

## Ionenbindung; salzartige Bindung

Aufgebaut aus Kationen und Anionen in Form eines regelmäßigen Gitters. Ein **Gitter** entsteht durch Wiederholung (Verschiebung, Translation) einer kleinsten Einheit (**Elementarzelle**) im Raum.

Oft brauchbar ist die "**Oktettregel**": Atome erreichen durch Elektronenabgabe oder Elektronenaufnahme eine 8-er-Schale. Beispiele:  $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+$ ,  $\text{Cl} \rightarrow \text{Cl}^-$

Neben atomaren Ionen sind auch molekulare Ionen möglich, z.B.  $\text{NO}_3^-$ .

Die Formel beschreibt damit nicht ein Molekül, sondern nur die relative Zusammensetzung der Bausteine. Z.B. Es gibt im festen Zustand keine NaCl-Moleküle.  $\text{Na}^+$  und  $\text{Cl}^-$  kommen nur im Verhältnis 1:1 im Gitter vor. Insgesamt muss die Gesamtladung ausgeglichen sein (Elektroneutralität). z.B. BaCl ist nicht möglich, weil Ba  $\text{Ba}^{2+}$  Kationen bildet; daher  $\text{BaCl}_2$ .

Salze sind **Feststoffe** mit i. allg. hohen Schmelz- und Siedepunkten. Salze sind spröde. Salze leiten in Schmelze (wegen der Ionen) den elektrischen Strom.

Der Zusammenhalt geschieht durch elektrostatische Kräfte (Anziehung der positiven und negativen Ladungen). Die **Gitterenergie** hält die Ionen zusammen. Wenn man den Kristall in seine Bestandteile trennen will, muss diese Gitterenergie aufgebracht werden. Darum muss ein Kristall stark erwärmt werden, bis das Gitter zusammenbricht und der Stoff schmilzt.

Ionenverbindungen sind stark **polar**. Entsprechend einer Merksregel "Gleiches löst sich in Gleichem" lösen sie sich daher gut in polaren Lösungsmitteln, besonders gut in Wasser. Salze lösen sich nur wenig in unpolaren Lösungsmitteln wie Benzin.

Für das gute Lösungsvermögen von Wasser können zwei Gründe genannt werden: 1. Wegen der hohen Dielektrizitätskonstante wird die Kraft zwischen den Ionen verringert. 2. Durch Solvatation (in Wasser: "Hydratation") entsteht ein zusätzlicher Energiegewinn.

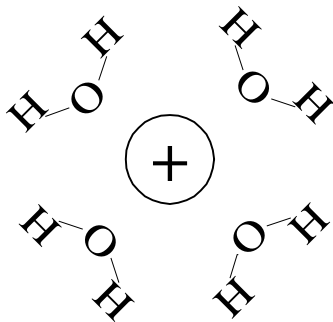
1. Für die **Kraft** zwischen zwei Ladungen gilt das **Coulombsche** Gesetz:

$$F = \frac{Q_1 \cdot Q_2}{4\pi\epsilon_0 \epsilon r^2} \quad Q_1, Q_2 \text{ Ladung; } 4\pi\epsilon_0 \text{ Zahlenfaktor; } \epsilon \text{ Dielektrizitätskonstante,}$$

r Abstand

$\epsilon(\text{Vakuum}) = 1$ ;  $\epsilon(\text{Wasser}) \approx 80$ . Damit nimmt die Anziehungskraft zwischen zwei Ladungen auf ca. 1/80 ab, wenn sich zwischen beiden Ladungen Wasser befindet.

2. Ionen sind in Wasser **hydratisiert**.



Beispiel eines Kations:

Um ein Kation lagern sich die Wassermoleküle an, dabei zeigt der negative Bereich des polaren Moleküls  $\text{H}_2\text{O}$  in Richtung der positiven Ladung des Kations. Räumlich ist so ein Ion meistens oktaedrisch von sechs Wassermolekülen umgeben.