. indem man für eine möglichst starke Erwärmung in möglichst kurzer Zeit sorgt, sodass nur wenig Wärme an die Umgebung abgegeben werden kann. Dann funktionieren auch sehr einfache Aufbauten wie zwei ineinandergestellte Pappbecher leidlich gut.

From:
https://schule.riecken.de/ - **Unterrichtswiki**

Permanent link:
https://schule.riecken.de/doku.php?id=chemie:energetik:reaktionswaerme

Last update: **2025/10/22 10:27**