

A06: Kalorimetrie

Gruppe:

Betreuer:

20. April 2024

In diesem Versuch wird die Neutralisationsenthalpie von NaOH mit HCl bestimmt. Im zweiten Teil des Versuch wird die Solvatationsenthalpie von wasserfreiem und wasserhaltigem Na_2CO_3 bestimmt. Schließlich wird die Hydrationsenthalpie von Na_2CO_3 ermittelt.

1 Theoretischer Hintergrund

Die Wärme einer Reaktion kann berechnet werden aus der Temperaturdifferenz und der Wärmekapazitäten des Kalorimeters und des Wasser. Die Wärmekapazität des Wassers wird aus der Masse und der spezifischen Wärmekapazität erhalten.

$$Q = (C_K + c_w \cdot m_w) \Delta T \quad (1)$$

Zur Bestimmung der Wärmekapazität des Kalorimeters wird sich der Zusammenhang

$$Q = U \cdot I \cdot t = (C_K + c_w \cdot m_w) \Delta T \quad (2)$$

zu nutzen gemacht.

Die Neutralisationsenthalpie kann aus der entstehenden Reaktionswärme bestimmt werden, jedoch muss die Verdünnungsenthalpie berücksichtigt werden, daraus folgt:

$$\Delta H_N = \frac{Q}{n} - \Delta H_V = \frac{(C_K + c_w \cdot m_w) \Delta T}{n} - \Delta H_V. \quad (3)$$

Hierbei ist n die Stoffmenge des entstehenden Wassers. Die Hydrationsenthalpie berechnet sich aus den Lösungsenthalpien des wasserfreien und des wasserhaltigen Salzes:

$$\Delta H_{hydr} = \Delta H_L^{frei} - \Delta H_L^{haltig}. \quad (4)$$

Die Lösungsenthalpien werden bestimmt aus der Reaktionswärme

$$\Delta H_L = \frac{Q}{n} = \frac{(C_K + c_w \cdot m_w) \Delta T}{n}. \quad (5)$$

2 Durchführung

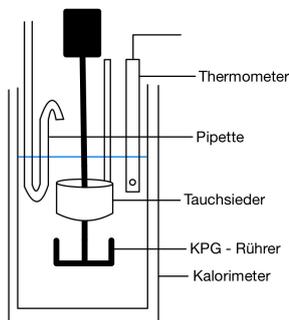


Abbildung 1: Aufbau

Vor Beginn der eigentlichen Messungen wurde die Wärmekapazität des Kalorimeters bestimmt. Dafür wurde wie in Abbildung 1 der Versuch aufgebaut und 6 g NaOH in 700 g Wasser in das Kalorimeter gegeben.

Die Messungen hatten jeweils eine 5 Minütige Vorperiode, dann wurde die Lösung für 2 Minuten erhitzt, anschließend wurde wieder 5 Minuten gewartet und dann die eigentliche Reaktion durchgeführt, nach weiteren 5 Minuten Nachperiode wurde die Messung beendet.

Um die Reaktion zu starten wurden 50 mL 2 molare HCl, zu 700 mL Wasser gegeben. Aus der hierbei freiwerdenden Wärme kann die Neutralisationsenthalpie berechnet werden.

Für die weiteren Messungen wurden 26,99g $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ bzw. 10,01 g wasserfreien Na_2CO_3 in 700 mL Wasser gelöst und anschließend wie oben verfahren, um die Lösungsenthalpien und die Hydrationsenthalpie von Na_2CO_3 zu berechnen.

Tabelle 1: Massen und Stoffmengen der genutzten Substanzen

Messung	Stoff	m / g	n / mol	Fehler / g
Neutralisation	Wasser	700,2	38,90	$\pm 0,01$ g
	HCl	50 mL	0,1	$\pm 0,06$ mL
	NaOH	6,01	0,1503	$\pm 0,01$
Lösen haltig	Wasser	700,1	38,89	$\pm 0,01$
	$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$	26,99	0,09437	$\pm 0,01$
Lösen frei	Wasser	700,00	38,89	$\pm 0,01$
	Na_2CO_3	10,01	0,09443	$\pm 0,01$

In Tabelle 1 sind die zur Berechnung genutzten Massen und ihre Fehler zu sehen.

3 Ergebnisse und Auswertung

Abbildung 2, 3 und 4 zeigen die Temperaturdifferenzen der Messungen. Aus der ersten Teilmessung wurde jeweils die Wärmekapazität des Kalorimeters bestimmt, die zweite Teilmessung wird später zur Berechnung der Enthalpien genutzt. In Tabelle 2 sind die gemessenen Temperaturen und die Differenzen zu sehen.

Tabelle 2: Gemessene Temperaturen und ihre Differenzen

	Neutralisation	$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$	wasserfreies Na_2CO_3
$T_1 / ^\circ C$	21,9	20,2	20,2
$T_2 / ^\circ C$	22,7	21,0	21,0
$\Delta T(Kal) / K$	0,8	0,8	0,8
$T_3 / ^\circ C$	22,7	21,0	21,0
$T_4 / ^\circ C$	24,3	19,2	21,6
$\Delta T(x) / K$	1,6	-1,8	0,6

Die Wärmekapazität des Kalorimeters wird mit Gleichung (2) bestimmt, dazu wird sie nach C_K umgestellt und alle Werte eingesetzt

$$C_K = \frac{25V \cdot 0,8A \cdot 120s}{0,8K} - 4180 \frac{J}{kg \cdot K} \cdot 0,7kg = 80 \frac{J}{K} \quad (6)$$

Für den Fehler wurde die Größtfehlerabschätzung verwendet mit der Formel (7) und den Werten aus Tabelle 2 sowie den Fehlern, die an der Apparatur gegeben wurden. Zusätzlich wurden die Fehler $\Delta T = \pm 0,1K$ und $\Delta t = 1s$ angenommen.

$$\begin{aligned} \Delta C_k &= \left(\frac{It}{\Delta T_{kal}} \cdot \Delta U \right) + \left(\frac{Ut}{\Delta T_{kal}} \cdot \Delta I \right) \\ &+ \left(\frac{IU}{\Delta T_{kal}} \cdot \Delta t \right) + \left(\frac{IUt}{\Delta T_{kal}^2} \cdot \Delta(\Delta T_{kal}) \right) \\ &+ (-c_w \cdot \Delta m_w) = \pm 1200 \frac{J}{K} \quad (7) \end{aligned}$$

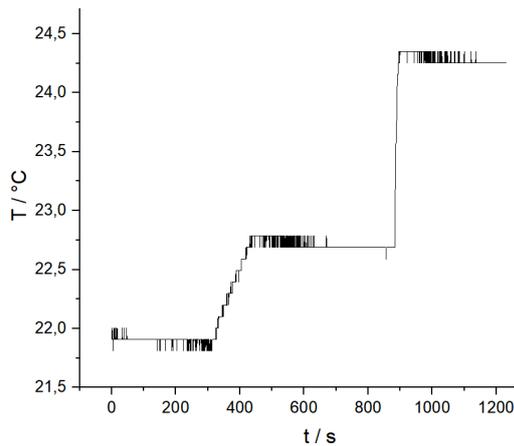


Abbildung 2: Graph der Neutralisations-Messung

Die Neutralisationsenthalpie wird mit Gleichung (3) berechnet. Der berechnete Wert für C_K aus Gleichung (6), sowie die Verdünnungsenthalpie $\Delta H_V = 1,883 \frac{kJ}{mol}$ wurden für die Berechnung verwendet. Als entstandene Stoffmenge des Wassers wird die Stoffmenge des verwendeten HCl genutzt.

$$\begin{aligned} \Delta H_N &= \frac{1,6K \cdot \left(80 \frac{J}{K} + 0,7kg \cdot 4180 \frac{J}{kg \cdot K} \right)}{0,1mol} - 1900 \frac{J}{mol} \\ &= 46000 \frac{J}{mol} \quad (8) \end{aligned}$$

Auch hier wurde der Fehler mit der Größtfehlerabschätzung

wie oben berechnet. Mit der Formel:

$$\begin{aligned} \Delta(\Delta H_N) &= \left(\frac{\Delta T}{n} \cdot \Delta C_K \right) + \\ &\left(\frac{C_K + c_w \cdot m_w}{n} \cdot \Delta(\Delta T) \right) + \left(\frac{c_w \Delta T}{n} \cdot \Delta m_w \right) + \\ &\left(\frac{(C_K + c_w \cdot m_w) \cdot \Delta T}{n^2} \cdot \Delta n \right) \\ &= \pm 28000 \frac{J}{mol} \quad (9) \end{aligned}$$

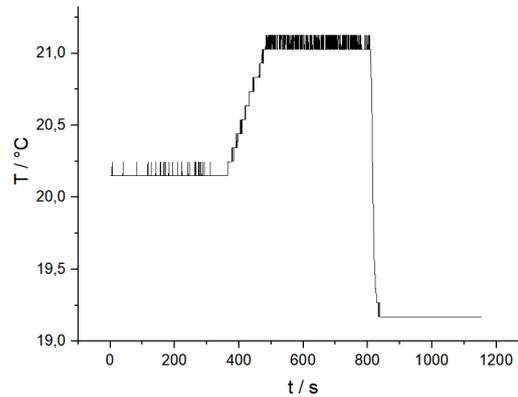


Abbildung 3: Graph der $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ -Messung

Zur Berechnung der Lösungsenthalpien wurde Gleichung (5) verwendet. Die benutzten Werte sind in den Tabellen und in Gleichung (6) wiederzufinden.

$$\begin{aligned} \Delta H_L(Na_2CO_3 \cdot 10H_2O) &= \frac{\left(80 \frac{J}{K} + 4180 \frac{J}{kg \cdot K} \cdot 0,7kg \right) \cdot -1,8K}{0,01mol} \\ &= -54000 \frac{J}{mol} \quad (10) \end{aligned}$$

Der Fehler wurde Analog zu $\Delta(\Delta H_N)$ mit Gl.9 bestimmt.

$$\Delta \Delta H_L(Na_2CO_3 \cdot 10H_2O) = \pm 46000 \frac{J}{mol} \quad (11)$$

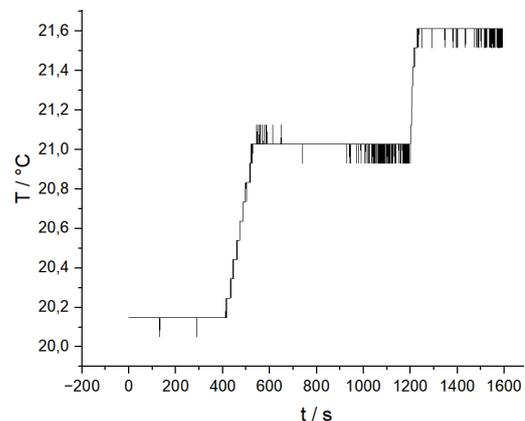


Abbildung 4: Graph der Na_2CO_3 -Messung

$$\begin{aligned} & \Delta H_L(Na_2CO_3) \\ &= \frac{(80 \frac{J}{K} + 4180 \frac{J}{kg \cdot K} \cdot 0,7kg) \cdot 0,6K}{0,1mol} \\ &= 18000 \frac{J}{mol} \end{aligned} \quad (12)$$

Der Fehler wurde analog zu $\Delta(\Delta H_N)$ mit Gl. 9 bestimmt.

$$\Delta\Delta H_L(Na_2CO_3) = \pm 28000 \frac{J}{mol} \quad (13)$$

Die Hydrationsenthalpie berechnet sich schließlich wie in Gleichung (4) gezeigt aus den Lösungsenthalpien des wasserhaltigen und -freien Salzes:

$$\begin{aligned} \Delta H_{hydr} &= 18000 \frac{J}{mol} - (-54000 \frac{J}{mol}) \\ &= 72000 \frac{J}{mol} \end{aligned} \quad (14)$$

Für den Fehler von ΔH_{hydr} wurde die Formel

$$\begin{aligned} \Delta\Delta H_{hydr} &= \\ \Delta\Delta H_L(Na_2CO_3) + \Delta\Delta H_L(Na_2CO_3 \cdot 10H_2O) \\ &= \pm 74000 \frac{J}{mol} \end{aligned} \quad (15)$$

verwendet, dabei wurden die Werte aus Gl.11 und Gl.13 eingesetzt.

4 Fehlerdiskussion

Es wurden die Literaturwerte[1] gefunden:

Tabelle 3: Literaturwerte für die Enthalpien

Enthalpie	Literatur	Experimentell
ΔH_N	55820 $\frac{J}{mol}$	46000 $\frac{J}{mol}$
ΔH_L^{salt}	26663 $\frac{J}{mol}$	18000 $\frac{J}{mol}$
ΔH_L^{hydr}	-65650 $\frac{J}{mol}$	-54000 $\frac{J}{mol}$
ΔH_{hydr}	92313 $\frac{J}{mol}$	72000 $\frac{J}{mol}$

Bei dem Vergleich der Literaturwerte und den experimentell bestimmten Werten fällt auf, dass sie zwar große Unterschiede haben, aber immer in einer ähnlichen Größenordnung liegen. Alle Literaturwerte liegen außerdem innerhalb des errechneten Fehlers. Grund für die Abweichungen und die sehr großen Fehler können die sehr vielen möglichen Fehlerquellen sein. Außerdem kommt es zu Rundungsfehlern, da mit zum Teil sehr ungenauen Werten gerechnet werden muss, besonders das Thermometer ist mit nur 0,1 °C Genauigkeit sehr ungenau. Außerdem gibt es Umwelteinflüsse die nicht beachtet werden konnten, bzw Fehler die nicht auftauchen, dazu zählen, Verunreinigungen, Fehler der Waage und Veränderungen der Umgebung.

5 Zusatzfragen

Warum ist Wasser ein gutes Lösungsmittel für ionische Verbindungen?

Da Wasser ein polares Lösungsmittel ist und starke Wasserstoffbrückenbindungen bildet, ist es ein gutes Lösungsmittel für ionische Verbindungen, weil Wasserstoffbrückenbindungen ähnlich stark sind wie ionische Anziehungskräfte.

Warum erwärmt sich das System, wenn wasserfreies Na_2CO_3 in Wasser gelöst wird? Und warum kühlt es ab, wenn wasserhaltiges $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ gelöst wird?

Das System erwärmt sich beim lösen von Na_2CO_3 in Wasser da die Gitterenergie kleiner als die Hydrationsenergie ist. Dabei ist die Gitterenergie die Energie zwischen den Ionen im Gitter und die Hydrationsenergie, die Energie um die Ionen zu solvatisieren bzw aus dem Kristall zu lösen. Wenn beim lösen der Ionen mehr Energie frei wird als das Aufspalten der Bindung gebraucht hat erwärmt sich die Lösung. Da Energie frei wird ist die Reaktion exotherm. Bei dem wasserhaltigen Natriumcarbonat muss hingegen Energie aufgewendet werden um die Ionen zu lösen. Diese Energie wird dem Wasser als Wärmeenergie entzogen, dadurch kühlt das Wasser ab, die Reaktion ist endotherm.

6 Gute wissenschaftliche Praxis

Wissenschaftliche Integrität ist die Basis für das Vertrauen der Öffentlichkeit in die Forschung. Am KIT verpflichtet die Satzung zur Sicherung guter wissenschaftlicher Praxis alle Mitglieder zur Einhaltung der Grundprinzipien guter wissenschaftlicher Praxis. Hierzu zählt die Angabe aller verwendeten Hilfsmittel. Für die Erstellung dieses Protokolls wurden neben den im Literaturverzeichnis genannten Quellen folgende Hilfsmittel verwendet (Bitte ankreuzen, sofern verwendet.):

- Keine Verwendung weiterer Hilfsmittel
- Chatgpt oder äquivalente Programme:
- Altprotokolle: Gruppe 6 WS23/24
- (Vorlesungs-)Skripte:
- Nicht wissenschaftlich zitierfähige Internetquellen, z. B. Wikipedia: <https://www.chemie.de/lexikon/Hydrationsenergie.htm>
- Korrektur- und sonstige Hilfen:

6. Literatur

- (1) Berg, R. L., *C.E.V.J. Chem. Thermodynamics*; 10: 1113-1136, 1978.