

2.2 Bindungstypen und Eigenschaften

2.2.1 Die Ionenbindung

Warum gibt es überhaupt chemische Bindungen?

- Weil die Gesamtenergie von Atomen, die sich zusammenschließen, kleiner sein kann als die der ungebundenen Atome.

Ja, und? Was haben die Atome davon?

- Wichtig: Die obige Aussage über die "kleinere Gesamtenergie" ist mathematisch gemeint; es geht also um einen weiter im Negativen liegenden, d. h. absolut gesehen größeren Wert. Also gilt:

Je größer die Bindungsenergie, desto tiefer die Gesamtenergie, und desto stabiler die Bindung – weil dann mehr Energie aufgebracht werden muß, um die Bindung wieder zu lösen.

- Dieser Satz gilt auch in Verallgemeinerung: Jedwede Absenkung der Gesamtenergie führt zu einem stabileren Zustand des Systems, und daher ist die Möglichkeit zur Energieminimierung eine "treibende Kraft" für **jedwede** Art von Veränderungen, d. h. nicht nur für das Eingehen von Bindungen!
- Wie wir später noch sehen werden, gibt es neben der Energieminimierung noch eine weitere, sehr wichtige "treibende Kraft" für Veränderungen – und zwar eine, die sogar dafür sorgen kann, daß es zu einem Anstieg (!) der Gesamtenergie kommt. (Hier sei erst mal nur so viel verraten, daß diese weitere "treibende Kraft" mit der Temperatur zusammenhängt – womit schon mal ein Teilaspekt des Anstiegs der Gesamtenergie erklärt ist.)

Zurück zum Thema: Für welche Atomkombinationen klappt das mit der Energieabsenkung durch Eingehen einer Bindung?

- In nullter Näherung – und die reicht für uns hier – gilt schlicht:

Bindung gibt's, wenn die Elektronenkonfiguration der beteiligten Atome durch das Eingehen einer Bindung edelgasähnlicher wird.

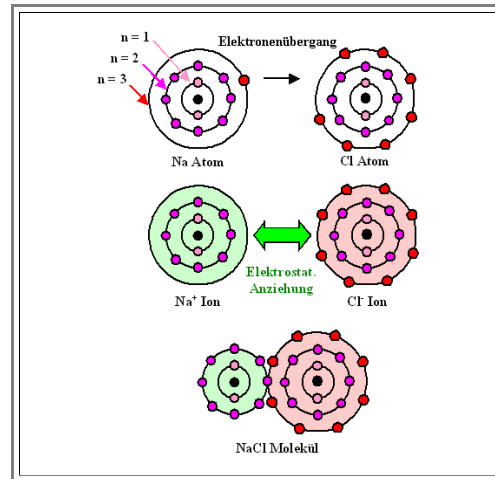
- Für Halogene (wer nicht weiß, was das ist, tut gut daran, den [Link](#) zu betätigen) ist das Ziel besonders leicht zu erreichen, indem sie noch ein Elektron von irgendwoher bekommen. Für Alkalimetalle (wer nicht weiß, was das ist ...) ist das Ziel besonders leicht zu erreichen, indem sie ein Elektron loswerden.
- Daß Halogene und Alkalimetalle, falls man ihnen eine Chance dazu gibt, ein Elektron "springen lassen" und sich dann freudig erregt zusammenschließen werden, ist klar.

Die Ionenbindung haben wir im Grunde damit erklärt; wir haben sie schon vorher [bereits abgehandelt](#). Es ist eine rein elektrostatische Bindung zwischen zwei (oder mehr) Ionen.

- Für die Ionenbindung kennen wir auch zwei der vier Parameter des allgemeinen Bindungspotentials (α ist die [Madelungkonstante](#)):

$$U_{\text{Bindg}} = - \frac{A}{r^n} + \frac{B}{r^m}$$
$$= - \alpha \frac{|q|^2}{4\pi \cdot \epsilon_0 \cdot r} + \frac{B}{r^m}$$

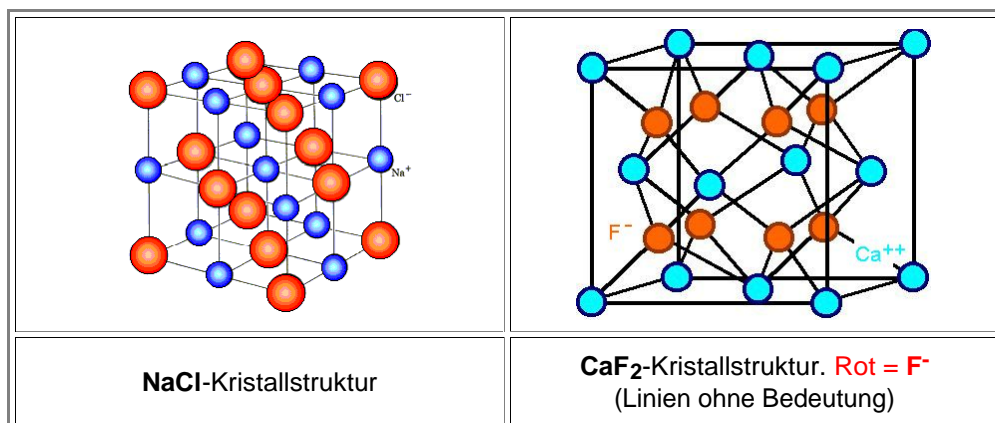
Als Vorbereitung auf das Kommende schauen wir uns die Ionenbindung mal noch in dieser schematischen Darstellung an:



- Die Elektronen des **Na**- und **Cl**-Atoms sind schematisch auf ihren "**Schalen**" oder "**Orbitalen**" eingezeichnet, die mit **n = 1, 2, 3, ...** durchnummeriert sind.
- Die Orbitale wären am liebsten entweder "leer" oder "gefüllt" mit einer definierten Anzahl von Elektronen; für die beiden gezeigten Atome sollten es **8** Elektronen sein. Daran gemessen, hat **Na** erkennbar ein Elektron zu viel, **Cl** eins zu wenig. Was in so einer Situation passiert, sobald sich die Atome so nahe kommen, daß sie "handlungsfähig" werden, haben wir [bereits quantitativ beschrieben](#).

Was kann man *sofort* zu den resultierenden Eigenschaften sagen?

- Die reine Ionenbindung wird zwischen Atomen mit kleiner [Ionisierungsenergie](#), also Alkali- (**Li, Na, K, ...**) sowie Erdalkalielelementen (**Be, Mg, Ca, ...**), und Elementen mit großer [Elektronenaffinität](#), also Halogenen (**F, Cl, Br, ...**), auftreten. Wer das nicht so direkt parat hat, kann mal hier nachschauen:
 - [Periodensystem](#) (mit vielen Sekundärlinks zu Elementeigenschaften)
 - [Ionisierungsenergien und Elektronenaffinitäten](#)
- Die Bindung ist *vollständig ungerichtet*. Wir erwarten *dichteste Packung*, aber immer so, daß elektrische Neutralität vorliegt – also **LiF** (**Li⁺; F⁻**) oder **CaF₂** (**Ca²⁺; 2F⁻**, aber niemals **LiF₂** oder **CaF**. Da die Ionen aber verschieden groß sind, ist die optimale räumliche Struktur nicht unmittelbar klar. In [diesem Link](#) (runterscrollen!) finden sich Bilder und weiterführende Links, falls es jemand genau wissen will.
- Für die einfacheren Ionenkristalle wie Kochsalz (**NaCl**) oder Flußspat (**CaF₂**) ist die Kristallstruktur jedenfalls "*kubisch*", allerdings auf irgendwie verschiedene Art, da sonst keine Elektroneutralität erzielt werden kann:



- Wir erwarten relativ große Bindungsenergien und damit keine ganz niedrigen *Schmelzpunkte*. Für E-Modul, thermischer Ausdehnungskoeffizient, maximale Bruchspannung etc. interessieren wir uns nicht mehr so besonders, das haben wir bereits abgehakt.

Wir schauen uns jetzt **erstmal** elektrische und optische Eigenschaften an.

- Wir wissen aus dem täglichen Leben: (Perfekte) Ionenkristalle sind durchsichtig und Isolatoren. Die Frage ist: Warum?
- Die Antwort ist: Sie haben keine **freien Elektronen**, d. h. Elektronen, die im gesamten Kristall herumlaufen können, also nicht mehr fest an ein Ion gebunden sind.

Wir merken uns schon mal:

Lichtabsorption in Kristallen = Energie- und Impulstransfer vom Photon ("Lichtteilchen") an ein **freies Elektron**

Elektrische Leitung im Kristall = Bewegung **freier Elektronen** im elektrischen Feld

- Aha! Deswegen sind alle guten Leiter (d. h. Metalle und ???) **undurchsichtig!** (Zu Ausnahmen wie den **durchsichtigen** Leitern, die wir für flache Bildschirme und Solarzellen brauchen, kommen wir später).

Braucht die **ET&IT** Ionenkristalle? Die einfachen wie **NaCl** eher nicht. Die etwas komplizierteren aber schon (kommt noch).

Hier die Aufgaben:

[Fragebogen](#)

Einfache Fragen zu 2.2.1