

## Protokoll Lösungsenthalpie

Auftrag: Bestimmen Sie experimentell die Lösungsenthalpie verschiedener Salze!

### Materialliste:

Geräte	Chemikalien	GHS-Symbole
Filterpapier (als Trichter)	Destilliertes Wasser (jeweils	-
7 Reagenzgläser	5ml/Calciumcarbonat 10ml)	-
Reagenzglasständer	Calciumcarbonat (0,6g)	-
Spatel Löffel	Natriumchlorid (0,3g)	Achtung
Waage	Calciumchlorid (0,6g)	-
Thermometer	Kaliumchlorid (0,4g)	-
	Calciumcarbonat (0,6g)	Achtung
	Lithiumchlorid (0,6g)	Gefahr
	Kaliumiodid (0,4g)	Gefahr
	Ammoniumchlorid (1,3g)	Achtung

### Durchführung:

Achten Sie darauf, dass alle Chemikalien Raumtemperatur haben. Füllen Sie eine Spatelspitze (vorher wiegen) der gegebenen Salze in ein (großes) Reagenzglas. Messen Sie die Temperatur des Feststoffs, das Thermometer bleibt im RG. Geben Sie 5ml destilliertes Wasser dazu. Messen Sie die Temperatur im 30sek Takt.

HINWEIS: Sollten die Messwerte nicht eindeutig genug sein, überlegen Sie sich selbstständig Verbesserungsmöglichkeiten für das Experiment und führen Sie es erneut – nach Rücksprache mit der Lehrkraft – durch.

### Beobachtungen:

- Natriumchlorid (Anfangswert:25K)
  - 30sek:25K
  - 60sek:25K
  - 90sek:25K
  - 120sek:25k
- Calciumchlorid (Anfangswert:25K)
  - 30sek:57K
  - 60sek:54K
  - 90sek:50K
  - 120sek:48K
  -
- Kaliumchlorid (Anfangswert:25K)
  - 30sek:27K

- 60sek:25K
- Calciumcarbonat (Anfangswert:25K)
  - 30sek:27K
  - 60sek:27K
  - 90sek:27K
- Lithiumchlorid (Anfangswert:25K)
  - 30sek:61K
  - 60sek:58K
  - 90sek:56K
- Kaliumiodid (Anfangswert:25K)
  - 30sek:20K
  - 60sek:21K
- Ammoniumchlorid (Anfangswert:25K)
  - 30sek:11K
  - 60sek:10K
  - 90sek:11k

#### Auswertung:

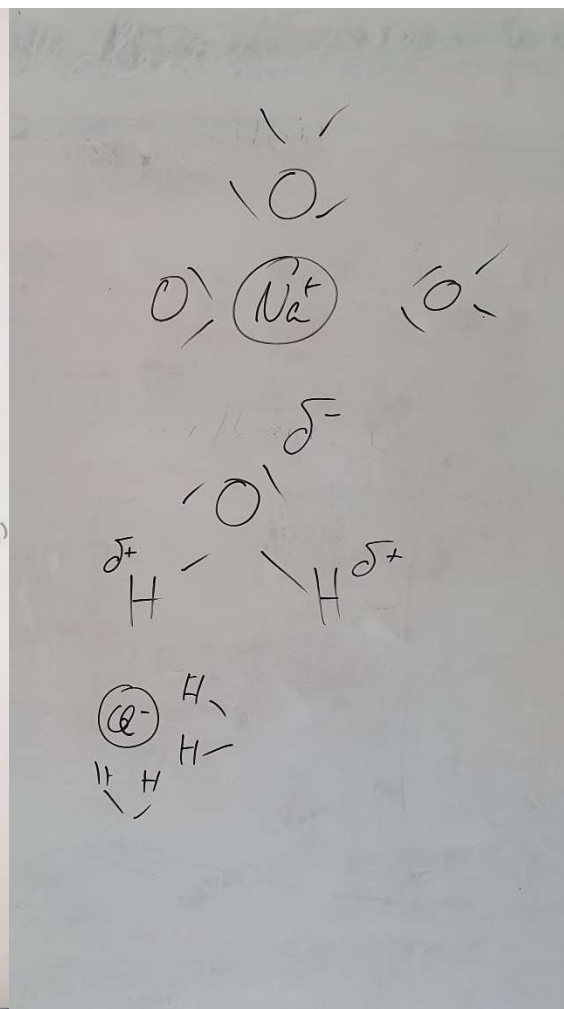
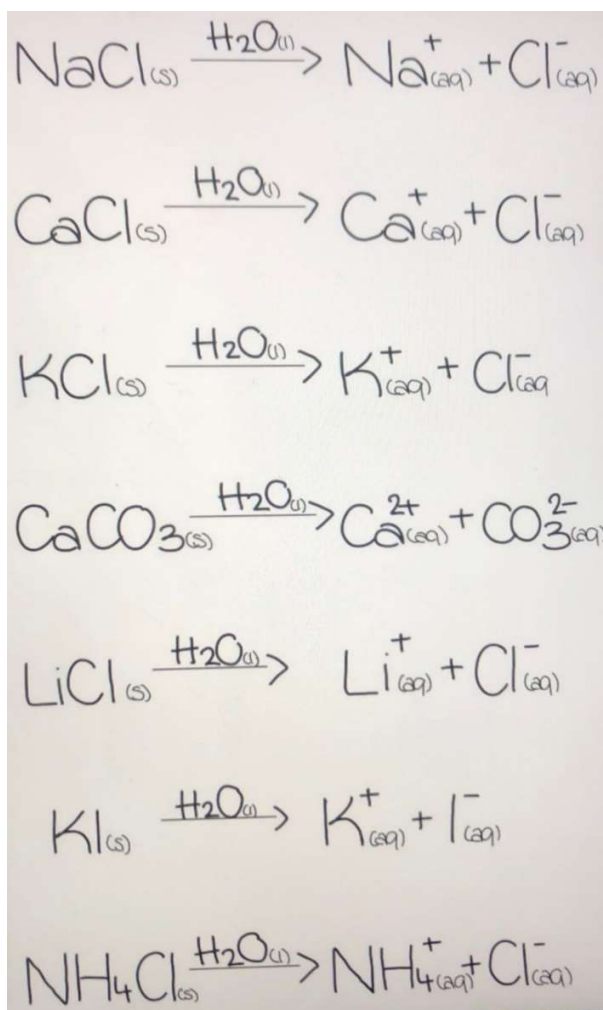
Salze	Menge Salz	Molare Masse	Mol Salz	Start Temp	End Temp (K)	dT	Masse Wasser	Wärme	molare Wärme	Stoffkonzentration (mol)
NaCl	0,3	58,44	0,0051	25	25	0	5	41,9	-	1,0266
CaCl <sub>2</sub>	0,6	110,98	0,0054	25	57	32	5	670,4	124.001,653	1,0812
KCl	0,4	74,55	0,0054	25	27	2	5	41,9	7.809,1125	1,073
CaCO <sub>3</sub>	0,6	100,09	0,0060	25	27	2	10	41,9	6.989,6183	0,5994
LiCl	0,6	42,39	0,0142	25	61	36	5	754,2	53.284,2300	2,83
KI	0,4	166	0,0024	25	20	-5	5	-104,75	43.471,2500	0,4818
NH <sub>4</sub> Cl	1,3	53,49	0,0243	25	10	-15	5	-314,25	12.930,1788	4,8606

Während des Experimentes sind einige Salz-Wassergemische abgekühlt und andere wiederum haben sich teils stark erhitzt. Dies ist auf die Hydratationsenergie und Gitterenergie zurück zu führen. Salze, welche eine größere oder etwa gleich große Hydratationsenergie wie Gitterenergie besitzen, sind gut in Wasser löslich (hydrophil, nicht gleichzusetzen). Wenn die Hydratationsenergie höher ist als die Gitterenergie, kommt es bei dem Salz-Wassergemisch zu einem Temperaturanstieg, ein Beispiel dafür sind etwa Calciumchlorid (CaCl<sub>2</sub>) oder Lithiumchlorid (LiCl). Wenn jedoch die Gitterenergie höher ist als die Hydratationsenergie kühlt sich das Salz-Wassergemisch ab, wie es zum Beispiel bei Kaliumiodid (KI)

oder Ammoniumchlorid ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) der Fall ist. Dem Wasser wird dabei Wärme entzogen damit sich das Salz auflösen kann (endotherm).

### Reaktionsgleichungen:

Auf dem linken Bild sind die jeweiligen Reaktionsgleichungen veranschaulicht, welche den Experimentellen Vorgang zeigen. Bei Natriumchlorid wird das Kristallgitter zerstört, dies geschieht durch die Trennung der Ionen-Verbindungen durch die Hydratisierung. Dabei werden die positiv geladenen Wassermoleküle von dem negativ geladenen Chlorid (Anion) angezogen und es bildet sich eine Wasserhülle aus Wasserstoff-Atomen um das Chlorid. Währenddessen werden die negativ geladenen Sauerstoff-Atome von dem positiv geladenen Natrium (Kation) angezogen. Auf dem 2. das Bild (Rechts) ist dies zusätzlich veranschaulicht, zusehen ist einmal ein Natrium-Ionen (positiv geladen, Kation) welches die negativ geladenen Sauerstoff-Atome anzieht. In der Mitte ist der Aufbau von Wasser dargestellt, dies besteht aus 2 positiv geladenen Wasserstoff-Atomen und einem negativ geladenen Kohlenstoff-Atom. Ganz unten ist ein Chlorid-Ionen abgebildet (negativ geladen, Anion) welches die positiv geladenen Wasserstoff-Atome anzieht. Durch dieses einlagern von den Wasser- und Kohlenstoff-Atomen, brechen die Ionen aus dem Kristallgitter aus, dabei wird Energie benötigt, welche dem Lösemittel entnommen wird. Bei dem Prozess der Hydratation wird Energie freigesetzt, diese heißt Hydratationsenergie. Wichtig zu erwähnen ist, dass sich bei der Reaktionsgleichung danach beide Stoffe (Natrium + Chlorid) in Flüssigem Zustand befinden, dies gibt das aq an.



## Berechnung der Stoffmengenkonzentration:

Als erstes kennen wir nur die Masse von Natriumchlorid und Wasser, welche wir verwendet haben.

Bevor man die Stoffmengenkonzentration ausrechnen kann, benötigt man die Stoffmenge. Diese kann man berechnen, in dem man die Masse des verwendeten Stoffes durch die molare Masse teilt. Bei Natriumchlorid wären das  $(\text{Na}^+ + \text{Cl}^-) = \frac{m}{M} = \frac{0,3\text{g}}{58,44\text{g}} = 0,005133\text{mol}$ . Mithilfe dieses Wertes, können wir dann die Stoffmengenkonzentration errechnen, diese gibt an wie viel Mol sich in einem Liter der jeweiligen Lösung befinden, also die Konzentration. Dies rechnet man wie folgt aus:  $c = \frac{n}{V} + \frac{0,005133\text{mol}}{0,005\text{L}} = 1,0266 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ . Dabei steht c für die auszurechnende Stoffmengenkonzentration, n für die davor ausgerechnete Stoffmenge und V für das Volumen, in diesem Fall wurden 5ml Wasser verwendet, da man die Stoffmengenkonzentration in  $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$  angibt, werden die 5mL in 0,005L umgerechnet. Nachdem wir nun die Stoffmengenkonzentration berechnet haben, wissen wir nun, dass sich in einem Liter dieser Lösung, 1,0266 Mol befinden würden. Diese Rechnung ist auf dem linken Bild ganz oben nochmal skizziert.

The image shows handwritten calculations on grid paper, organized into three sections for different salts. Each section follows the same steps: given mass and molar mass, calculate the amount of substance (n), and then calculate the concentration (c) by dividing n by the volume (V).

**Section 1: Sodium Chloride (NaCl)**

Rechnung:  
geg:  $m(\text{Na}^+\text{Cl}^-)$ ,  $m(\text{H}_2\text{O})$   
ges: c, n  
 $n = \frac{m}{M} = \frac{0,3\text{g}}{58,44\text{g}} = 0,005133\text{ mol}$   
 $c = \frac{n}{V} = \frac{0,005133}{0,005} = 1,0266\text{ mol/L}$

**Section 2: Potassium Chloride (KCl)**

geg:  $m(\text{K}^+\text{Cl}^-)$ ,  $m(\text{H}_2\text{O})$   
ges: c, n  
 $n = \frac{m}{M} = \frac{0,6\text{g}}{74,55\text{g}} = 0,00806\text{ mol}$   
 $c = \frac{n}{V} = \frac{0,00806}{0,005} = 1,612\text{ mol/L}$

**Section 3: Calcium Chloride (CaCl2)**

geg:  $m(\text{Ca}^{2+}\text{Cl}_2^{2-})$ ,  $m(\text{H}_2\text{O})$   
ges: c, n  
 $n = \frac{m}{M} = \frac{0,6\text{g}}{110,98\text{g}} = 0,005406\text{ mol}$   
 $c = \frac{n}{V} = \frac{0,005406}{0,005} = 1,0812\text{ mol/L}$

**Section 4: Sodium Chloride (NaCl) - Second Example**

geg:  $m(\text{Na}^+\text{Cl}^-)$ ,  $m(\text{H}_2\text{O})$   
ges: c, n  
 $n = \frac{m}{M} = \frac{0,6\text{g}}{58,44\text{g}} = 0,010266\text{ mol}$   
 $c = \frac{n}{V} = \frac{0,010266}{0,005} = 2,0532\text{ mol/L}$

**Section 5: Potassium Chloride (KCl) - Second Example**

geg:  $m(\text{K}^+\text{Cl}^-)$ ,  $m(\text{H}_2\text{O})$   
ges: c, n  
 $n = \frac{m}{M} = \frac{0,4\text{g}}{74,55\text{g}} = 0,005365\text{ mol}$   
 $c = \frac{n}{V} = \frac{0,005365}{0,005} = 1,073\text{ mol/L}$

**Section 6: Calcium Chloride (CaCl2) - Second Example**

geg:  $m(\text{Ca}^{2+}\text{Cl}_2^{2-})$ ,  $m(\text{H}_2\text{O})$   
ges: c, n  
 $n = \frac{m}{M} = \frac{0,6\text{g}}{110,98\text{g}} = 0,005406\text{ mol}$   
 $c = \frac{n}{V} = \frac{0,005406}{0,005} = 1,0812\text{ mol/L}$

## Erklärung von Begriffen:

**Lösungsenthalpie:** Beschreibt den Vorgang der Änderung der Enthalpie während/ durch das Auflösen eines Stoffes durch ein Lösemittel, dabei kommt es zwischen dem Lösemittel und dem Stoff nicht zu Reaktionen. Die Lösungsenthalpie setzt sich aus 3 Werten zusammen, der Gitterenergie, Bindungsenergie und der Solvatationsenergie (Hydratationsenergie, Anlagerung von Wassermolekülen). Zudem besitzt sie 3 verschiedene Zustände, sie kann negativ sein, dabei ist wie im oberen Teil der Auswertung schon erklärt,

wenn die Hydratationsenergie (Solvatationsenergie) höher ist als die Gitterenergie kommt es zu einem Temperaturanstieg. Dabei handelt es sich um einen exothermen Vorgang, bei dem Energie freigesetzt wird. Bei dieser Lösungsenthalpie (Salz in Wasser) kommt es erst zu einer Auflösung des Ionen-Gitters (Gitterenergie), welches eine starke endotherme Reaktion ist, weil sie Energie benötigt. Bei dem 2. Schritt kommt es bei Salzen zu einer Hydratation (Solvatisierung) was wiederum eine starke exotherme Reaktion ist, weil sich die Wassermoleküle an die Ionen heranziehen. Bei der gesamten Reaktion überwiegt in diesem Fall der exotherme Teil, also die Hydratationsenergie ist stärker, wodurch es auch zu einem Temperaturanstieg kommt (Beispiel: Calciumchlorid+Wasser(Tabelle)). Ebenfalls kann die Lösungsenthalpie etwa Null sein, dabei bleibt die Temperatur etwa gleich, Gitterenergie und Hydratationsenergie sind etwa gleich stark, sowie auch die endotherme- und exotherme Reaktion. Bei dem 3. und letzten Zustand, ist die Lösungsenthalpie positiv, dies heißt das sich die Lösung während des Experimentes abgekühlt hat, sie ist also endotherm und verbraucht Energie anstatt sie abzugeben. In diesem Fall ist die Gitterenergie höher als die Hydratationsenergie, wodurch das Salz dem Wasser Wärme entzieht um sich aufzulösen. Ein Beispiel für solch eine Reaktion ist Ammoniumchlorid.

Beispiel für eine positive Lösungsenthalpie:

$\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}^+_{\text{aq}} + \text{Cl}^-_{\text{aq}}$			Beobachtung: leichte Abkühlung
$\Delta H_{\text{Gitter}} (\text{KCl})$	=	+ 701 kJ/mol	Gitterenergie
$\Delta H_{\text{Hyd}} (\text{K}^+)$	=	- 308 kJ/mol	Hydratationsenthalpie
$\Delta H_{\text{Hyd}} (\text{Cl}^-)$	=	- 376 kJ/mol	Hydratationsenthalpie
<hr/>			<hr/>
$\Delta H_{\text{L}} (\text{KCl})$	=	+ 17 kJ/mol	Lösungsenthalpie

Bei dieser Reaktion, ist die Lösungsenthalpie positiv, also eine endotherme Reaktion. Gut zusehen ist zudem die Zusammensetzung des Lösungsenthalpie-Wertes, aus der Gitterenergie (701 kJ/mol) und der Hydratationsenergie von Kalium (-308kJ/mol) und Chlorid (-376kJ/mol). Nun wird die Hydratationsenergie von Kalium und Chlorid addiert und mit der Gitterenergie subtrahiert. Die Lösungsenthalpie beträgt +17kJ/mol.

Beispiel für eine negative Lösungsenthalpie:

$\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}^{2+}_{\text{aq}} + 2 \text{Cl}^-_{\text{aq}}$			Beobachtung: deutliche Erwärmung
$\Delta H_{\text{Gitter}} (\text{CaCl}_2)$	=	+ 2146 kJ/mol	Gitterenergie
$\Delta H_{\text{Hyd}} (\text{Ca}^{2+})$	=	- 1577 kJ/mol	Hydratationsenthalpie
$\Delta H_{\text{Hyd}} (2 \cdot \text{Cl}^-)$	=	- 752 kJ/mol	Hydratationsenthalpie
<hr/>			<hr/>
$\Delta H_{\text{L}} (\text{CaCl}_2)$	=	- 183 kJ/mol	Lösungsenthalpie

Bei dieser Reaktion, ist die Lösungsenthalpie negativ, hierbei handelt es sich um eine exotherme Reaktion. Als Beispiel Stoff, wurde hier Calciumchlorid ( $\text{CaCl}_2$ ) verwendet. Auch bei diesem Beispiel setzt sich die Lösungsenthalpie aus 3 Werten zusammen, der Gitterenergie von  $\text{CaCl}_2$  und den beiden Hydratationsenthalpien von Calcium ( $\text{Ca}^{2+}$ ) und Chlorid ( $2 \times \text{Cl}^-$ ). Wichtig hierbei ist das, dass Chlorid 2-mal vorliegt, also die doppelte Hydratation Enthalpie gerechnet werden muss. Nachdem die beiden

Hydratationsenthalpien addiert wurden ((-1577kJ/mol) +(-752kJ/mol)) und die Gitterenergie (+2146kJ/mol) damit subtrahiert worden ist, erhält man als Lösungsenthalpie -183kJ/mol.

Gitterenergie: Die Gitterenergie gibt an, wie viel Energie benötigt wird um ein Kristallgitter zu trennen oder zu verbinden. Aus diesem Grund gehört sie auch zur Bildungsenergie, weil sie jene Energie angibt die dafür benötigt wird. Dennoch gibt sie auch an wie viel Energie freigesetzt wird, wenn ein Kristallgitter gebildet wird. Die Gitterenergie beschreibt die innere Energie eines Stoffes, wohingegen die Gitterenthalpie sich aus einer Vielzahl von Faktoren zusammensetzt. Dies wären einmal die Volumenarbeit des Stoffes und den konstanten äußeren Druck, welcher bei den meisten Experimenten konstant ist. Sie beinhaltet also die innere Energie, sowie das Produkt aus Volumen und Druck. Die molare Gitterenergie lässt sich mit der folgenden Formel berechnen.

$$\Delta_G U = \Delta_G H - p \cdot \Delta V_m$$

Delta <sub>G</sub>U steht dabei für die zu errechnende Gitterenergie, Delta <sub>G</sub>H steht für den Gitterenthalpie Wert, welcher mit dem Produkt aus p, dem konstanten Druck und Delta V<sub>m</sub> der Volumenänderung subtrahiert wird. Delta V<sub>m</sub> setzt sich aus der Differenz des Volumens zusammen, das Volumen vor der Reaktion und nach der Reaktion (Experiment).

Hydratisierung: Bei der sogenannten Hydratation, lagern sich Wassermoleküle an Ionen, dadurch entstehen Hydrathüllen, welche die Ionen in sich haben. Dabei werden die Wasser-dipole, welche aus zwei unterschiedlichen Polen bestehen (Plus/Minus) von den Ionen angezogen und können in Verbindung mit weiteren Wasser-Dipolen, Wasserstoffbrückenverbindungen eingehen. In Bezug auf die Lösungsenthalpie, ist die Hydratationsenergie von wichtiger Bedeutung. Sie gibt an wie viel Energie freigesetzt wird, wenn sich Wassermoleküle an ein Ionen anlagern. Zudem ist sie in Verbindung mit der Gitterenergie wichtig für die Löslichkeit von Salzen in Wasser oder deren Reaktion. Allgemein lässt sich zusätzlich noch sagen das mit aq symbolisiert wird das das jeweilige Ion hydratisiert wurde. Zu dem dient die Hydratationsenergie als Maß für die Neigung jener Ionen eine Verbindung mit Wassermolekülen einzugehen.

Hydratisierungsenthalpie: Wie in schon in dem Beitrag zu der Hydratisierung erwähnt, ist die Hydratationsenergie oder auch Hydratisierungsenthalpie genannt. Diese beschreibt die Energie, welche beim anlagern von Wassermolekülen and Ionen entsteht. Im genaueren handelt es sich dabei um eine Solvatisierung, mit Wasser als Lösemittel. Bei der Solvatisierung in dem Fall von Natriumchlorid, üben die negativ geladenen Chlorid-ionen Kräfte auf die Wasser-Dipole aus und ziehen diese zu sich ran, dadurch entsteht wiederum eine Solvathülle, bei der der Aufbau strukturiert ist. Allgemein kann mit der Hydratationsenergie die freigesetzte Energie zum Beispiel, bei der Anlagerung von Wassermolekülen an Chlorid-Ionen angeben.

Fehleranalyse:

Während der Durchführung, sowie Bearbeitung des Experimentes/ Protokolls kann es zu verschiedenen Fehlern gekommen sein. Einige dieser Fehler könnten bei dem befüllen der Reagenzgläser mit Wasser gewesen sein. Außerdem kann es bei dem Abwiegen der Masse der verwendeten Stoffe zu kleinen Abweichungen gekommen sein. Auch das genaue feststellen der exakten Temperatur lässt sich meist nur grob ermitteln. Während der Recherchearbeiten kann es zudem zu kleineren Fehlern gekommen sein, wie

etwa das vertauschen eines Begriffes oder das verwechseln. In Bezug auf den Tabellarischen Vergleich der gemessenen Werte und der Standardwerte, gab es teils deutliche Differenzen zwischen jeglichen Tabellarischen Werten, weshalb diese nicht genau ermittelt werden konnten. Was jedoch chemisch Belegt werden konnte, waren die Beobachtung sowie Wärmeentwicklungen, diese konnten mithilfe der chemischen Hintergründe überprüft werden.

#### Quellen: Stand

[https://www.chemie.de/lexikon/Enthalpie.html#L.C3.B6sungsenthalpie\\_.2F\\_Kristallisationsenthalpie](https://www.chemie.de/lexikon/Enthalpie.html#L.C3.B6sungsenthalpie_.2F_Kristallisationsenthalpie)  
[Stand:02.10.2022]

<https://www.chemie.de/lexikon/L%C3%B6sungsenthalpie.html> [Stand:02.10.2022]

<https://www.chemie-schule.de/KnowHow/Solvatisierung> [Stand:02.10.2022]

<https://www.chemie-schule.de/KnowHow/Hydratisierungsenergie> [Stand:02.10.2022]

<https://www.chemie-schule.de/KnowHow/Hydrationsenergie#:~:text=L%C3%B6st%20sich%20z.%20B.%20ein%20Salz%20in%20Wasser%2C,L%C3%B6sen%20eine%20Erw%C3%A4rmung%20des%20Salz-Wasser-Gemischs%20ein.%20Beispiel%3A%20CaCl> [Stand:29.09.2022]

<https://chemiezauber.de/inhalt/basic-2-kl-8/salze-1/eigenschaften-von-salzen/488-der-loesevorgang-eines-salzes-in-wasser.html> [Stand:29.09.2022]

<https://studyflix.de/chemie/gitterenergie-2389> [Stand:29.09.2022]

<https://de.wikipedia.org/wiki/Gitterenergie> [Stand:29.09.2022]

<https://www.chemie-schule.de/KnowHow/Hydrationsenergie> [Stand:29.09.2022]

<https://www.chemie.de/lexikon/Hydrationsenergie.html> [Stand:28.09.2022]

<https://www.chemie.de/lexikon/Hydratisierung.html> [Stand:28.09.2022]

Bilder:

Gitterenergie Formel:

[https://wikimedia.org/api/rest\\_v1/media/math/render/svg/18f95aea0f938c1433a36fa483048c096e179094](https://wikimedia.org/api/rest_v1/media/math/render/svg/18f95aea0f938c1433a36fa483048c096e179094)

Lösungsenthalpie von Kaliumchlorid/Calciumchlorid:

<https://flexikon.doccheck.com/de/L%C3%B6sungsenthalpie>