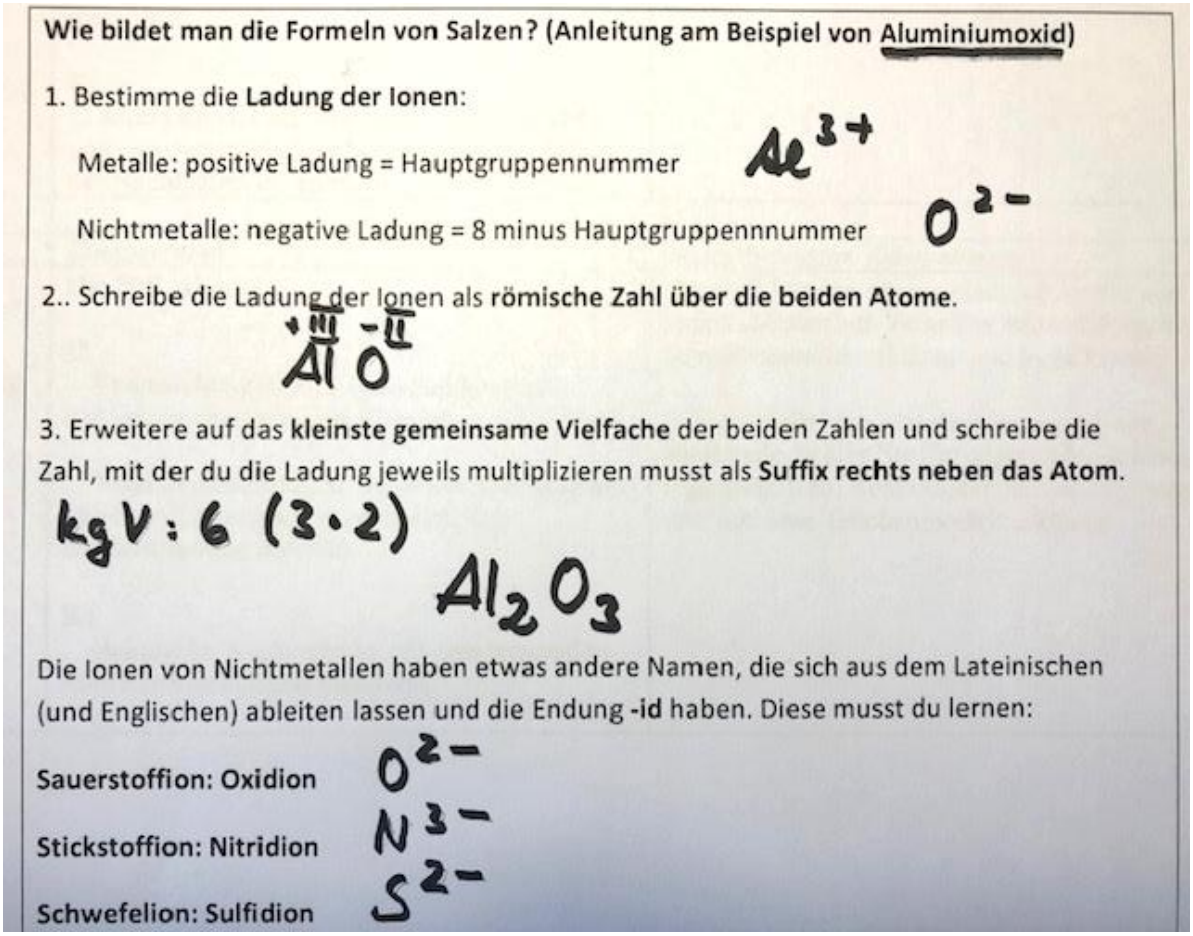
Salze: Ionische Stoffe

Salze bilden **Kristalle** und sind **spröde**, d.h. sie zerbrechen oder zerbröseln unter Druckeinwirkung. Sie sind bei Raumtemperatur fest, da sie **hohe Schmelztemperaturen** haben. Sie **leiten im festen Zustand keinen elektrischen Strom, aber in wässriger Lösung und im geschmolzenen Zustand**.

Salze werden durch **Reaktionen von Metallen mit Nichtmetallen** gebildet. Dabei läuft eine **Redoxreaktio**n ab: Metallatome geben ihre Valenzelektronen ab (Oxidation) und Nichtmetallatome nehmen so viele Elektronen auf (Reduktion), dass sie die **Oktettregel** erfüllen.

Die **kleinsten Teilchen der Salze sind daher Ionen**. Da Salze insgesamt elektrisch neutral sind, kommen die Ionen immer in dem Verhältnis vor, bei dem sich die Ladung der Kationen und Anionen gegenseitig aufheben. Die chemische Formel des Salzes ist also eine **Verhältnisformel**.



Wie bildet man die Formeln von Salzen? (Anleitung am Beispiel von Aluminiumoxid)

1. Bestimme die **Ladung der Ionen**:

Metalle: positive Ladung = Hauptgruppennummer Al^{3+}

Nichtmetalle: negative Ladung = 8 minus Hauptgruppennnummer O^{2-}

2.. Schreibe die Ladung der Ionen als **römische Zahl über die beiden Atome**.

$\overset{+III}{Al}\ \overset{-II}{O}$

3. Erweitere auf das **kleinste gemeinsame Vielfache** der beiden Zahlen und schreibe die Zahl, mit der du die Ladung jeweils multiplizieren musst als **Suffix rechts neben das Atom**.

kgV: 6 (3·2)

Al_2O_3

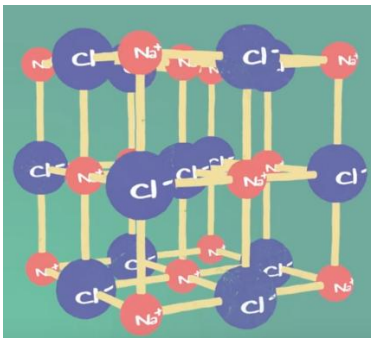
Die Ionen von Nichtmetallen haben etwas andere Namen, die sich aus dem Lateinischen (und Englischen) ableiten lassen und die Endung **-id** haben. Diese musst du lernen:

Sauerstoffion: Oxidion O^{2-}

Stickstoffion: Nitridion N^{3-}

Schwefelion: Sulfidion S^{2-}

Die Ionen bilden ein **Ionengitter** oder **Ionenkristall.** Zwischen den Ionen wirken starke **elektrostatische Anziehungskräfte** in alle Raumrichtungen: die **Gitterenergie**. Diese Kräfte können nur bei hohen Temperaturen überwunden werden. Dies erklärt die **hohen Schmelztemperaturen**.



Screenshot aus: https://www.youtube.com/watch?v=n6Dr3qY7c6M

Dort wird die Ionenbindung gut erklärt.

Wird auf ein Ionengitter **Druck** ausgeübt, verschieben sich die Ionen in dem Ionengitter. Dadurch kommt es zu einer sofortigen **Abstoßung zwischen den Ionen gleicher Ladung.** Der Kristall zerspringt, das Salz ist **spröde**.

Im Ionengitter sind Ionen an einem festen Platz. In einer Schmelze oder in wässriger Lösung sind die Ionen jedoch frei beweglich und können zu den Elektroden wandern. Dies erklärt die **elektrische Leitfähigkeit** im flüssigen und gelösten Zustand. An den Elektroden findet dann eine **Elektrolyse** statt. Dabei werden aus den Metallkationen Metallatome und aus den Nichtmetallanionen Moleküle.

Beispiel: Elektrolyse von Calciumfluorid

Reduktion $2\ F^- \rightarrow F_2 + 2\ e^-$ (Reaktion am Pluspol, der als Kathode dient)

Oxidation: $Ca^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Ca$ (Reaktion am Minuspol, der als Anode dient)

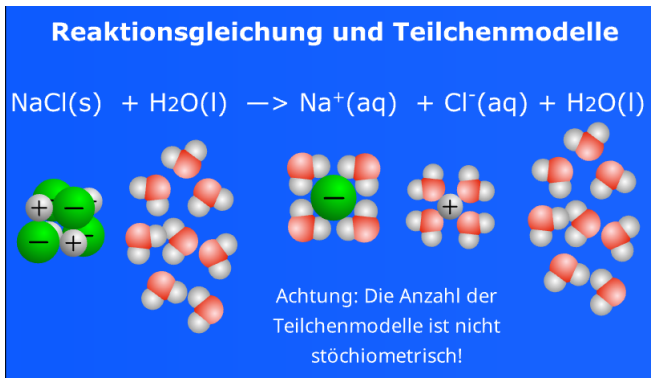
Redoxreaktion: $Ca^{2+} + 2\ F^- \rightarrow Ca + F_2$

https://www.youtube.com/watch?v=N_pvld47MGE

Salze können **gut oder schlecht wasserlöslich** sein. Beim Lösungsvorgang muss die **Gitterenergie** überwunden werden und die **Hydratationsenergie** (elektrostatische Anziehung zwischen den Dipolmolekülen des Wassers und den Ionen) wird frei. Das Verhältnis der beiden Energieformen, deren Werte für jedes Salz individuell sind, entscheidet, ob der Vorgang überhaupt stattfindet, oder endotherm oder exotherm ist.

https://www.youtube.com/watch?v=6mgcDw0eGLM

Es handelt sich um einen physikalischen Vorgang, bei dem Ionen-Dipolwechselwirkungen auftreten. Den Lösungsvorgang (Solvatisierung) kann man auch als Reaktionsgleichung darstellen:



Screenshot aus: https://www.chemie-interaktiv.net/flash_ruffle/ff_loesung_salz_modell.html