

Bestimmung der Lösungsenthalpie von Salzen

Versuchsziele

- Eigenschaften von Salzen kennenlernen.
- Salze auflösen und Temperatur messen.
- Zustandsgröße Lösungsenthalpie kennenlernen.
- Unterschied von exothermen und endothermen Lösungsvorgängen kennenlernen.

Grundlagen

Salze sind chemische Verbindungen, die aus Ionen aufgebaut sind und über Ionenbindungen miteinander interagieren. Bei der Ionenbindung trägt ein Bindungspartner im Ionengitter eine positive und der andere eine negative Ladung. Ionen können ein- oder mehrwertige Ladungen tragen. Dabei ist die Verhältnisformel der beiden Bindungspartner immer so, dass die Ladung ausgeglichen ist. Bei den positiv geladenen Kationen handelt es sich zumeist um Metalle und bei den negativ geladenen Anionen handelt sich häufig um Nichtmetalle und ihre Oxide.

Die meisten Salze sind bei Raumtemperatur Feststoffe, welche durch das Ionengitter in einer für das jeweilige Salz typischen Kristallstruktur vorliegen. Weiterhin sind viele Salze in Wasser gut löslich. Bei dem Lösungsvorgang wird die Kristallstruktur aufgelöst. Dies geschieht aufgrund von Wechselwirkungen zwischen den Lösemittelmolekülen und den Ionen im Kristallgitter. Je stärker diese Wechselwirkungen sind, desto leichter lässt sich ein Salz lösen.

Im Fall von Wasser als Lösungsmittel geschieht folgendes: Wasser ist ein Dipol, was bedeutet, dass der Schwerpunkt der

positiven und negativen Ladung innerhalb des Moleküls nicht zusammen fällt. Es bilden sich durch die unsymmetrische Ladungsverteilung zwei Pole aus, ein negativer und ein positiver. Die Kationen des Ionengitters werden durch elektrostatische Wechselwirkungen des freien Elektronenpaares des Sauerstoffatoms im Wassermolekül angezogen. Die positive Seite der Wasser-Dipole hingegen übt Wechselwirkungen mit den Anionen des Ionengitters aus. Um gelöste Ionen bildet sich also eine Hülle aus Wassermolekülen, die sogenannte Hydrathülle.

Da beim Lösungsvorgang das Ionengitter aufgelöst wird, muss dazu die Gitterenergie oder Gitterenthalpie ΔH_G aufgebracht werden. Auf der anderen Seite wird bei der Bildung der Hydrathülle Energie, die Hydratationsenthalpie ΔH_H , frei. Je nachdem welche der beiden Enthalpien größer ist, erwärmt sich das Wasser beim Lösen oder es kühlt ab. Der Lösungsvorgang ist endotherm, wenn die Hydratationsenthalpie kleiner ist als die Gitterenergie und exotherm, wenn es umgekehrt ist.

In diesem Versuch sollen die Lösungsenthalpien von drei Chlorid-Salzen untersucht werden. Hierzu werden in einem durchsichtigen Demonstrations-Dewar nacheinander die Salze Lithiumchlorid (LiCl), Kaliumchlorid (KCl) und Natriumchlorid (NaCl) in Wasser gelöst. Aus der daraus resultierenden




Abb. 1: Versuchsaufbau.

Temperaturveränderung ΔT kann über die Wärmemenge Q die molare Lösungsenthalpie ΔH_{mol} berechnet werden.

Gefährdungsbeurteilung

Die im Versuch verwendeten Lösungen von Kaliumchlorid und Natriumchlorid sind unbedenklich. Beim Umgang mit Lithiumchlorid Schutzkleidung tragen.

Lithiumchlorid	
 Achtung	<p>Gefahrenhinweise</p> <p>H302 Gesundheitsschädlich bei Verschlucken.</p> <p>H315 Verursacht Hautreizungen.</p> <p>H319 Verursacht schwere Augenreizung.</p> <p>H335 Kann die Atemwege reizen.</p> <p>Sicherheitshinweise</p> <p>P261 Einatmen von Staub/ Rauch/ Gas/ Nebel/ Dampf/ Aerosol vermeiden.</p> <p>P305+P351+ P338 BEI KONTAKT MIT DEN AUGEN: Einige Minutenlang behutsam mit Wasser spülen. Vorhandene Kontaktlinsen nach Möglichkeit entfernen. Weiterspülen.</p>

Geräte und Chemikalien

1 Dewar-Gefäß, Demonstration	386 40
1 Pocket-CASSY 2 Bluetooth	524 018
1 CASSY Lab 2	524 220
1 Temperaturfühler NiCr-Ni, 1,5 mm, Typ K	529 676
1 NiCr-Ni-Adapter S, Typ K	524 0673
1 Uhrglas 100 mm Ø	664 155
1 Magnetrührer Mini	607 105
3 Magnetrührstäbchen	666 851
1 Sockel	300 11
1 Stativstange 25 cm, 10 mm Ø	301 26
1 Doppelmuffe S	301 09
1 Messzylinder Boro 3.3, 100 ml, Glasfuß	602 953
1 Kompaktwaage EMB 200-2, 200 g : 0,01 g	667 7967
1 Löffelspatel Edelstahl, 180 mm	666 968
1 Lithiumchlorid, 100 g	673 0510
1 Kaliumchlorid, 250 g	672 5210
1 Natriumchlorid, 500 g	673 5710
zusätzlich erforderlich:	
PC mit Windows XP/Vista/7/8	
Zusätzlich erforderlich für drahtlose Messung:	
1 Akku für Pocket-CASSY 2 Bluetooth	524 019
1 Bluetooth-Dongle	524 0031

Versuchsaufbau und -vorbereitung

Aufbau der Apparatur

1. Die Apparatur wird wie in Abb.1 zu sehen aufgebaut.
2. Dazu die Stativstange im Sockel befestigen.
3. An der Stativstange mittels einer Doppelmuffe S den Temperaturfühler NiCr-Ni einspannen.
4. Der Temperaturfühler wird über den NiCr-Ni Adapter S mit dem Pocket-CASSY 2 verbunden.
5. Mit Hilfe eines USB-Kabels das Pocket-CASSY 2 mit dem PC verbinden.

Hinweis: Für eine drahtlose Messung das Pocket-CASSY 2 Bluetooth mit dem Akku für Pocket-CASSY 2 Bluetooth verbinden. Um eine Verbindung zwischen PC und Pocket-CASSY 2 Bluetooth herzustellen, muss in einen der USB-Ports des PC das Bluetooth-Dongle eingesteckt werden.

6. Das Dewar-Gefäß mit dem Magnetrührstäbchen wird auf dem Magnetrührer Mini in der Nähe des Temperaturfühlers positioniert.

7. Der Temperaturfühler wird so in das Dewar-Gefäß gebogen, dass er fast bis zum Boden reicht, aber nicht den Boden oder die Wand berührt. Außerdem sollte das Magnetrührstäbchen genug Platz haben, um sich drehen zu können.

Vorbereitung des Versuches

1. Für den Versuch werden drei Einwaagen benötigt.
2. Die Einwaagen für Lithium-, Kalium und Natriumchlorid sollen alle eine Stoffmenge n von 150 mmol haben.
3. Die Einwaagen dazu müssen berechnet werden. Dafür wird die folgende Formel benötigt:

$$m(\text{Salz}) = n(\text{Salz}) \cdot M(\text{Salz})$$

Die dafür benötigten Angaben sind in Tabelle.1 zu finden.

Tab. 1 Stoffmenge, molare Masse und Masse der verwendeten Salze.

Salz	$n(\text{Salz})$	$M(\text{Salz})$	$m(\text{Salz})$
LiCl	150 mmol	42,39 g/mol	6,35 g
KCl	150 mmol	74,55 g/mol	11,18 g
NaCl	150 mmol	58,44 g/mol	8,76 g

4. Die Salze auf die drei Uhrgläser einwiegen.
5. Es werden ca. 100 g Wasser in das Dewar-Gefäß gefüllt. Das Gewicht des Wassers für die späteren Berechnungen notieren.

Durchführung

1. [Einstellungen in CASSY Lab 2 laden.](#)
2. Den Magnetrührer und die Messwertaufnahme starten.
3. Die Temperatur aufnehmen, bis diese konstant bleibt.
4. Dann 150 mmol Lithiumchlorid auf dem Uhrglas auf einmal in das Dewar-Gefäß gegeben und das Uhrglas als Deckel verwenden.
5. Solange weitermessen, bis das Lithiumchlorid komplett gelöst ist. Dann wird der Versuch gestoppt.
6. Der Versuch wird für Kalium- und Natriumchlorid jeweils mit frischem Wasser wiederholt.

Beobachtung

Die Messergebnisse sind in Abb. 2 dargestellt. Durch die Zugabe von Kalium- und Natriumchlorid kommt es zu einem Temperaturabfall der Wasserlösung.

Bei Lithiumchlorid hingegen ist es genau gegensätzlich. Die Zugabe von Lithiumchlorid führt zu einem starken Temperaturanstieg.

Auswertung

Bestimmung der Anfangs- und Endtemperatur

Um die Temperaturdifferenz vor und nach der Reaktion zu berechnen, wird für alle drei Reaktionen ein Zwickelabgleich durchgeführt. Beim Zwickelabgleich werden aufeinanderfolgend zwei Bereiche markiert, in welchen eine Geradenanpassung durchgeführt wird. Zwischen den beiden Flächen wird eine senkrechte Gerade eingefügt, so dass die beiden Dreiecke, oder auch Zwickel, die zwischen den beiden waagerechten, der senkrechten Linie und der Messkurve gleich große

Flächen haben. Um den Abgleich durchzuführen mit Rechtsklick unter dem Punkt **weitere Auswertungen** die Funktion **Zwickelabgleich** auswählen. Danach den Messpunkt vor der Zugabe des jeweiligen Salzes auswählen und den Messpunkt, an dem das jeweilige Temperaturminimum oder -maximum erreicht wurde. Dadurch wird der Zwickelabgleich ausgeführt, dieser markiert mit der senkrechten Linie, die beiden benötigten Temperaturen zur Auswertung. Durch einen weiteren Rechtsklick und durch Auswahl von **ABC Text** unter dem Punkt **Markierung setzen** kann der so erhaltene Werte in das Diagramm eingefügt werden. In Tabelle 2 sind alle Messergebnisse zusammengefasst.

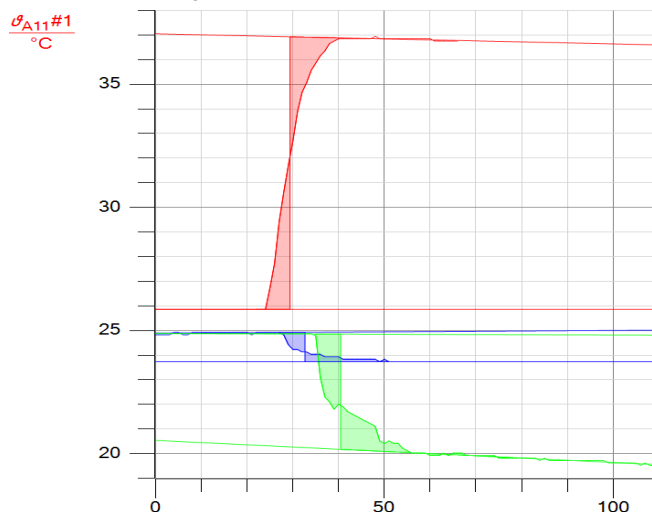


Abb. 2: Messergebnisse für die drei Salze LiCl (rot), KCl (grün) und NaCl (blau)

Tab. 2 Eingewogene Massen und ermittelte Messwerte der unterschiedlichen Salze.

Salz	$m(\text{Salz})$	$m(\text{Wasser})$	T_{Anfang}	T_{Ende}
LiCl	6,35 g	105 g	25,9 °C	36,9 °C
KCl	11,18 g	100 g	24,9 °C	20,1 °C
NaCl	8,76 g	102 g	24,9 °C	23,8 °C

Bestimmung der Wärmemenge Q

Nun wird zunächst Temperaturdifferenz zwischen Anfangs- und Endpunkt berechnet. Aus der Temperaturdifferenz kann dann mit Hilfe der Wärmekapazität C der Lösung die Wärmemenge Q nach der folgenden Formel berechnet werden.

$$Q = m(\text{Lösung}) \cdot C(\text{Lösung}) \cdot \Delta T(\text{Lösung})$$

Dabei setzt sich die Masse der Lösung aus dem Gewicht des Wassers und des Salzes zusammen.

$$m(\text{Lösung}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{Salz})$$

Als Wärmekapazität C wird als Annäherung die Wärmekapazität des Wassers verwendet. Das Dewar-Gefäß ist hier zu vernachlässigen, da er gut isoliert.

$$C(\text{Lösung}) \approx C(\text{H}_2\text{O}) = 4,18 \text{ J/g } ^\circ\text{C}$$

In Tabelle 3 sind die berechneten Werte zusammengefasst.

Tab. 3 Berechnete Werte der Temperaturdifferenzen, Masse der Lösungen und Wärmemenge Q .

Salz	ΔT	$m(\text{Lösung})$	Q
LiCl	-11 °C	111,35 g	-5,12 kJ
KCl	4,8 °C	111,18 g	2,23 kJ
NaCl	1,1 °C	110,76 g	0,51 kJ

Bestimmung der Molaren Lösungsenthalpie ΔH_{mol}

Aus der Wärmemenge Q kann nun mit Hilfe der Stoffmenge des eingesetzten Salzes die molare Lösungsenthalpie berechnet werden.

$$\Delta H_{\text{mol}} = \frac{Q}{n(\text{Salz})}$$

Die molaren Lösungsenthalpien der drei Salze sind in Tabelle 4 aufgeführt. Zum Vergleich sind auch Literaturwerte angegeben.

Tab. 4 Ergebnisse für die molare Lösungsenthalpie.

Salz	ΔH_{mol} (Experiment)	ΔH_{mol} (Literatur)
LiCl	- 34,1 kJ/mol	- 37 kJ/mol
KCl	+ 14,9 kJ/mol	+ 13 kJ/mol
NaCl	+ 3,4 kJ/mol	+ 3,8 kJ/mol

Ergebnis

Lithiumchlorid erwärmt Wasser beim Lösungsvorgang, während Lösungen von Kalium- und Natriumchlorid abkühlen. Daher hat Lithiumchlorid eine negative molare Lösungsenthalpie (es gibt Wärme ab), während Kalium- und Natriumchlorid eine positive molare Lösungsenthalpie haben, sie verbrauchen Wärme. Dies bedeutet, dass bei Lithiumchlorid die Hydrationsenergie größer als die Gitterenergie ist, bei den anderen Salzen ist dies umgekehrt. Ursache dafür sind die Kationen, da alle Salze das gleiche Anion haben.

Die gemessenen Werte weichen von den Literaturwerten ein wenig ab. Dies liegt an der nicht vollständigen Isolierung durch das Uhrglas als Deckel. Dennoch können auf diese Weise einfach Lösungsenthalpien bestimmt werden.

Reinigung und Entsorgung

Die Lithiumchlorid-Lösung muss in einem Gefäß entsorgt werden, welches als Abfall für anorganische Salzlösungen mit Schwermetallen gekennzeichnet ist.

Die Lösungen von Kalium- und Natriumchlorid stellen keine Gefahr dar. Sie können im Abwasser oder Hausmüll entsorgt werden.