

# Anorganische Grundreaktionen Ch-AT

## 1. Teil

## Merkblatt mit Beispielen

Grundreaktionen.doc

Eine "Grundreaktion" ist eine allgemeingültige Reaktion von Stoffen typischer Stoffgruppen. Ihre **Kenntnis** und die **Fähigkeit zur Anwendung** bei konkreten Ausgangsstoffen kann eine große Hilfe sein, um einen systematischen Blick für die chemischen Reaktionen zu gewinnen.

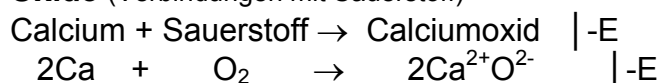


### 1. Binäre Metallverbindungen: Reaktionen zwischen Metall und Nichtmetall

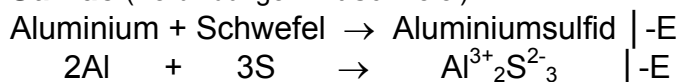
Die Stoffformel nennt zuerst das Metall, dann erst das Nichtmetall. Auch zwei Metalle oder zwei Nichtmetalle können sich verbinden, dann wird das im Periodensystem weiter links stehende Element zuerst genannt!

Bei eindeutigen Ionenverbindungen werden stets die Ionenformeln mit den Ionenladungen angegeben.

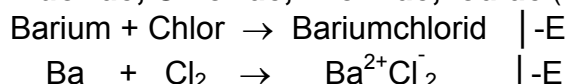
#### 1.1 **Oxide** (Verbindungen mit Sauerstoff)



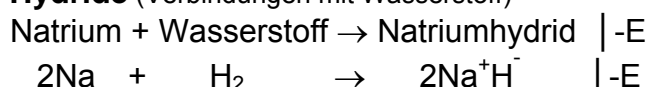
#### 1.2 **Sulfide** (Verbindungen mit Schwefel)



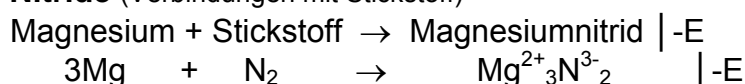
#### 1.3 **Fluoride, Chloride, Bromide, Iodide** (Verbindungen mit einem Halogen)



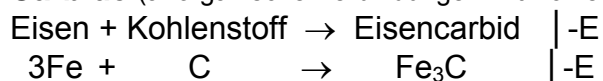
#### 1.4 **Hydride** (Verbindungen mit Wasserstoff)



#### 1.5 **Nitride** (Verbindungen mit Stickstoff)



#### 1.6 **Carbide** (anorganische Verbindungen mit Kohlenstoff)

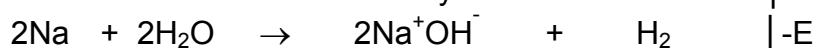


### 2. Hydroxidbildung: Reaktion von Metallen und Metalloxiden mit Wasser

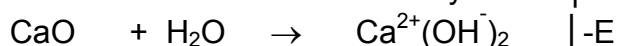
Zuerst wird in der Stoffformel wieder das Metall, dann das Hydroxid-Ion angegeben. Sind bei "mehrwertigen" Metallen mehrere Hydroxid-Ionen notwendig, wird in der Stoffformel das Hydroxid-Ion in Klammern gesetzt und mit einer Indexzahl ihre Anzahl angegeben.

Hydroxide sind Ionenverbindungen. Angegeben sind daher die Ionenformeln mit den Ionenladungen.

#### 2.1 Natrium + Wasser → Natriumhydroxid + Wasserstoff | -E



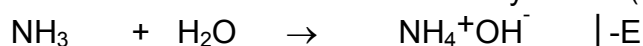
#### 2.2 Calciumoxid + Wasser → Calciumhydroxid | -E



In Wasser gelöste Hydroxide werden auch als „Laugen“ bezeichnet. Für einige Laugen sind Trivialbezeichnungen gebräuchlich und zulässig: Natronlauge, Kalilauge, Kalkwasser, Barytwasser

Sonderfall: Einige metallfreie Moleküle können wie Metalloxide Hydroxide bilden.

#### 2.3 Ammoniak + Wasser → Ammoniumhydroxid (trivial: Salmiakgeist)



# Anorganische Grundreaktionen

# Ch

## 2. Teil

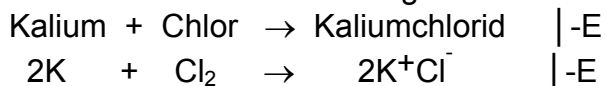
Merkblatt mit Beispielen

### 3. Salze: Bildungsreaktionen

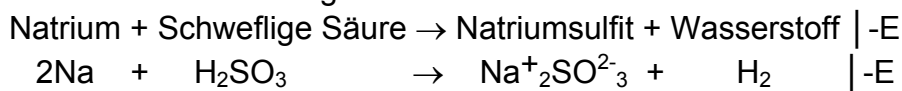
Ein Salz ist meist eine Ionenverbindung aus einem oder mehreren Metallionen und einem oder mehreren Säurerestionen. Die Stelle eines Metallions kann auch das Ammoniumion einnehmen, vgl. 3.4 b).

Bei eindeutigen Ionenverbindungen werden hier ebenfalls stets die Ionenformeln mit den Ionenladungen angegeben.

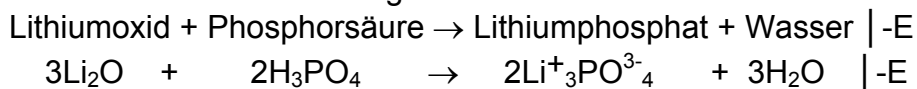
#### 3.1 **Metall und Nichtmetall** reagieren zu einem Salz



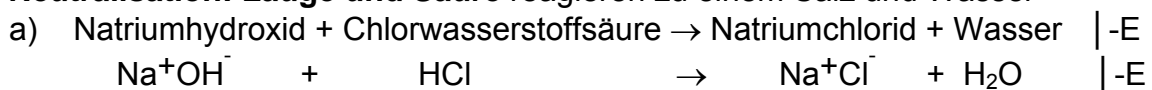
#### 3.2 **Metall und Säure** reagieren zu einem Salz und Wasserstoff



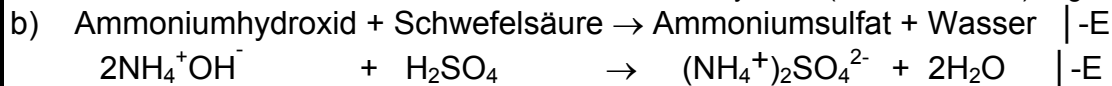
#### 3.3 **Metalloxid und Säure** reagieren zu einem Salz und Wasser



#### 3.4 **Neutralisation: Lauge und Säure** reagieren zu einem Salz und Wasser

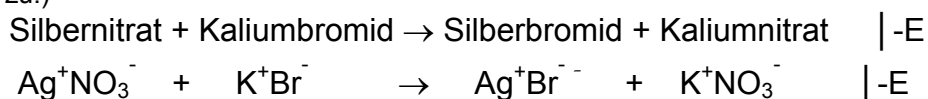


An dieser Stelle soll als Edukt auch einmal Ammoniumhydroxid (s. Reaktion 2.3) angeführt werden:

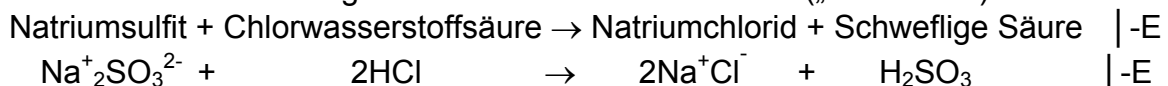


#### 3.5 **Salz 1 und Salz 2** reagieren zu Salz 3 und Salz 4

(Diese Reaktion ist nur möglich, wenn eines der Produkte wasserunlöslich ist – hier trifft das für  $\text{Ag}^+\text{Br}^-$  zu.)

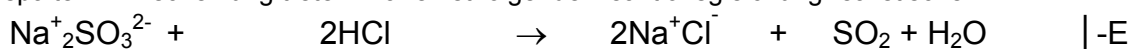


#### 3.6 **Salz 1 und Säure 1** reagieren zu **Salz 2** und **Säure 2** („Umsalzen“)



(Diese Reaktion ist nur möglich, wenn die Säure 1 stärker als die im Salz 1 als Säurerestion enthaltene Säure ist.)

Die hier entstehende Säure 2, die schwächer ist, wird in der Praxis häufig in ihr Anhydrid und Wasser gespalten in Erscheinung treten. Daher ist folgende Reaktionsgleichung realistischer:



### 4. Säuren: Bildungsreaktionen

Eine Säure ist ein Stoff, der in wässriger Lösung pro Säuremolekül ein oder mehrere Wasserstoffionen ( $H^+$ ) freisetzen kann.

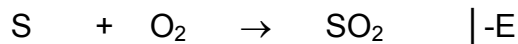
Die Bildung einer sauerstoffhaltigen Säure ("Sauerstoffsäure") läuft zweistufig ab:

- Das für die jeweilige Säure typische Element (meist ein Nichtmetall) wird in Oxidform überführt.
- Das entstandene Oxid („Säureanhydrid“) reagiert dann mit Wasser zu einer Säure.

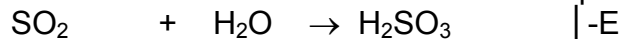
Sauerstofffreie Säuren sind dagegen wässrige Lösungen von z. B. Verbindungen aus Wasserstoff und Nichtmetallen (manchmal auch Übergangselementhydriden).

#### 4.1 **Bildung der Schwefligen Säure** ("Sauerstoffsäure"):

- a) Nichtmetall + Sauerstoff  $\rightarrow$  Nichtmetalloxid

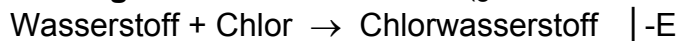


- b) Nichtmetalloxid + Wasser  $\rightarrow$  Säure  $\begin{array}{l} | \\ -E \end{array}$



Die Säureeigenschaft entfaltet sich erst mit der Dissoziation in Wasser, Ionen und ihre Bezeichnungen siehe Säuretafel!

#### 4.2 **Bildung der Chlorwasserstoff** (gelöst in Wasser: Salzsäure) ("sauerstofffreie Säure")



Die Säureeigenschaft entfaltet sich hier ebenfalls erst mit der Dissoziation in Wasser; Ionen und ihre Bezeichnungen siehe Säuretafel!

Anmerkung: Eine ganze Reihe von anorganischen „Säuren“ existiert nur in Form ihrer Salze.

Beispiel: Kieselsäure.

Der Versuch, die Reaktion 3.6) anzuwenden, führt in diesen Fällen dann dazu, dass als Produkte ausschließlich das Säureanhydrid und Wasser anfallen.