

4. Salze

4.1 Die Ionenbindung

V in ein Reagenzglas mit elementarem Natrium wird Chlorgas gegeben.

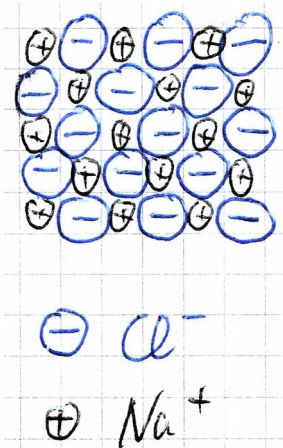
- B * weißer Niederschlag
* helles Licht



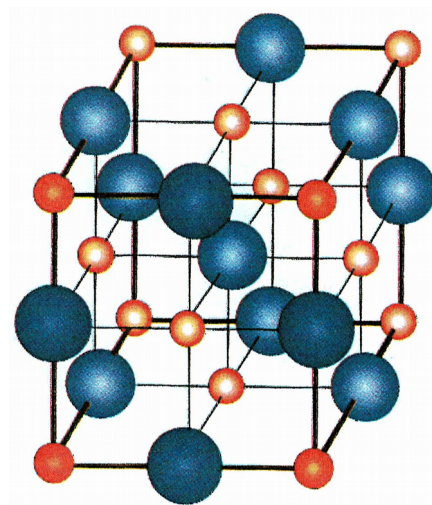
Die Anziehungskräfte zwischen Kationen und Anionen führen zur sehr starken **Ionenbindung**. Weil diese Kräfte in alle Richtungen wirken (\mathbb{R}^3) bildet sich ein Ionengitter.

Beispiel: NaCl

2-diemnsional



3-dimensional



4.2 Ionengleichungen

Regel	Beispiel: Al, O ₂
1. Aufstellen der Kationengleichung (Oxidation: Elektronenabgabe)	<u>Ox:</u> Al → Al ³⁺ + 3e ⁻ /*4
2. Aufstellen der Anionengleichung (Reduktion: Elektronenaufnahme)	<u>Red:</u> O ₂ + 4e ⁻ → 2O ²⁻ /*3
3. Gesamtgleichung (RedOx: Elektronenübergang)	<u>RedOx:</u> 4Al + 3O ₂ → 4Al ³⁺ + 6O ²⁻ Al ₄ O ₆ → Al ₂ O ₃

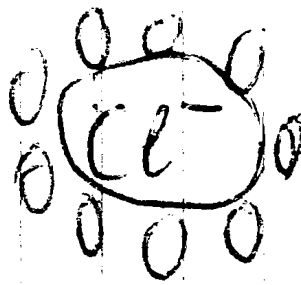
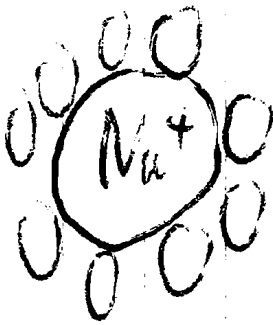
4.3 Die Eigenschaften der Salze:

- elektrische Leitfähigkeit:

Voraussetzung: frei bewegliche Ladungsträger

- im festen Zustand: keine elektrische Leitfähigkeit
- **nur** in Salzschnmelzen oder in wässrigen Lösungen

- meist gute Wasserlöslichkeit

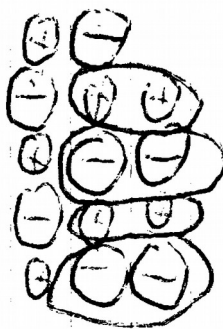
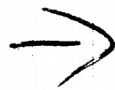


Hydrathülle

- hart und spröde



Salz



glatter Bruch

- kristalline Feststoffe

- hohen Schmelz- und Siedetemperaturen

Grund: starke Ionenbindung zwischen den einzelnen Teilchens