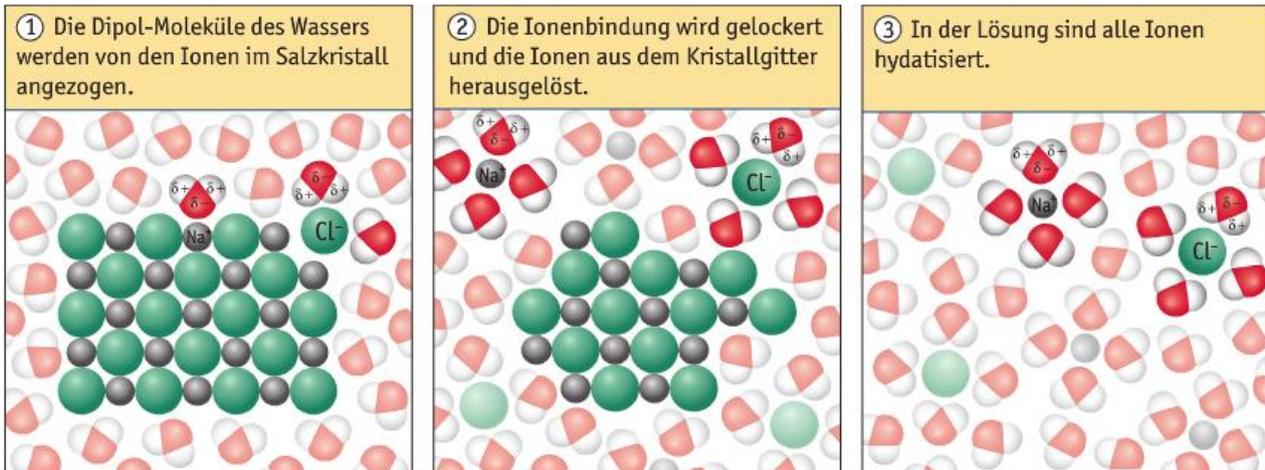




Zuckerwasser und Salzwasser sehen von außen betrachtet völlig gleich aus, und doch besteht zwischen den beiden Lösungen ein großer Unterschied: Zuckerwasser enthält gelöste Moleküle, Salzwasser dagegen gelöste Ionen. Wie schaffen es Wasser-Moleküle sowohl Moleküle als auch Ionen aus Kristallen herauszutrennen?



1 Der Lösungsvorgang von Kochsalz im Modell

**Lösen von Ionenverbindungen.** Kochsalz ist eine Ionenverbindung. Natrium-Ionen ( $\text{Na}^+$ ) und Chlorid-Ionen ( $\text{Cl}^-$ ) bilden Kristalle, in denen die Ionen in einem Kristallgitter mit festen Gitterplätzen angeordnet sind. Im Inneren des Kochsalzkristalls ist jedes  $\text{Na}^+$ -Ion von sechs  $\text{Cl}^-$ -Ionen umgeben und umgekehrt. An den Ecken und Kanten eines Kristalls sind die Ionen jedoch nur von wenigen entgegengesetzt geladenen Nachbar-Ionen umgeben, sodass sie nicht so fest auf ihren Gitterplätzen gehalten werden wie die Ionen im Inneren des Kristalls.

Das Lösen von Salzen wie Kochsalz beruht auf *Dipol-Ionen-Wechselwirkungen*. Beim Lösevorgang werden die Dipol-Moleküle des Wassers von den Ionen des Salzkristalls angezogen. Dabei lagern sich die Sauerstoff-Atome der Wasser-Moleküle aufgrund ihrer negativen Teilladung ( $\delta^-$ ) an die  $\text{Na}^+$ -Ionen und die positiv polarisierten Wasserstoff-Atome ( $\delta^+$ ) umgekehrt an die  $\text{Cl}^-$ -Ionen an (Abb. 1.1). Von den Ecken und Kanten beginnend werden die Bindungen zwischen den Natrium-Ionen und den Chlorid-Ionen gelockert und die Ionen nach und nach aus dem Kristallgitter abgetrennt. Der Lösungsvorgang schreitet auf diese Weise von außen nach innen voran, bis das Kristallgitter vollständig abgebaut ist.

**Hydratisierung der Ionen.** In der wässrigen Lösung sind alle Ionen von einer Hülle aus Wasser-Molekülen, der Hydrathülle, umgeben. Man sagt: Die Ionen sind *hydratisiert*. In der Reaktionsgleichung weist man durch das Symbol (aq) auf die Hydrathülle hin.



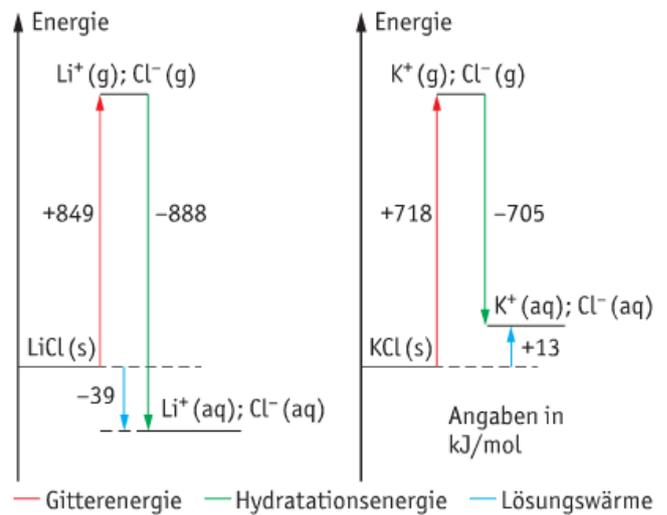
Die Wasser-Moleküle sind dabei in bestimmter Weise ausgerichtet: Bei den positiv geladenen Natrium-Ionen weisen die negativ polarisierten O-Atome zum  $\text{Na}^+$ -Ion und die positiv polarisierten H-Atome davon weg. Bei den negativ geladenen Chlorid-Ionen ist dies genau umgekehrt (Abb. 1.3).



**Lösungswärme.** Wenn Salze gelöst werden, sind oft Temperaturänderungen zu beobachten. So löst sich Kaliumchlorid unter Abkühlung, Lithiumchlorid dagegen unter Erwärmung. Diese Beobachtung lässt sich erklären, wenn man den Lösungsvorgang gedanklich in Teilschritte zerlegt: Beim Lösen eines Salzes muss zunächst die **Gitterenergie** aufgewendet werden, um die Anziehungskräfte zwischen den Ionen im Kristallgitter zu überwinden und die Ionen voneinander zu trennen. Gleichzeitig wird bei der Hydratisierung der Ionen aufgrund der Dipol-Ionen-Wechselwirkungen die **Hydratationsenergie** frei. Die Summe aus aufzuwendender Gitterenergie und der frei werdenden Hydratationsenergie wird als **Lösungsenergie** oder **Lösungswärme** bezeichnet.

Ob ein Lösevorgang exotherm oder endotherm verläuft, hängt vom Betrag der jeweiligen Energie ab. So ist beim Lithiumchlorid der Betrag der Gitterenergie kleiner als der der Hydratationsenergie: Für das Trennen der Ionen muss also weniger Energie aufgewendet werden, als bei der Bildung der Hydrathülle frei wird. Die Lösung erwärmt sich. Anschaulich lässt sich das in einem Energiediagramm beschreiben (Abb. 2).

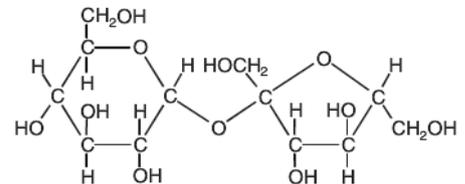
Genau umgekehrt verhält es sich beim Kaliumchlorid: Die Gitterenergie ist vom Betrag her größer als die Hydratationsenergie. Die für das Lösen aufzuwendende Energie wird dem Lösemittel Wasser entzogen; deshalb kühlt die Lösung während des Lösevorgangs ab.



2 **Energiediagramme von Lösevorgängen**

Allgemein gilt: Ein Lösevorgang ist nur dann exotherm, wenn der Betrag der Hydratationsenergie größer ist als der der Gitterenergie. Ist der Betrag der Hydratationsenergie dagegen kleiner, so verläuft das Lösen endotherm. Bei schwer löslichen Salzen ist meist der Betrag der Gitterenergie sehr viel größer als der der Hydratationsenergie.

**Lösen von Molekülverbindungen.** Wasser ist nicht nur ein Lösemittel für viele Salze, sondern auch für zahlreiche Molekülverbindungen. Ein Beispiel ist Haushaltszucker, dessen Kristalle aus Saccharose-Molekülen aufgebaut sind. Die Moleküle kann man sich vereinfacht als langgestreckte Scheibchen vorstellen. Für den Zusammenhalt der Saccharose-Moleküle im Zuckerkristall sorgen die polaren OH-Gruppen der Moleküle. Zwischen den OH-Gruppen verschiedener Moleküle bilden sich Wasserstoffbrückenbindungen aus und halten die Saccharose-Moleküle so auf ihren Gitterplätzen.



Löst man Zuckerkristalle in Wasser, lagern sich die polaren Wasser-Moleküle an der Oberfläche der Kristalle an und bilden mit den ebenfalls polaren OH-Gruppen der Saccharose-Moleküle Wasserstoffbrückenbindungen aus. Dadurch wird der Zusammenhalt der Saccharose-Moleküle untereinander geschwächt und die Moleküle aus dem Kristallgitter abgetrennt. In der Zuckerlösung liegen die Saccharose-Moleküle hydratisiert vor.

### Aufgabe:

1) Gib für die in der Tabelle aufgeführten Salze an, ob sie sich exotherm oder endotherm in Wasser lösen. Nenne das Salz, das eine wässrige Lösung am stärksten erwärmt oder abkühlt.

2) Ergänze/ verbessere die Aufgaben (z.B. deine Filmleiste) zum Lösungsprozess von Salzen.

	Gitterenergie Hydratationsenergie	
	$\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	$\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
Lithiumchlorid	+849	-888
Natriumchlorid	+788	-784
Kaliumchlorid	+718	-705
Magnesiumchlorid	+2502	-2662
Calciumchlorid	+2231	-2332
Ammoniumchlorid	+684	-669
Natriumhydroxid	+719	-764