

## Chemie-Übung: Löslichkeit von Salzen

### Material und Chemikalien:

RG-Ständer, 4 RG, dest. Wasser, Öl, Natriumchlorid (NaCl), Aluminiumoxid (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>)

### Versuchsdurchführung:

2 RG werden mit ca. drei Finger breit dest. Wasser gefüllt, 2 RG mit drei Finger breit Öl. Man gibt jeweils eine Spatelspitze Natriumchlorid in ein RG mit Wasser und in ein RG mit Öl. In die verbleibenden beiden RG wird jeweils eine Spatelspitze Aluminiumoxid gegeben. Alle vier RG werden geschüttelt.

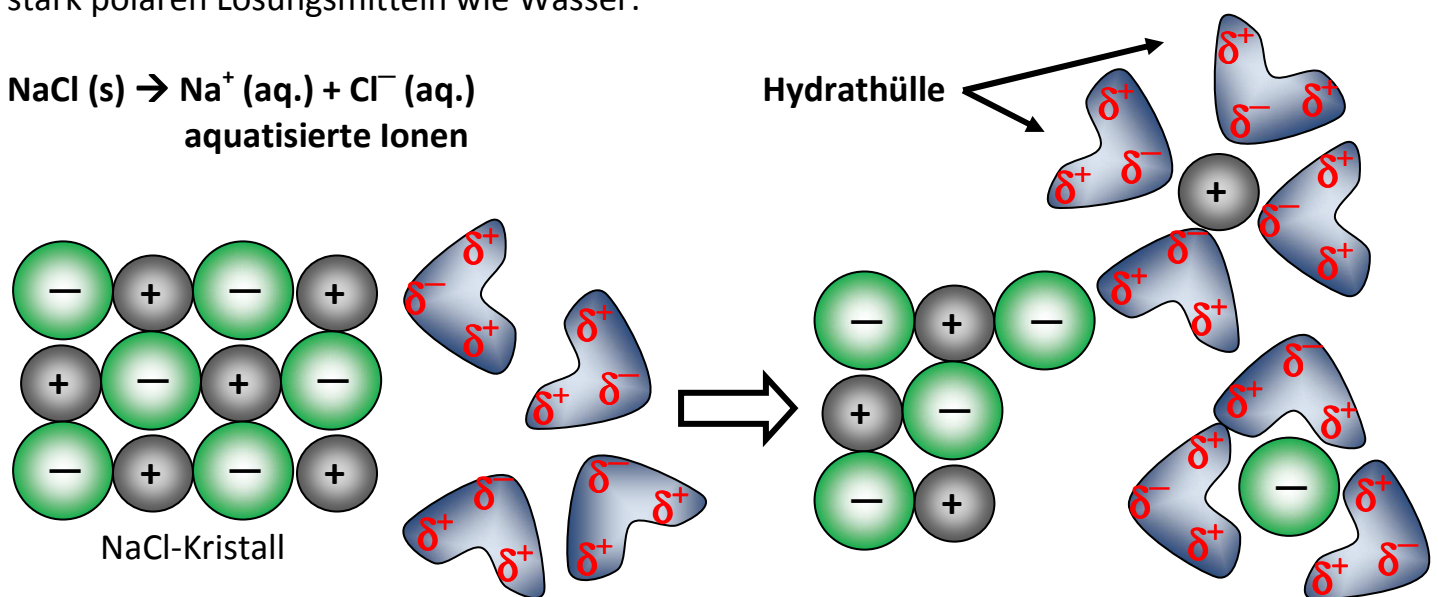
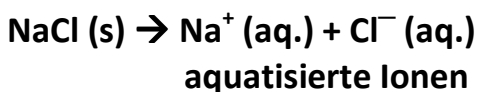
### Beobachtung:

Natriumchlorid löst sich in Wasser, nicht in Öl.

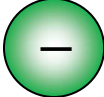
Aluminiumoxid löst sich weder in Wasser, noch in Öl.

### Erklärung:

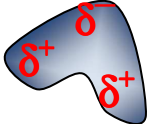
Gleiches löst sich in Gleichem! Salz besteht aus geladenen Teilchen. Diese lösen sich nur in stark polaren Lösungsmitteln wie Wasser:



Legende:

 Chlorid-Anion (Cl<sup>-</sup>):

 Natrium-Kation (Na<sup>+</sup>):

 Wassermolekül

Freiwillig laufen nur Reaktionen ab, bei denen Energie frei wird (Reaktionsenergie ist negativ). Beim Lösungsvorgang müssen zwei Energien berücksichtigt werden:

1. Die **Gitterenergie**. Sie hält die Ionen im Salz zusammen und hat einen positiven Wert.
2. Die **Hydratationsenergie**. Sie wird frei, wenn sich aquatisierte Ionen bilden. Ihr Wert ist negativ.

Für die **Lösungsenergie** gilt:

Lösungsenergie = Gitterenergie + Hydratationsenergie

Beim  $\text{Al}_2\text{O}_3$  ist die Gitterenergie so hoch, dass die bei der Bildung der aquatisierten Ionen freiwerdende Energie (Hydratationsenergie) nicht ausreicht, um die Anziehung der Ionen zu überwinden. → Das Salz löst sich nicht in Wasser.