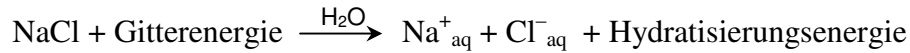


## Lösen von Salzen

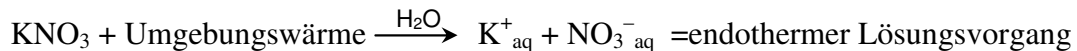
Salze lösen sich, wenn überhaupt dann nur in Wasser, weil die Wasserdipole starke Anziehungskräfte auf die Ionen ausüben und eine stabile Hydrathülle um die Ionen bilden, sodass die Ionenbindungskräfte überwunden werden können. Die **Gitterenergie**, die benötigt wird, um den Kristallverband aufzulösen, wird dadurch verfügbar, dass bei der Hydratisierung der Ionen Energie frei wird, die **Hydratisierungsenergie**. (Bsp.; aq=aquosiert=hydratisiert):



Beim Kochsalz sind Gitter- und Hydratisierungsenergie zufällig *gleich groß*, sodass sich beim Lösen *kein* Temperatureffekt ergibt. Ansonsten unterscheidet energetisch man **3 Fälle**:

### Fall 1, endothermer Lösungsvorgang

Gitterenergie > Hydratisierungsenergie: Die Gitterenergie wird nur zum Teil durch den Hydratisierungsvorgang aufgebracht. Der restliche Energiebetrag wird als Wärme der Umgebung entzogen  $\Rightarrow$  Abkühlung wird beobachtet. Bsp. Kaliumnitrat:

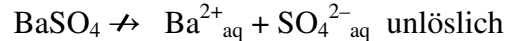


Folge hiervon ist auch, dass sich von dem Salz in heißem Wasser mehr löst als in kaltem.

*Anmerkung:* Löst man eine größere Menge eines solchen Salzes durch Kochen und lässt die konzentrierte Lösung erkalten, passiert es oft, dass das Salz zunächst nicht sofort wieder auskristallisiert, sondern eine *übersättigte* Lösung bildet. Bringt man in die übersättigte Lösung einen *Impfkristall*, dann setzt die Kristallisation schlagartig ein und bewirkt eine starke Erwärmung. Nach diesem Prinzip funktioniert der "Taschenofen".

### Fall 2, unlösliches Salz

Gitterenergie  $\gg$  Hydratisierungsenergie: Die in flüssigem Wasser (max. 100 °C) verfügbare Wärmeenergie reicht nicht, die große Differenz zur Gitterenergie auszugleichen. Das Salz ist praktisch unlöslich, d.h. es gehen nur winzige Ionenmengen in Lösung, Bsp. Bariumsulfat:



### Fall 3, exothermer Lösungsvorgang

Hydratisierungsenergie > Gitterenergie: Daher wird überschüssige Energie freigesetzt  $\rightarrow$  der Lösevorgang geht mit starker Erwärmung einher. Bsp. weißes, wasserfreies Kupfer(II)sulfat wird in Wasser gegeben:



*Ergänzung:* Normalerweise kann man den Lösevorgang durch Sieden, also Verdampfen des Wassers wieder umkehren und so das Salz zurückgewinnen, was z.B. bei der herkömmlichen Kochsalzgewinnung durch Erhitzen der Sole gemacht wird. Dampft man jedoch eine Lösung von Kupfer(II)sulfat wieder ein kristallisiert *wasserhaltiges* blaues Kupfersulfat aus:



$\text{CuSO}_4$  (wasserfrei)



nach Zugabe von  $\text{H}_2\text{O}$



$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$

Die Erklärung ist, dass manche Salze, wie das Kupfer(II)sulfat eine doppelte Hydrathülle bilden, eine innere sehr stabile Hülle mit fest gebundenen Wassermolekülen, und eine äußere Hydrathülle mit locker gebundenem Wasser. Beim Kristallisieren aus der wässrigen Lösung bleibt die innere Hülle intakt an  $\text{Cu}^{2+}$  gebunden, und  $\text{H}_2\text{O}$  geht als *Kristallwasser* mit in den festen Zustand. Die innere Hülle liefert eine *sehr hohe* Hydratisierungsenergie; deswegen wird man entsprechend stark erhitzen, um das Kupfersulfat wieder wasserfrei zu bekommen und umgekehrt wird viel Wärme frei, wenn weißes  $\text{CuSO}_4$  gelöst wird.