



# Grundwissen Chemie

9. Jahrgangsstufe (NTG)



# 1. Analytische Chemie

## Qualitative Analysemethoden

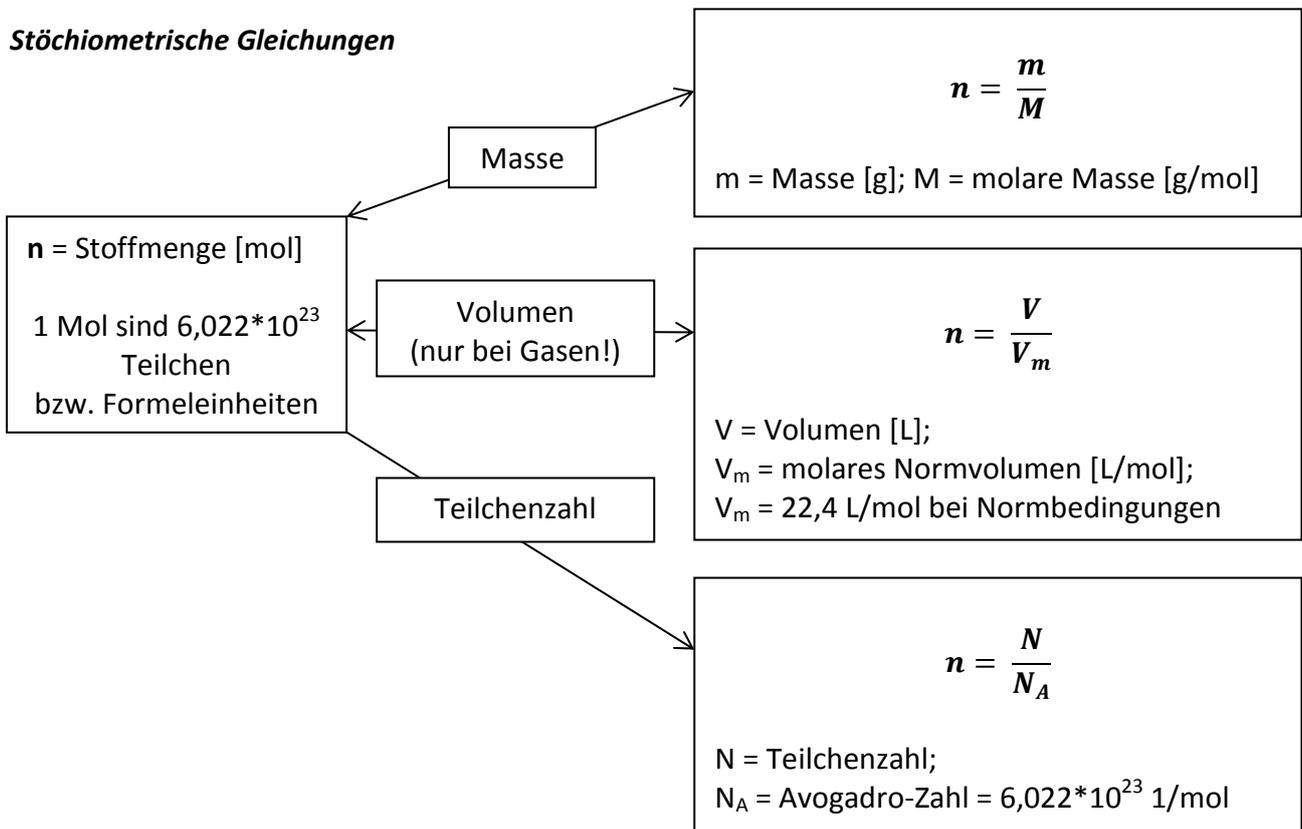
- Frage nach der stofflichen Zusammensetzung
- Sauerstoff: Glimmspanprobe
- Wasserstoff: Knallgasprobe:  $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
- Alkalimetall-Kationen: Flammenfärbung (dient als Vorprobe)
- Methode: Fällungsreaktionen
- Kohlenstoffdioxid: Fällungsreaktion mit Kalkwasser (=Calciumhydroxid-Lösung  $\text{Ca}(\text{OH})_2 \text{aq}$ ):  
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{aq}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CaCO}_3 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

## Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen:

### Vorgehen bei der Berechnung stöchiometrischer Aufgaben:

1. Notiere gegebene und gesuchte Größen!
2. Stelle die Reaktionsgleichung auf!
3. Leite aus der Reaktionsgleichung das Stoffmengenverhältnis ab!
4. Löse die passende Gleichung nach der gesuchten Größe auf und berechne sie!

### Stöchiometrische Gleichungen



Vgl. auch unter 3.: Stoffmengenkonzentration

## 2. Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

### Die Atombindung

#### **Orbitalmodell:**

Die Elektronen in der Atomhülle befinden sich in Orbitalen (Räume mit hoher Aufenthaltswahrscheinlichkeit). Ein Orbital kann mit maximal 2 Elektronen besetzt werden. Vereinfachend kann man besetzte Orbitale auch als Elektronenwolken betrachten.

Bei der Entstehung einer Atombindung werden Atomorbitale zu Molekülorbitalen kombiniert, d.h. ein bindendes Elektronenpaar befindet sich in einem bindenden Molekülorbital, welches eine zusammenhängende Elektronenwolke zwischen zwei Atomrümpfen darstellt.

#### **Wiederhole: Grundwissen 8, S.8: Regeln zum Erstellen von Valenzstrichformeln**

Dazu:

Zuordnung von Formalladungen;

Ermittlung der Gesamtladung durch Addition der Formalladungen

#### **Gestalt von Molekülen und Eigenschaften von Molekülen**

#### **Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA-Modell):**

Die negativ geladenen Elektronenwolken stoßen sich gegenseitig ab, so dass sie den größtmöglichen Abstand zueinander annehmen. Freie Elektronenpaare nehmen mehr Platz ein als bindende Elektronenpaare. Es ergeben sich z.B. Molekülgestalten:

| Bindungen und freie EP  | Struktur           | Beispiele (mit Bindungswinkel; selbst ergänzen!) |
|---|--------------------|--|
| 4 Bindungen   | Tetraedrisch       |  |
| 3 Bindungen, 1 freies EP  | trigonal-pyramidal |  |
| 2 Bindungen, 2 freie EP   | Gewinkelt          |  |
| 1 Bindung, 3 freie EP<br>oder<br>2 Doppelbindungen<br>oder<br>1 Einfach- und 2<br>Dreifachbindungen | Linear             |  |
| 3 Bindungen, 0 freie EP   | trigonal-planar    |  |

**Polare Moleküle (Dipole)**

Ein Molekül ist polar, wenn es...

1. Polare Atombindungen enthält **und**
2. diese polaren Bindungen asymmetrisch angeordnet sind, so dass die Schwerpunkte von positiver und negativer Ladung **nicht** am selben Ort liegen.

**Elektronegativität:**

Unter der Elektronegativität versteht man die Fähigkeit eines Atoms, die Elektronen innerhalb einer Elektronenpaarbindung an sich zu ziehen (Tendenzen vgl. Ionisierungsenergie!); unterscheiden sich zwei Bindungspartner in ihrer Elektronegativität, so ist die Bindung polar.

**Zwischenmolekulare Kräfte:**

• **van-der-Waals-Wechselwirkungen (VdWK):**

zwischen unpolaren Molekülen; beruhen auf spontanen und induzierten Dipolen; schwache Wechselwirkungen

• **Dipol-Dipol-Wechselwirkungen:**

zwischen Dipol-Molekülen oder zwischen Dipol-Molekülen und Ionen; stärkere Wechselwirkung als VdWK

• **Wasserstoffbrücken (H-Brücken):**

Voraussetzungen: eine stark polare Bindung und ein stark elektronegatives Atom mit mindestens einem freien Elektronenpaar (z.B. H<sub>2</sub>O); stärkste zwischenmolekulare Wechselwirkung. (Merkhilfe: **H-FON**)

**3. Protonenübergänge**

|                        | <b>Brönsted-Säure</b>  | <b>Brönsted -Base</b>  |
|------------------------|--|--|
| <b>Definition</b>      | <b>Säuren</b> sind Verbindungen, die H <sup>+</sup> -Ionen (Protonen) abspalten können ( <b>Protonendonatoren</b> ). Es bleibt ein Säurerest-Anion zurück.                         | <b>Basen</b> sind Verbindungen, die H <sup>+</sup> -Ionen (Protonen) aufnehmen können ( <b>Protonenakzeptoren</b> ). |
| <b>Voraussetzungen</b> | Positiv polarisiertes Wasserstoff-Atom.  | Freies Elektronenpaar.   |
| <b>Wässrige Lösung</b> | <b>Saure Lösungen</b> entstehen, wenn eine Säure ein Proton an ein Wassermolekül überträgt. Es entstehen ein Oxonium-Ion (H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ) und ein Säurerest-Anion. | <b>Alkalische Lösungen</b> sind wässrige Lösungen, die Hydroxid-Ionen (OH <sup>-</sup> ) enthalten.                  |

**Säure-Base-Reaktionen:**

Säure-Base-Reaktionen sind **Protonenübertragungsreaktionen (Protolysen)**. Sie laufen nach dem **Donator-Akzeptor-Prinzip** ab: Protonen werden von Säure-Teilchen auf Base-Teilchen übertragen.

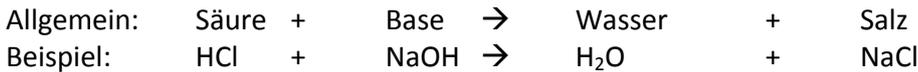
**Ampholyte:**

Stoffe, die sowohl als Protonendonator (Säure) als auch als Protonenakzeptor (Base) wirken können;



**Neutralisation:**

Reaktion zwischen einer Säure und einer Base;



**Indikatoren:**

Stoffe, die durch ihre Farbe anzeigen, ob wässrige Lösungen sauer, alkalisch oder neutral sind. z.B.:

Lackmus: sauer: rot; neutral: violett; alkalisch: blau  
 Bromthymolblau (BTB): sauer: gelb; neutral: grün; alkalisch: blau

**pH-Wert:**

Der pH-Wert ist ein Maß für den Gehalt einer wässrigen Lösung an Oxonium-Ionen und an Hydroxid-Ionen. Er gibt damit die Stärke der sauren bzw. alkalischen Lösung an.

pH < 7: sauer  
 pH = 7: neutral  
 pH > 7: alkalisch

**Stoffmengenkonzentration c (Ergänzung zu 1. Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen)**

$$c(X) = \frac{n(X)}{V}$$

Einheit: [mol/l]

**Titration (Maßanalyse):**

Methode zur Ermittlung der Stoffmengenkonzentration. Dabei tropft man eine Maßlösung genau bekannter Konzentration zu einem bestimmten Volumen der Probelösung bis ein Indikator umschlägt. Über Reaktionsgleichung und Stoffmengenverhältnis kann die Konzentration der Probelösung ermittelt werden.

**Wichtige Säuren**

| Name   | Formel  | Säurerest(e)   | Name   |
|--|---|--|--|
| Chlorwasserstoff, als wässrige Lösung „Salzsäure“<br>Andere Wasserstoffhalogenide ähnlich! | HCl   | Cl <sup>-</sup>  | Chlorid-Ion  |
| Schwefelsäure<br>Hydrosulfat-Ion   | H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub><br>HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>   | HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup><br>SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>   | Hydrosulfat-Ion<br>Sulfat-Ion                                  |
| Schweflige Säure<br>Hydrosulfit-Ion  | H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub><br>HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>   | HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup><br>SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>   | Hydrosulfit-Ion<br>Sulfit-Ion                                  |
| Kohlensäure<br>Hydrogencarbonat-Ion  | H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub><br>HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>   | HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup><br>CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>   | Hydrogencarbonat-Ion<br>Carbonat-Ion                           |
| Phosphorsäure<br>Dihydrogenphosphat-Ion<br>Hydrogenphosphat-Ion                            | H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub><br>H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup><br>HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> | H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup><br>HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup><br>PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> | Dihydrogenphosphat-Ion<br>Hydrogenphosphat-Ion<br>Phosphat-Ion |
| Salpetersäure  | HNO <sub>3</sub>  | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>   | Nitrat-Ion   |
| Salpetrige Säure   | HNO <sub>2</sub>  | NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>   | Nitrit-Ion   |
| Ammonium-Ion   | NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>  | NH <sub>3</sub>  | Ammoniak   |

(Zur Erinnerung: Benennung von Anionen – lat./griech. Stamm des Elementnamens + Endung –id)

Bei sauerstoffhaltigen Säuren lässt sich ein Nichtmetalloxid („Säureanhydrid“) zuordnen, welches mit Wasser zur betreffenden Säure reagiert; z.B.:  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

### Wichtige Basen

| Name         | Formel          | Verbindungen                            | wässrige Lösung   |
|--------------|-----------------|---|---|
| Ammoniak     | $\text{NH}_3$   |   | Ammoniaklösung, enthält $\text{NH}_4^+$ und $\text{OH}^-$ |
| Hydroxid-Ion | $\text{OH}^-$   | NaOH<br>KOH<br>$\text{Ca}(\text{OH})_2$ | Natronlauge<br>Kalilauge<br>Kalkwasser                    |
| Oxid-Ion     | $\text{O}^{2-}$ | Lösliche Oxide, z.B.<br>CaO             | Entwickeln in wässriger Lösung<br>$\text{OH}^-$ -Ionen    |

Oxide der Alkali- und Erdalkalimetalle reagieren mit Wasser zu alkalischen Lösungen.

### 9.5 Elektronenübergänge

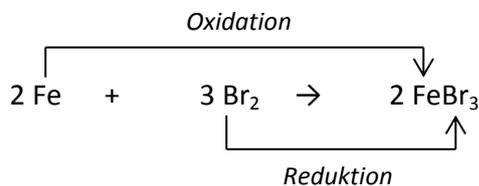
#### Redoxreaktionen:

Redoxreaktionen sind **Elektronenübertragungsreaktionen**. Sie laufen nach dem **Donator-Akzeptor-Prinzip** ab:

- **Oxidation:** Abgabe von Elektronen; die Oxidationszahl wird erhöht
- **Reduktion:** Aufnahme von Elektronen; die Oxidationszahl wird erniedrigt
- **Oxidationsmittel:** Elektronenakzeptor
- **Reduktionsmittel:** Elektronendonator

z.B.

Reduktionsmittel: Fe



wird oxidiert:  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^-$

Oxidationsmittel:  $\text{Br}_2$

wird reduziert:  $\text{Br}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Br}^-$

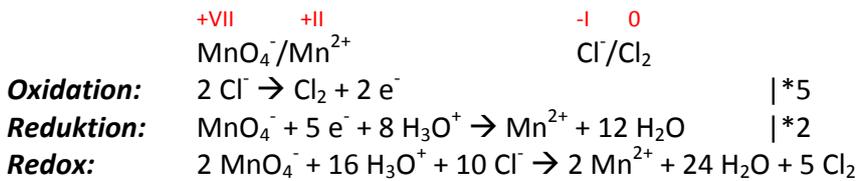
#### Oxidationszahl:

Oxidationszahlen sind gedachte Ladungszahlen, die Atomen in Elementen, Verbindungen und Ionen zugeordnet werden. Zur Bestimmung der Oxidationszahlen werden die Bindungselektronen dem elektronegativeren Bindungspartner zugeschrieben. Oxidationszahlen sind ein Werkzeug zum Zählen von Elektronen.

#### Vorgehen beim Erstellen von Redoxgleichungen:

- Aufstellen der Redoxpaare
- Ermitteln sich ändernder Oxidationszahlen
- Aufstellen der Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion mit
  - Elektronenausgleich
  - Ladungsausgleich mit  $\text{H}_3\text{O}^+$  (sauer),  $\text{OH}^-$  (alkalisch) oder  $\text{O}^{2-}$  (wasserfrei)
  - Ausgleich der O- und H-Atome durch Wassermoleküle
- Aufstellen der Gesamtgleichung nach KgV der Elektronenzahlen

Beispiel: Beim Zutropfen von Salzsäure ( $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ ) zu festem Kaliumpermanganat  $\text{KMnO}_4$  entsteht Chlor.



### Elektrolyse:

Elektrolysen sind elektrisch erzwungene, endotherme Redoxreaktionen.

- Voraussetzung: geschlossener Stromkreis: in den Kabeln fließen Elektronen, in der Lösung oder in der Schmelze findet Ionenwanderung statt
- Kationen wandern zur Kathode (Minus-Pol) und werden dort reduziert.
- Anionen wandern zu Anode (Plus-Pol) und werden dort oxidiert.

### Galvanische Elemente:

Eine Zusammenstellung aus zwei verschiedenen, räumlich getrennten Redoxsystemen nennt man Galvanisches Element. Galvanische Elemente wandeln chemische Energie in elektrische Energie.