

Lösungsenthalpien berechnen

Wir müssen nicht immer alles experimentell messen

LNCU.de
ID 41347
CC-BY-SA 4.0
Online abrufen

M1 Das Lösen von Salzen auf Teilchenebene

Gelangt ein Salzkristall in Wasser, findet ein Lösevorgang statt. Auf Teilchenebene betrachtet bedeutet dies, dass sich Wasser-Moleküle an den äußeren Rand des Ionengitters anlagern. Die Wasser-Moleküle richten sich dabei je nach Ladung der Ionen entsprechend aus, es treten so genannte **Dipol-Ionen-Wechselwirkungen** auf. So werden Ionen von der Oberfläche des Ionengitters gelöst.

Dabei muss die Anziehung zwischen den Kationen und Anionen, d.h. die **Ionenbindung, überwunden** werden.

Das ist richtig. Zudem bilden sich **Hydrat-Hüllen** aus Wasser-Teilchen um die gelösten Ionen aus. Diesen Vorgang nennt man **Hydratation**, oder, wenn ein beliebiges Lösungsmittel im Spiel ist, **Solvatation**.

Die **Anzahl** der an einer Hydrat-Hülle beteiligten Wasser-Teilchen und die **Stärke** der Dipol-Ionen-Wechselwirkung hängen maßgeblich von der **Größe** und der **Ladung des Ions** ab: Bei gleicher Ladung bauen die kleineren Ionen eine größere Hydrathülle auf als die größeren Ionen.



Das Lösen der Ionen aus dem Ionengitter und die Hydratation laufen gleichzeitig ab!

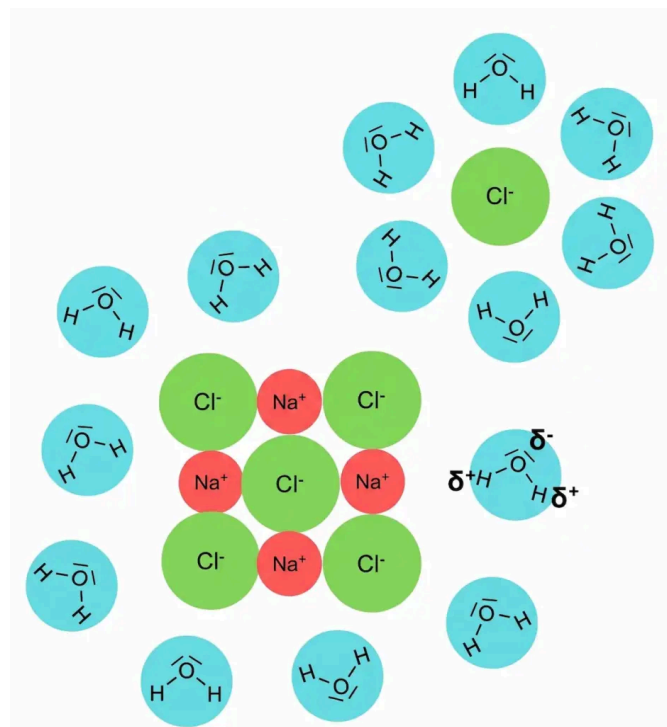


Abb. 1: Vereinfachte Darstellung des Lösevorgangs von Salzen auf Teilchenebene am Beispiel von Natriumchlorid. ¹

M2 Das Lösen von Salzen energetisch betrachtet

Die molare Standardgitterenthalpie

Die **Bildung eines Ionengitters** aus den einzelnen Ionen ist ein **exothermer Vorgang**. Man betrachtet dabei die **Enthalpiedifferenz** zwischen den beiden Zuständen, die man als **Gitterenthalpie** bezeichnet.

Betrachtet man den Vorgang für die Bildung von 1 mol Natriumchlorid bei konstantem Druck unter Standardbedingungen, erhält man die **molare Standardgitterenthalpie**:

1 Molare Standardgitterenthalpie für die Bildung eines NaCl-Ionengitters



Die molare Standardhydratationsenthalpie

Die **Bildung einer Hydrathülle** um ein Ion ist ein **exothermer Vorgang**. Dieser wird durch die **Hydratationsenthalpie** beschrieben. Löst sich ein Salz in Wasser, müssen dabei die Hydratationsenthalpien aller beteiligten Ionen addiert werden.

Beispielsweise gilt für die Berechnung der **molaren Standardhydratationsenthalpie** für die Bildung einer Hydrathülle von 1 mol Natrium- und Chlorid-Ionen unter Standardbedingungen und bei konstantem Druck:

3 Molare Standardhydratationsenthalpie für Natrium- und Chlorid-Ionen

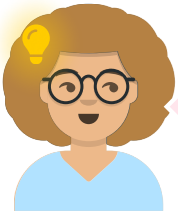


Der **umgekehrte Vorgang** läuft beim Lösen von Salzen in einem Lösungsmittel ab. Dieser Vorgang ist also **endotherm**.

2 Umgekehrter Vorgang



$$\begin{aligned} \Delta_{\text{Hydr}}H_m^0 &= \Delta_{\text{Hydr}}H_m^0(\text{Na}^+) + \Delta_{\text{Hydr}}H_m^0(\text{Cl}^-) \\ &= -400 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + \left(-376 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) \\ &= -776 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \end{aligned}$$



Molare Standardgitter- und Hydratationsenthalpien muss man nicht jedes Mal neu messen. Ihre Werte lassen sich leicht **Tabellen** entnehmen, wie zum Beispiel in **M3**.

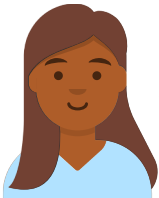
Die molare Lösungsenthalpie

Aus der **Bilanz** von **Gitterenthalpie** und **Hydratationsenthalpie** ergibt sich die **Lösungsenthalpie**, die die Enthalpieänderung eines Systems beim Lösen eines Stoffes in einem Lösungsmittel darstellt.

4 Molare Lösungsenthalpie für das Lösen von Natriumchlorid in Wasser



$$\Delta_{\text{Loes}}H_m^0 = \Delta_{\text{Gitt}}H_m^0 + \Delta_{\text{Hydr}}H_m^0 = +780 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + \left(-776 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) = +4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$



Auch wenn der Differenzbetrag nur sehr gering ausfällt: Das Lösen von Natriumchlorid in Wasser ist insgesamt ein **endothermer Vorgang**. Hierbei sinkt die Temperatur der Umgebung geringfügig.

M3 Standardenthalpien

Molare Standardgitterenthalpien

Salz	$\Delta_{\text{Gitt}}H_m^0$ in kJ/mol
LiCl (Lithiumchlorid)	- 856
NaCl (Natriumchlorid)	- 780
NaBr (Natriumbromid)	- 750
KCl (Kaliumchlorid)	- 718
KBr (Kaliumbromid)	- 685
KNO ₃ (Kaliumnitrat)	- 604
CaCl ₂ (Calciumchlorid)	- 2262

Molare Standardhydratationsenthalpien

Ion	$\Delta_{\text{Hydr}}H_m^0$ in kJ/mol
Li ⁺ (Lithium-Ion)	- 508
Na ⁺ (Natrium-Ion)	- 400
K ⁺ (Kalium-Ion)	- 314
Ca ²⁺ (Calcium-Ion)	- 1577
Cl ⁻ (Chlorid-Ion)	- 376
Br ⁻ (Bromid-Ion)	- 342
NO ₃ ⁻ (Nitrat-Ion)	- 255



Aufgaben

- Berechnen** Sie die molare Standardlösungsenthalpien für die Salze aus dem vorherigen **Material**.
- Zeichnen** Sie ein Energiediagramm für das Lösen von Natriumchlorid und Calciumchlorid in Wasser, mit dem Sie den Zusammenhang zwischen Lösungsenthalpie, Gitterenthalpie und Hydratationsenthalpie darstellt. **Formulieren** Sie einen Merksatz, unter welchen Umständen ein Lösevorgang exotherm bzw. endotherm ist.

- 3 **Erklären** Sie am Beispiel der Lösungsenthalpie von Natriumchlorid, inwiefern es möglich ist, mit Hilfe einer Kalorimetrie die Lösungsenthalpie zu ermitteln (Was misst man hier eigentlich und was berechnet man auf dieser Grundlage genau?)

Einzelnachweise

- 1 Andrea Schumacher, 2026, verändert nach C. Malien (2026): <https://lncu.davidweningen.de/material/das-salz-in-der-suppe/>