

Literatur

Frigge-Hagemann, I. und Schmidkunz, H.: Reaktionsenthalpie einfach bestimmt, Unterricht Chemie 16 (Nr. 85), 22–24 (2005).

Marohn, A.: „Chemische Mathematik“ Mathematisierungen im Chemieunterricht verstehen lernen, Unterricht Chemie 24 (Nr. 134), 8–14 (2013).

Scheler, K.: Was ist Energie? Ein Physik und Chemie übergreifendes Basiskonzept zur Deutung der Energie in der Sekundarstufe I, Unterricht Chemie 23 (Nr. 128), 33–37 (2012).

Materialübersicht

⌚ V = Vorbereitungszeit SV = Schülerversuch AB = Arbeitsblatt
⌚ D = Durchführungszeit Info = Informationsblatt

M 1 Info Begriffe und Definitionen in der Thermochemie

M 2 AB Wir messen Reaktionsenthalpien in Joghurtbechern

M 2a AB, SV Jetzt geht's los! – Experimentierkasten

- | | | |
|-------------|--|--|
| ⌚ V: 20 min | <input type="checkbox"/> 50 ml HCl (1 mol/l) | <input type="checkbox"/> 12 Joghurtbecher |
| ⌚ D: 20 min | <input type="checkbox"/> 50 ml NaOH (1 mol/l) | <input type="checkbox"/> Messzylinder 50 ml |
| | <input type="checkbox"/> KNO ₃ (10 g) | <input type="checkbox"/> Messzylinder 100 ml |
| | <input type="checkbox"/> 100 ml Wasser | <input type="checkbox"/> Waage (Genauigkeit 0,1 g) |
| | <input type="checkbox"/> 100 ml CuSO ₄ (0,25 mol/l) | <input type="checkbox"/> Alkoholthermometer |
| | <input type="checkbox"/> Zn-Pulver (6 g) | <input type="checkbox"/> Magnetrührer |
| | <input type="checkbox"/> 100 ml HCl (1 mol/l) | <input type="checkbox"/> Rührstäbchen |
| | <input type="checkbox"/> Mg-Band (0,5 g) | <input type="checkbox"/> Stoppuhr |
| | <input type="checkbox"/> NH ₄ Cl (10 g) | <input type="checkbox"/> Spatel |
| | <input type="checkbox"/> 100 ml Wasser | <input type="checkbox"/> Schutzbrille |
| | <input type="checkbox"/> NaOH (2 g) | |
| | <input type="checkbox"/> 100 ml Wasser | |

M 2b Info Das verflixte Mol – eine Zählgröße wie das Dutzend

M 2c Info Hilfekarte: Berechnung der Reaktionsenthalpie $\Delta_r H$

M 3 SV Wir korrigieren die Reaktionsenthalpien mithilfe der Wärmekapazität unserer Joghurtbecher

- | | | |
|-------------|---|--|
| ⌚ V: 20 min | <input type="checkbox"/> Waage | <input type="checkbox"/> Magnetrührer mit Rührstäbchen |
| ⌚ D: 20 min | <input type="checkbox"/> Joghurtbecher | <input type="checkbox"/> Stativ mit Klemmen |
| | <input type="checkbox"/> Pipetten | <input type="checkbox"/> Uhr (mit Sekundenzeiger) |
| | <input type="checkbox"/> Digitalthermometer | |
| | <input type="checkbox"/> Wasser ca. 40 °C | |

M 3a Info Tippkarte 1: Wärmeaustausch des Joghurtbechers grafisch ermittelt

M 3b Info Tippkarte 2: Wärmekapazität des Joghurtbechers berechnet

M 4 AB Wir korrigieren die Reaktionsenthalpien mithilfe der theoretischen Maximal-/Minimaltemperatur

M 5 AB Wir bewerten die ermittelten Reaktionsenthalpien und die Fehlerquellen

Die Erläuterungen und Lösungen finden Sie ab Seite 17.

M 2a Jetzt geht's los! – Experimentierkasten



Chemikalien / Gefahrenhinweise		Geräte
Experiment 1 <input type="checkbox"/> 50 ml HCl (1 mol/l) <input type="checkbox"/> 50 ml NaOH (1 mol/l) 	Experiment 4 <input type="checkbox"/> 100 ml HCl (1 mol/l) <input type="checkbox"/> Mg-Band (0,5 g)	<input type="checkbox"/> 12 Joghurtbecher <input type="checkbox"/> Messzylinder 50 ml <input type="checkbox"/> Messzylinder 100 ml <input type="checkbox"/> Waage (Genauigkeit 0,1 g) <input type="checkbox"/> Alkoholthermometer <input type="checkbox"/> Magnetrührer <input type="checkbox"/> Rührstäbchen <input type="checkbox"/> Stoppuhr <input type="checkbox"/> Spatel <input type="checkbox"/> Schutzbrille
Experiment 2 <input type="checkbox"/> KNO ₃ (10 g) <input type="checkbox"/> 100 ml Wasser	Experiment 5 <input type="checkbox"/> NH ₄ Cl (10 g) <input type="checkbox"/> 100 ml Wasser	
Experiment 3 <input type="checkbox"/> 100 ml CuSO ₄ (0,25 mol/l) <input type="checkbox"/> Zn-Pulver (6 g)	Experiment 6 <input type="checkbox"/> NaOH (2 g) <input type="checkbox"/> 100 ml Wasser	
Achtung! Saure und alkalische Lösungen sind ätzend. Schutzbrille tragen!		
Entsorgung: Saure und alkalische Lösungen neutralisieren und in den Ausguss geben. Feststoffe in den Hausmüll.		



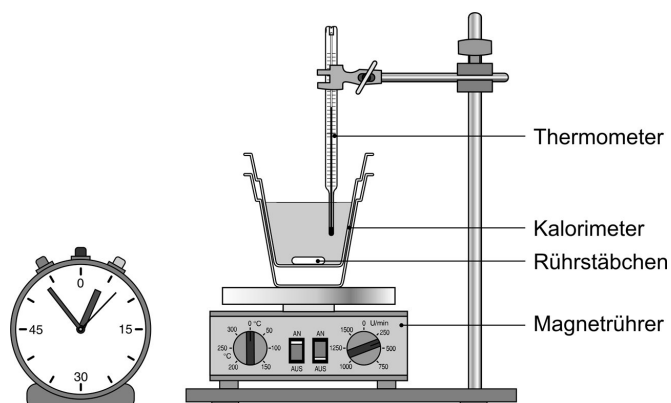
Prinzipielle Vorgehensweise

- Stecken Sie zwei Joghurtbecher ineinander.
- Verwenden Sie mit Versuchsbeginn einen Magnetrührer mit Rührstäbchen, damit die Temperaturverteilung in der Reaktionslösung möglichst gleichmäßig erfolgt.
- Bestimmen Sie dann die Masse der Reaktionslösungen bzw. von Wasser. Füllen Sie dazu jeweils die Volumina der Reaktionslösungen bzw. von Wasser mit einem Messzylinder genau ab.
- Ermitteln Sie konstante Ausgangstemperaturen der Reaktionslösungen und notieren Sie diese (alle Reaktionslösungen sollten durch längeres Stehen im gleichen Raum die gleiche Temperatur besitzen).
- Geben Sie dann schnell die Reaktionslösungen bzw. die an der Reaktion beteiligten Stoffe im Kalorimeter zusammen und ermitteln Sie nach 5 Sekunden (Sek.) den ersten Temperaturwert.



- Messen Sie dann nach weiteren 10 Sek. und dann im Abstand von 15 Sek. die Temperatur. Nach der ersten Minute verfolgen Sie die Temperatur in der Reaktionsmischung alle 30 Sek. über einen Zeitraum von weiteren 9 Minuten. Notieren Sie die Temperaturwerte!

Versuchsaufbau



M 2c Hilfekarte: Berechnung der Reaktionsenthalpie $\Delta_r H$

- 1. Schritt:** Einsetzen von $Q_{r,p}$ in die Gleichung: $\Delta_r H \text{ [J/mol]} = Q_{r,p} \text{ [J]} / n \text{ [mol]}$
Beispiel: $Q_{r,p} = -500 \text{ J}$, dann ist $\Delta_r H = -500 \text{ J} / n \text{ [mol]}$
- 2. Schritt:** Reaktionswärme $Q_{r,p}$ auf die Anzahl der miteinander reagierenden Teilchen (Molzahl n) beziehen.

- a) Reaktionsgleichung mithilfe von Summenformeln aufstellen und damit die Anzahl der miteinander reagierenden Teilchen (Edukt- und Produktteilchen) ermitteln.
- b) Aktuell vorhandene Anzahl an Teilchen im Experiment berechnen.
- c) Gemessene Wärmemenge auf 1 mol Teilchen umrechnen. Man bezieht sich dabei immer auf die Teilchenart mit der kleinsten Stoffmenge, denn diese Teilchen begrenzen die chemische Reaktion und damit auch den Wärmeumsatz.



Der 2. Schritt an zwei Beispielen erklärt:

Beispiel 1 Zu einer Stoffportion mit einem Volumen von 20 ml HCl mit einer Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/l}$ werden 20 ml KOH mit derselben Konzentration gegeben.

a) Reaktionsgleichung aufstellen: $1 \text{ HCl} + 1 \text{ KOH} \rightarrow 1 \text{ KCl} + 1 \text{ H}_2\text{O}$

b) Vorhandene Teilchenzahlen im Versuch: In einer Stoffportion mit einem Volumen von 20 ml HCl mit einer Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/l}$ sind entsprechend der unteren Rechnung 0,002 mol Teilchen enthalten.

HCl: $c = n / V$; also ist: $n = c \cdot V$

$c = 0,1 \text{ mol} / 1000 \text{ ml}$; $n = 0,1 \text{ mol} \cdot 20 \text{ ml} / 1000 \text{ ml} = 0,002 \text{ mol HCl-Teilchen}$

Die gleiche Rechnung gilt für KOH. Somit reagieren hier jeweils 0,002 mol HCl-Teilchen mit 0,002 mol KOH-Teilchen, wobei 0,002 mol Teilchen an KCl und 0,002 mol Teilchen an H_2O gemäß Reaktionsgleichung entstehen.

$0,002 \text{ mol HCl} + 0,002 \text{ mol KOH} \rightarrow 0,002 \text{ mol KCl} + 0,002 \text{ mol H}_2\text{O}$

c) Wärmeumsatz auf 1 mol Teilchen umrechnen: Der Wärmeumsatz wurde im Versuch durch Reaktion von 0,002 mol Teilchen ermittelt, d.h. $n = 0,002 \text{ mol}$.
 $\Delta_r H = -500 \text{ J} / 0,002 \text{ mol} = -250 \text{ kJ/mol}$

Beispiel 2 In einer chemischen Reaktion reagieren 0,2 g Eisen mit 100 ml HCl [$c = 0,1 \text{ mol/l}$]:

a) Reaktionsgleichung aufstellen: $1 \text{ Fe} + 2 \text{ HCl} \rightarrow 1 \text{ FeCl}_2 + 1 \text{ H}_2$

b) Vorhandene Teilchenzahlen im Versuch:

Fe: $n = m / M$ $n = 0,2 \text{ g} / 55,85 \text{ g/mol}$ $n = 0,0036 \text{ mol Eisenteilchen}$

HCl: $c = n / V$; also ist: $n = c \cdot V$

$c = 0,1 \text{ mol} / 1000 \text{ ml}$; $n = 0,1 \text{ mol} \cdot 100 \text{ ml} / 1000 \text{ ml} = 0,01 \text{ mol HCl-Teilchen}$

Es haben also 0,0036 mol Eisenteilchen reagiert. Die HCl-Teilchen liegen im Überschuss vor (0,01 mol) und wurden daher nicht komplett verbraucht, weil kein weiteres Eisen mehr vorhanden ist. Gemäß Reaktionsgleichung haben also folgende Stoffmengen im Versuch miteinander reagiert:

$0,0036 \text{ mol Fe} + 0,0072 \text{ mol HCl} \rightarrow 0,0036 \text{ mol FeCl}_2 + 0,0036 \text{ mol H}_2$

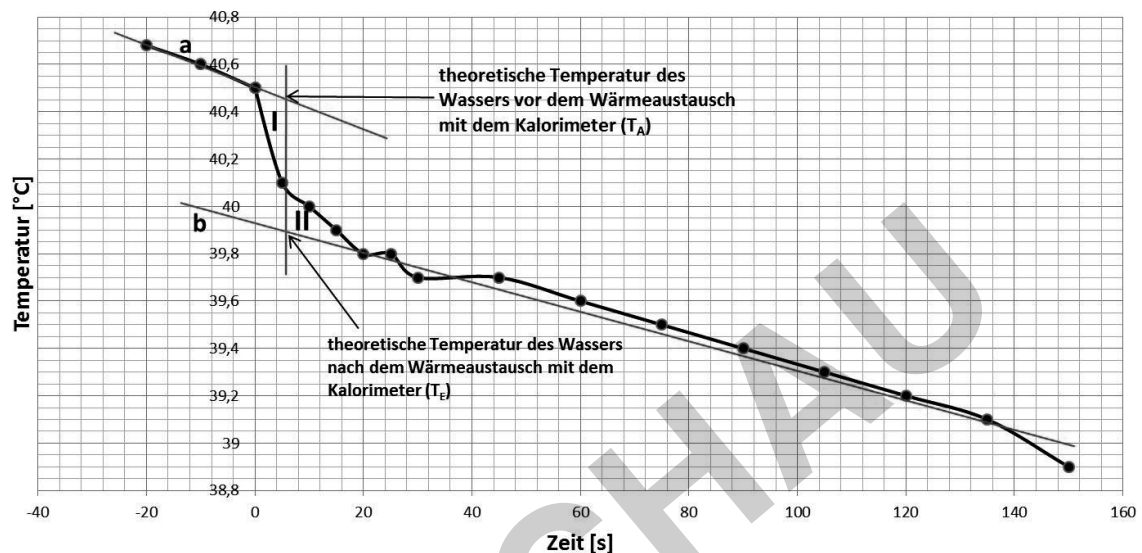
c) Wärmeumsatz auf 1 mol Teilchen umrechnen: Der Wärmeumsatz wurde im Versuch durch Reaktion von 0,0036 mol Eisenteilchen ermittelt, denn dies ist die kleinste und damit die Reaktion begrenzende Teilchenmenge, d. h. $n = 0,0036 \text{ mol}$.
 $\Delta_r H = -500 \text{ J} / 0,0036 \text{ mol} = -138,9 \text{ kJ/mol}$

IV/F

M 3a Tippkarte 1:

Wärmeaustausch des Joghurtbechers grafisch ermittelt

Exemplarisches Beispiel zur Ermittlung der theoretischen Anfangstemperatur (T_A) und der theoretischen Endtemperatur (T_E) des warmen Wassers vor und nach Wärmeaustausch mit den zweifach ineinander gesteckten Joghurtbechern (Becherkalorimeter).



Grafische Ermittlung des Wärmeaustausches zwischen Reaktionssystem und Becherkalorimeter

So gehen Sie vor

1. Ermitteln Sie für Ihre Kurve den linearen Temperaturabfall zunächst bis zur theoretischen Anfangstemperatur (T_A) vor dem Wärmeaustausch mit dem Becherkalorimeter (Gerade a).
2. Ermitteln Sie dann die lineare Temperaturabnahme nach dem Wärmeaustausch mit dem Kalorimeter (Gerade b) und verlängern Sie diese dann nach links in Richtung theoretische Endtemperatur (T_E).
3. Zeichnen Sie nun im Bereich des Wärmeaustausches eine Senkrechte so ein, dass die beiden Flächen I und II etwa gleich groß sind. Nach dem Energieerhaltungssatz muss rein mathematisch betrachtet die zugeführte Wärmemenge (Fläche I) genauso groß wie die abgeführte Wärmemenge (Fläche II) sein.
4. Lesen Sie die Temperaturen an den Schnittpunkten der Senkrechten mit den beiden Ausgleichsgeraden genau ab. Der Schnittpunkt der Senkrechten mit Gerade a entspricht der theoretischen Anfangstemperatur ($T_A = 40,45 \text{ °C}$) und der Schnittpunkt mit Gerade b der theoretischen Endtemperatur ($T_E = 39,89 \text{ °C}$).
5. Der theoretische Temperatursprung von T_A nach T_E beschreibt den Wärmeaustausch ausschließlich mit dem Kalorimeter und wird als Temperaturdifferenz ΔT_W angegeben. Die Temperaturdifferenz ΔT_{Kal} ergibt sich aus der grafisch ermittelten Endtemperatur (T_E) und der Raumtemperatur. Vor der Wärmeaufnahme besitzen die Kalorimeterbauteile Raumtemperatur (T_R).



I/F

Erläuterungen und Lösungen

Erläuterungen (M 2)

Hinweise zum Arbeitsauftrag: Die Experimente sollen gruppenweise durchgeführt werden. Die Gruppengröße sollte mindestens 2 und maximal 4 Schüler betragen. Jede Gruppe führt ein Experiment durch, wertet dieses aus und trägt dann zum Ende dieses ersten Unterrichtsabschnittes ihre Ergebnisse in eine Übersichtstabelle an der Tafel ein.

Die Literaturwerte (siehe Tabelle in *Lösungen zu 4.*, Spalte 6) sollten Sie zu Beginn der Auswertungsphase angeben (z. B. an die Tafel schreiben).

Die Geräte- und Chemikalienliste (M 2a) erhält jede Experimentiergruppe. Die einzelnen Geräte und Chemikalien bzw. fertigen Reaktionslösungen liegen – den einzelnen Experimenten zugeordnet – im Experimentierkasten vor. Die Schüler sollten möglichst selbstständig einen Versuchsplan für ihr Experiment entwickeln. Als Hilfestellung ist die „Prinzipielle Vorgehensweise“ in M 2a gedacht. Zur finalen Überprüfung des Versuchsaufbaus ist die Skizze in M 2a vorgesehen. Das heißt, der Abschnitt auf dem Arbeitsblatt M 2a „Prinzipielle Vorgehensweise“ inklusive der Skizze zum Versuchsaufbau sind auszuschneiden.

Die **Temperatur-Zeit-Grafiken der Experimente 2–6** finden Sie auf der **CD 43**. Alle Grafiken sind mit Microsoft Word und Microsoft Excel (2010) erstellt worden. Dabei wurde die in beiden Programmen vorhandene Funktion „Diagramm“ verwendet. Jede Kurve entstammt einem Experiment und wurde in einem zweiten Versuch bestätigt. Alle gemessenen Daten im Schülerversuch können genauso gut auch ohne Computer mithilfe von Millimeterpapier ausgewertet werden. Es reicht für die Auswertung in den Schülerversuchen jeweils ein Experiment ohne Wiederholung (Ausnahme siehe M 3b). Die Problematik von zufälligen Fehlern und ihre Minimierung durch mehrfache Wiederholung eines Experimentes sollte an dieser Stelle thematisiert werden.

Lösungen (M 2)

Auswertung

Zu 1.: Temperaturdifferenzen der sechs Experimente

Experiment 1 (NaOH/HCl): $\Delta T = T_2 - T_1 = 26,9 \text{ °C} - 20,5 \text{ °C} = 6,4 \text{ K}$

Experiment 2 (KNO₃/H₂O): $\Delta T = T_2 - T_1 = 14,4 \text{ °C} - 21 \text{ °C} = -6,6 \text{ K}$

Experiment 3 (CuSO₄/Zn): $\Delta T = T_2 - T_1 = 32,1 \text{ °C} - 19,7 \text{ °C} = 12,4 \text{ K}$

Experiment 4 (HCl/Mg): $\Delta T = T_2 - T_1 = 41,5 \text{ °C} - 20 \text{ °C} = 21,5 \text{ K}$

Experiment 5 (NH₄Cl/H₂O): $\Delta T = T_2 - T_1 = 14,4 \text{ °C} - 20,8 \text{ °C} = -6,4 \text{ K}$

Experiment 6 (NaOH/H₂O): $\Delta T = T_2 - T_1 = 28,6 \text{ °C} - 23,9 \text{ °C} = 4,7 \text{ K}$

Zu 2.: Die Massen der Reaktionslösungen (100 ml) in den sechs Experimenten wurden näherungsweise der Masse an Wasser gleichgesetzt ($m = 100 \text{ g}$), weil Wasser der Hauptbestandteil der Reaktionslösungen ist.

IV/F