

Kalorimetrie

10d

Betreuende Lehrkraft: Stefan Hüneke

Mitwirkende Schüler: Yannik Ehlert, Ben Gade und Jannik Ries

Abgabedatum: 7. Januar 2014

Energieprojekt 2013/14 – Kalorimetrische Messungen

Inhaltsverzeichnis

EINLEITUNG - WAS IST KALORIMETRIE?	1
EINSATZBEREICHE DER KALORIMETRIE	1
VERSCHIEDENE ARTEN VON KALORIMETERN	1
BOMBENKALORIMETER	1
FLÜSSIGKEITSKALORIMETER	2
KONDENSATIONSKALORIMETER	2
VERSUCH	2
MATERIAL	3
DURCHFÜHRUNG	3
EXEMPLARISCHE DARSTELLUNG	3
FEHLERBETRACHTUNG UND VERGLEICH MIT DEM LITERATURWERT	4
QUELLENVERZEICHNIS	4

Einleitung - Was ist Kalorimetrie?

Der Begriff „Kalorimetrie“ kommt von dem lateinischen Wort „calor“¹, welches ins Deutsche mit dem Wort „Wärme“ übersetzt wird, und dem griechischem Wort „metrein“² („messen“). Durch die Kalorimetrie wird die spezifische Wärmekapazität von Stoffen und die Wärmeenergie, welche bei chemischen oder physikalischen Prozessen frei wird (z.B. Enthalpien, Mischungswärmen, Lösungs- und Verdünnungswärmen, Verbrennungswärmen, etc.) ermittelt. Zur Messung dieser Wärmen dienen die Kalorimeter, in denen die Wärmen durch die Temperaturänderung einer Kalorimeterflüssigkeit oder durch Vergleich mit anderen, bekannten Wärmen gemessen werden.

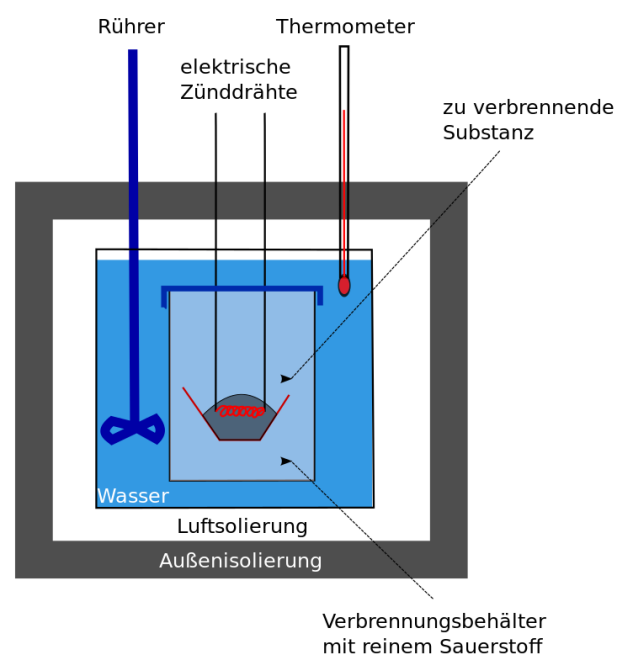
Einsatzbereiche der Kalorimetrie

Die Kalorimetrie ist vor allem für technische Anlagen von Bedeutung. Es muss bekannt sein, wie viel Wärme bei bestimmten Reaktionen frei wird, damit man weiß, ob man und wie viel Energie man zu- bzw. abführen muss.

Verschiedene Arten von Kalorimetern

Bombenkalorimeter³

Mit einem Bombenkalorimeter bestimmt man den Brennwert eines bestimmten Stoffes unter Sauerstoffatmosphäre und hohem Druck. Dafür füllt man einen Stahlcontainer, der als adiabatisch (kein Wärmeaustausch mit Umgebung) fungiert, mit temperiertem Wasser. Anschließend wird eine sogenannte „Bombe“ eingelassen. In dieser beträgt der Druck der Sauerstoffatmosphäre 20-30 bar. Der zu bestimmende Stoff wird in einem Tiegel in der Bombe platziert und durch einen Lichtbogen gezündet und verbrannt. Durch die Wärmedifferenz des Bombenkalorimeters kann auf den Brennwert geschlossen werden.



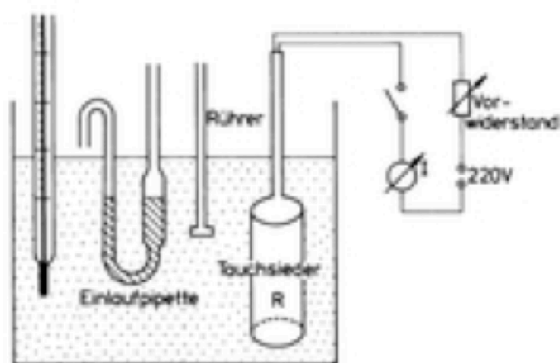
¹ Duden, "Kalorie."

² Duden, "-metrie."

³ Wikipedia, "Bombenkalorimeter."

Flüssigkeitskalorimeter

Ein Flüssigkeitskalorimeter besteht normalerweise aus einem doppelwandigen Kupferbehälter, dessen Zwischenraum mit Wasser gefüllt ist und dadurch für eine temperaturkonstante Umgebung im inneren des Kalorimeters sorgen soll. Für einfache Versuche reichen als Kalorimeter auch zwei ineinander gestellte Pappbecher, die zur Wärmeisolation dienen. Als



Flüssigkeitskalorimeter, Quelle 5

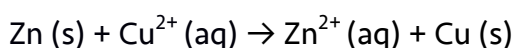
Kalorimeterflüssigkeit nutzt man üblicherweise Wasser, da es am einfachsten ist und die spezifische Wärmeenergie bekannt ist ($4,18 \text{ J/g} \cdot \text{K}$). Durch einen Rührwerk, dessen Umdrehungszahl möglichst gleich bleiben sollte, wird ein besserer Wärmeaustausch erzielt. Anschließend wird die Wärmedifferenz (ΔT) mit einem Thermometer gemessen.⁴

Kondensationskalorimeter

Diese Art von Kalorimeter wird häufig auch als Dampfkalorimeter bezeichnet. Es wird hauptsächlich dazu benutzt die spezifische Wärmekapazität eines Stoffes zwischen 100°C und 20°C zu bestimmen. Man benutzt als Kondensationsgas Wasserdampf. Im inneren des Kalorimeters befindet sich der zu untersuchende Stoff, welcher mit einem feinen Draht an einer empfindlichen Waage aufgehängt wird. Wenn man gesättigten Wasserdampf in diesen Raum leitet, so kondensiert eine bestimmte Dampfmenge an dem anfangs kaltem Körper, bis der Körper die Temperatur des Dampfes erreicht hat. Tropfen werden von einer Schale aufgefangen.⁴

Versuch

Die Aufgabe war es, die Reaktionswärme zu messen und diese für die Stoffmenge 1 mol anzugeben. Exemplarisch nutzen wir zur Anschauung folgende Redoxreaktion:



⁴ Chemie.de, "Kalorimeter."

Material

(Digitales) Thermometer, Kalorimeter (zwei ineinander gestellte Pappbecher), Kupfersulfatlösung (CuSO_4 ; 100 ml; 0,1 mol/l), Rührstäbchen, Waage, Wasser (100ml), Zinkpulver (2g)

Durchführung

Zuerst wird die Wärmekapazität des Kalorimeters bestimmt. Hierfür wird die Temperatur von 50g kaltem Wasser (ca. 20°C) ermittelt und notiert. Anschließend füllt man 50g warmes Wasser ab und misst die Temperatur, im besten Fall liegt diese zwischen 40°C und 50°C. Danach werden die Flüssigkeiten im Kalorimeter vermischt und es wird erneut eine Temperaturmessung durchgeführt. Nun berechnet man anhand der folgenden Formel die Wärmekapazität des Kalorimeters:

$$C_k = c_w \cdot (m_{\text{kaltes Wasser}} \cdot \frac{(T_{\text{warmes Wasser}} - T_{\text{mittelwarmes Wasser}})}{(T_{\text{mittelwarmes Wasser}} - T_{\text{kaltes Wasser}})})$$

Im nächsten Schritt wird die Reaktionswärme der eigentlichen Reaktion ($\text{Zn (s)} + \text{Cu}^{2+} (\text{aq})$) bestimmt. Dafür benötigt ersetzt man das Wasser durch Kupfersulfatlösung und gibt das Zinkpulver dazu. Man benötigt die Temperatur der Kupfersulfatlösung und die Temperatur des Produkts. Anschließend ermittelt man die Temperaturdifferenz ΔT . Jetzt berechnet man die Wärmemenge der Reaktion, man benutzt dafür folgende Formel:

$$Q_r = - (C_k + c_w \cdot m_w) \cdot \Delta T$$

Durch die vorhandene Stoffmenge der Kupersulfatlösung ($n(\text{CuSO}_4) = 0,1 \text{ mol/l} \cdot 0,1 \text{ l} = 0,01 \text{ mol}$) kann man die Reaktionswärme für 1 mol berechnen.

Exemplarische Darstellung

$$T_{\text{kaltes Wasser}} = 20 \text{ °C}$$

$$T_{\text{warmes Wasser}} = 48,6 \text{ °C}$$

$$T_{\text{mittelwarmes Wasser}} = 33,9 \text{ °C}$$

$$C_k = c_w \cdot (m_{\text{kaltes Wasser}} \cdot \frac{(T_{\text{warmes Wasser}} - T_{\text{mittelwarmes Wasser}})}{(T_{\text{mittelwarmes Wasser}} - T_{\text{kaltes Wasser}})}) - m_{\text{warmes Wasser}}$$

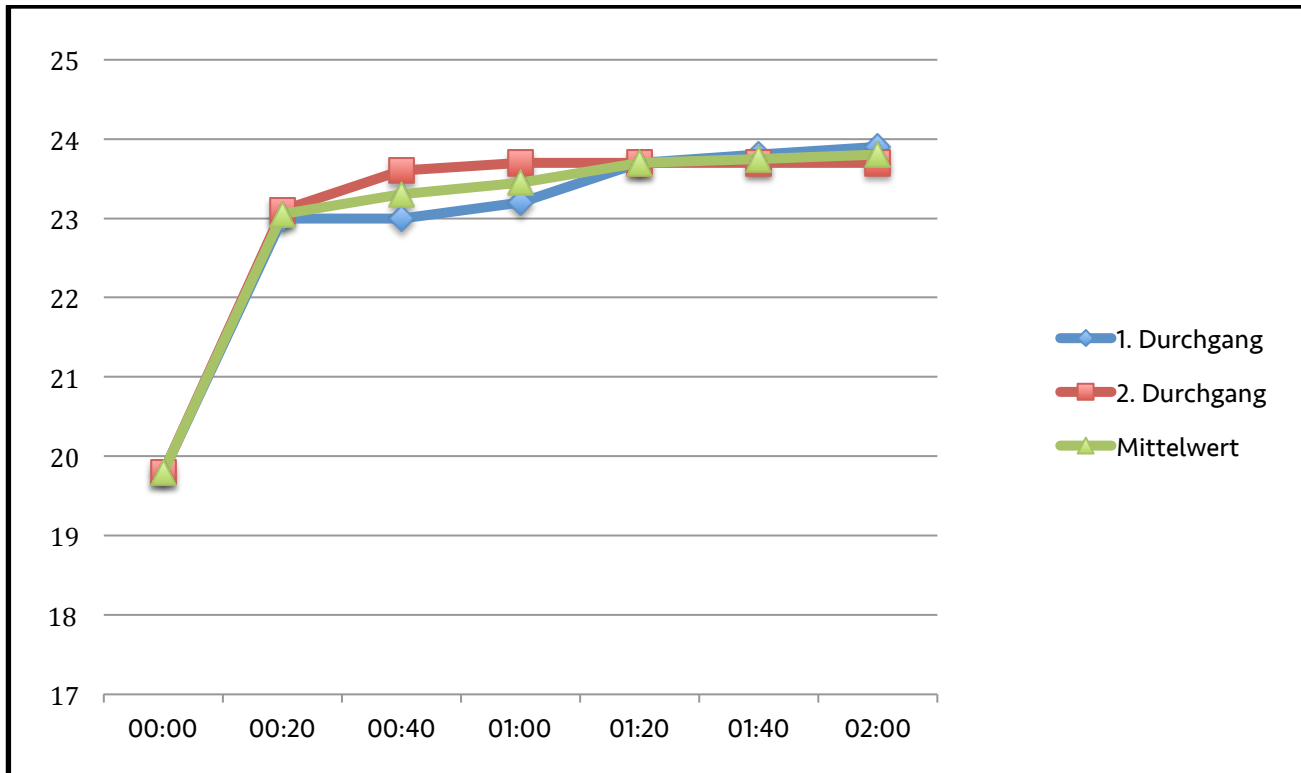
$$C_k = 4,19 \text{ J/g} \cdot \text{K} \cdot (49,8 \text{ g} \cdot \frac{48,6\text{K} - 33,9\text{K}}{33,9\text{K} - 20\text{K}} - 49,8\text{g})$$

$$C_k = 12 \text{ J/K}$$

$$T_{\text{Kupfersulfatlösung}} = 19,8 \text{ °C}$$

$T_{\text{Kupfersulfatzinklösung}} = 23,8\text{ °C}$

$\Delta T = 4\text{ °C}$



$$Q_r = -(C_k + c_w \cdot m_w) \cdot \Delta T$$

$$Q_r = -(12\text{ J/K} + 4,19\text{ J/g} \cdot \text{K} \cdot 100\text{ g}) \cdot 4\text{ K}$$

$$Q_r \approx -1724\text{ J} \triangleq -1,72\text{ kJ}$$

$$n(\text{CuSO}_4) = 0,1\text{ mol/l} \cdot 0,1\text{ l} = 0,01\text{ mol}$$

$$Q_r(1\text{ mol}) = -1,72\text{ kJ} \cdot 1\text{ mol} / 0,01\text{ mol} \approx -172\text{ kJ}$$

Fehlerbetrachtung und Vergleich mit dem Literaturwert

Fehlerquellen bestehen vor allem in Messfehlern bei der Temperatur, der Menge oder der Zeit. Außerdem können Fehler durch ungenaue Versuchsanweisungen entstehen.

Die Wärmekapazität unseres Kalorimeters unterscheidet sich stark vom Literaturwert von 58 J/K, wodurch auch die anderen Werte beeinflusst werden. Sie stehen jedoch trotzdem im Verhältnis zueinander.

Quellenverzeichnis

chemie.de/lexikon/kalorimeter.html⁴ – aufgerufen am 13.11.2013, genutzt auf Seite 2

de.wikipedia.org/wiki/Bombenkalorimeter³ – aufgerufen am 13.11.2013, genutzt auf Seite 1

Duden.de^{1 und 2} – aufgerufen am 22.10.2013, genutzt auf Seite 1

www.ipc.kit.edu/18_1828.php⁵ - aufgerufen am 15.11.2013, genutzt auf Seite 2