

# Grundwissen Chemie 9. Jahrgangsstufe NTG

## 1. Qualitative Analyse

→ Auskunft über die *Art* der in einer Probe enthaltenen Stoffe

### 1.1 Ionennachweise

Ion	Nachweisreaktion	Ergebnis
$\text{Na}^+$	Flammenfärbung	gelborange Flamme
$\text{K}^+$	Flammenfärbung	violette Flamme
$\text{NH}_4^+$	Zugabe von konz. Natronlauge	stechender Geruch ( $\text{NH}_3$ ), Blaufärbung von feuchtem Lackmus-Papier
$\text{Cl}^-$	Zugabe von $\text{AgNO}_3$ -Lösung	weißer Niederschlag ( $\text{AgCl}$ )
$\text{CO}_3^{2-}$ in Lösung	Zugabe von $\text{CaCl}_2$ -Lösung	weißer Niederschlag ( $\text{CaCO}_3$ )
$\text{CO}_3^{2-}$ in Feststoffen	Zugabe von verd. Salzsäure	Aufschäumen: $\text{CO}_2$ - Entwicklung
$\text{SO}_4^{2-}$	Zugabe von $\text{BaCl}_2$ -Lösung	weißer Niederschlag ( $\text{BaSO}_4$ )

### 1.2 Nachweis molekularer Stoffe

$\text{H}_2$	Knallgasprobe
$\text{O}_2$	Glimmspanprobe
$\text{CO}_2$	Trübung von Kalkwasser
$\text{H}_2\text{O}$	Blaufärbung von weißem $\text{CuSO}_4$
Stärke	Blaufärbung mit Lugolscher Lösung ( $\text{I}_2/\text{KI}$ -Lösung)

## 2. Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

### 2.1 Größen, Konstanten und Größengleichungen

Größe	Symbol	Einheit	
Masse	m	g	
Volumen	V	l	
Dichte	$\rho$	g/ml	$\rho = \frac{m}{V}$
Teilchenzahl	N		
Stoffmenge	n	mol	1 mol eines Stoffes enthält genau $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen
molare Masse	M	g/mol	Molare Masse = Masse von $N_A$ Teilchen eines Stoffes, d. h. die Masse in Gramm, die im Zahlenwert mit der Atom-, Molekül- oder Formelmasse übereinstimmt
molares Volumen	$V_m$	l/mol	1 mol eines idealen Gases nimmt bei Normalbedingungen ( $0^\circ\text{C}$ , 1013 hPa) den Raum von 22,4 l ein und enthält $N_A$ Teilchen.
Avogadro-Konstante	$N_A$	$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen}}{\text{mol}}$	
atomare Masseneinheit		u	$1\text{u} = \frac{1}{N_A} \text{g} \iff$ $1\text{g} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{u}$
Atommasse	$m_A$	u	
Molekülmasse	$m_M$	u	
Formelmasse	$m_M$	u	bei Salzen
Stoffmengenkonzentration	c	$\frac{\text{mol}}{\text{l}}$	$c(X) = \frac{n(X)}{V_{\text{Lösung}}}$

### Beispiele:

$m_A(\text{C}) = 12 \text{ u}$	$M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$	Sprich: Molare Masse von Kohlenstoff
$m_M(\text{CO}_2) = 44 \text{ u}$	$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}$	Sprich: Molare Masse von Kohlenstoffdioxid
$m_A(\text{H}) = 1 \text{ u}$	$M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$	Sprich: Molare Masse bezogen auf H-Atome
$m_M(\text{H}_2) = 2 \text{ u}$	$M(\text{H}_2) = 2 \text{ g/mol}$	Sprich: Molare Masse bezogen auf H <sub>2</sub> -Moleküle

1 mol C	enthält	$6,022 \cdot 10^{23}$ C-Atome	und hat die Masse 12 g.
1 mol CO <sub>2</sub>	enthält	$6,022 \cdot 10^{23}$ CO <sub>2</sub> -Moleküle	und hat die Masse 44 g.
1 mol H	enthält	$6,022 \cdot 10^{23}$ H-Atome	und hat die Masse 1 g.
1 mol H <sub>2</sub>	enthält	$6,022 \cdot 10^{23}$ H <sub>2</sub> -Moleküle	und hat die Masse 2 g.

### Größengleichungen:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{N}{N_A}$$

$$n = \frac{V}{V_m} \quad (\text{Gilt nur bei Gasen!})$$

## 2.2 Energieumsatz bei chemischen Reaktionen

Reaktionsenergie $\Delta E_R$	Änderung der inneren Energie bei einer unter konstantem Druck ablaufenden chemischen Reaktion $\Delta E_R = E_{i(\text{Produkte})} - E_{i(\text{Edukte})}$
Molare Bildungsenergie $\Delta E_B$	$\Delta E_B$ einer Verbindung ist die Energie, die bei der Bildung eines Mols der Verbindung aus den Elementen auftritt; Einheit: kJ/mol. Bildungs- und Zersetzungsenergie einer Verbindung sind im Betrag gleich groß, aber im Vorzeichen verschieden. Für Elemente gilt: $\Delta E_B = 0$ . (Bildungsenergie $\neq$ Bindungsenergie! Def. Bindungsenergie s. Grundwissen 8. Jgst. Kap. 7.2)

### Hessscher Satz:

Die Reaktionsenergie ist nur vom Ausgangs- und Endzustand des Systems abhängig, nicht aber vom Reaktionsweg.

## 2.3 Stöchiometrische Berechnungen

### Aussagen einer Reaktionsgleichung

Beispiel: Wassersynthese aus den Elementen

	$2 \text{ H}_2$	$+ \text{ O}_2$	$\rightarrow$	$2 \text{ H}_2\text{O}$
Edukte und Produkte	Wasserstoff	+ Sauerstoff	$\rightarrow$	Wasser
Zahlenverhältnis der reagierenden Teilchen	2 Moleküle $\text{H}_2$	+ 1 Molekül $\text{O}_2$	$\rightarrow$	2 Moleküle $\text{H}_2\text{O}$
Verhältnis der Stoffmengen	2 mol $\text{H}_2$	+ 1 mol $\text{O}_2$	$\rightarrow$	2 mol $\text{H}_2\text{O}$
Massenverhältnisse	4 g $\text{H}_2$	+ 32 g $\text{O}_2$	$\rightarrow$	36 g $\text{H}_2\text{O}$
Bei Gasen: Volumenverhältnisse	44,8 l $\text{H}_2$	+ 22,4 l $\text{O}_2$	$\rightarrow$	44,8 l $\text{H}_2\text{O}$ -Dampf

### Vorgehen bei einer stöchiometrischen Berechnung

Beispiel: Berechne

a) die Masse an Silber, die	b) das Volumen an Sauerstoff, das
man bei der Thermolyse von 3,5 g Silber(I)-oxid erhält.	
<i>1. Schritt: Reaktionsgleichung aufstellen</i>	
$2 \text{ Ag}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{ Ag} + \text{ O}_2$	
<i>2. Schritt: Gegebene und gesuchte Werte notieren</i>	
Gegeben: $m(\text{Ag}_2\text{O}) = 3,5 \text{ g}$	
Gesucht: $m(\text{Ag})$	Gesucht: $V(\text{O}_2)$
<i>3. Schritt: Benötigte molare Massen notieren</i>	<i>3. Schritt: Benötigte molare Massen und Volumina notieren</i>
$M(\text{Ag}) = 108 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	$M(\text{Ag}_2\text{O}) = 232 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad V_m = 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$
<i>4. Schritt: Stoffmengenverhältnisse aufstellen</i>	
$\frac{n(\text{Ag})}{n(\text{Ag}_2\text{O})} = \frac{2}{1}$	$\frac{n(\text{O}_2)}{n(\text{Ag}_2\text{O})} = \frac{1}{2}$
<i>5. Schritt: Stoffmenge n ersetzen durch <math>\frac{m}{M}</math> bzw. durch <math>\frac{V}{V_m}</math></i>	
$\frac{\frac{m(\text{Ag})}{M(\text{Ag})}}{\frac{m(\text{Ag}_2\text{O})}{M(\text{Ag}_2\text{O})}} = \frac{2}{1}$	$\frac{\frac{V(\text{O}_2)}{V_m}}{\frac{m(\text{Ag}_2\text{O})}{M(\text{Ag}_2\text{O})}} = \frac{1}{2}$
<i>6. Schritt: Nach der gesuchten Größe auflösen</i>	
$\frac{m(\text{Ag})}{M(\text{Ag})} = 2 \cdot \frac{m(\text{Ag}_2\text{O})}{M(\text{Ag}_2\text{O})}$	$\frac{V(\text{O}_2)}{V_m} = \frac{1}{2} \cdot \frac{m(\text{Ag}_2\text{O})}{M(\text{Ag}_2\text{O})}$
$m(\text{Ag}) = 2 \cdot \frac{m(\text{Ag}_2\text{O})}{M(\text{Ag}_2\text{O})} \cdot M(\text{Ag}) =$	$V(\text{O}_2) = \frac{1}{2} \cdot \frac{m(\text{Ag}_2\text{O})}{M(\text{Ag}_2\text{O})} \cdot V_m =$
$2 \cdot \frac{3,5 \text{ g}}{232 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 108 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = \underline{3,26 \text{ g}}$	$\frac{1}{2} \cdot \frac{3,5 \text{ g}}{232 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}} = \underline{0,17 \text{ l}}$

### 3. Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

#### 3.1 Das Orbitalmodell

Definitionen:

Ein **Orbital** ist der Raum, in dem ein Elektron mit sehr hoher Wahrscheinlichkeit anzutreffen ist. Ein Orbital kann mit maximal 2 Elektronen besetzt sein.

Als **Atomorbitale** bezeichnet man die Aufenthaltsbereiche der Elektronen eines Atoms. Ein **Molekülorbital** ist der Aufenthaltsbereich der an einer Bindung beteiligten Elektronen eines Moleküls. Dabei durchdringen sich die Atomorbitale gegenseitig.

#### 3.2 Das Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA-, VSEPR-Modell)

Das VSEPR-Modell ist ein Modell zur Ermittlung des räumlichen Baus eines Moleküls.

Annahmen und Regeln:

- Betrachtet werden nur die Außenelektronen eines Atoms.
- Die Elektronen befinden sich in Orbitalen (= negative Ladungswolken), die sich gegenseitig abstoßen.
- Im Folgenden sollen nur Atome mit 8 (bindenden und nicht bindenden) Außenelektronen betrachtet werden. Die Anzahl der Orbitale bei diesen Atomen beträgt 4.  
Ausnahme: Beim H-Atom ist nur 1 Orbital vorhanden.
- Da sich die Orbitale gegenseitig abstoßen, ordnen sie sich in größtmöglichem und gleich weitem Abstand voneinander an:

Vier Elektronenwolken um ein Atom → tetraedrische Anordnung  
Drei Elektronenwolken um ein Atom → trigonal-planare Anordnung  
Zwei Elektronenwolken um ein Atom → lineare Anordnung

- Ein Orbital kann höchstens 2 Elektronen aufnehmen.
- Die Orbitale werden zunächst einfach besetzt.
- Nicht bindende Elektronenpaare nehmen mehr Raum ein und stoßen sich und andere Elektronenpaare stärker ab als bindende Elektronenpaare.
- Die Elektronenwolken einer Mehrfachbindung werden bezüglich des Platzbedarfs in erster Näherung wie eine Einfachbindung behandelt.

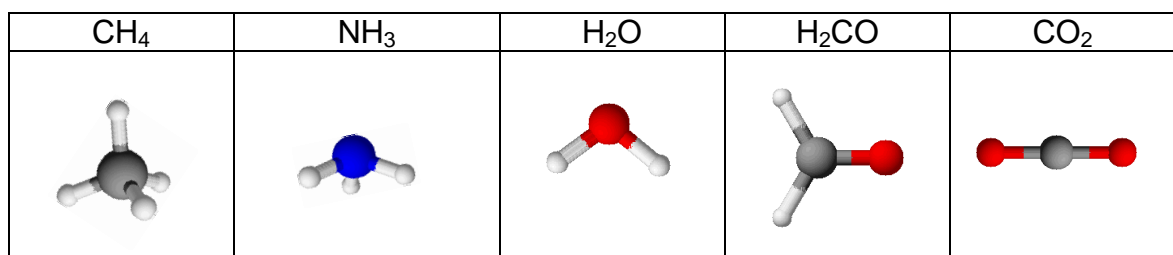
Da die Elektronenwolken in eine bestimmte Raumrichtung weisen, ist die Atombindung im Gegensatz zur Ionenbindung räumlich gerichtet. Die Moleküle weisen deshalb bestimmte Raumstrukturen auf:

Beispiele für Molekülstrukturen:

CH <sub>4</sub> -Molekül	tetraedrisch
NH <sub>3</sub> -Molekül	pyramidal
H <sub>2</sub> O-Molekül	gewinkelt

↓  
Abnahme des Bindungswinkels  
aufgrund des größeren Raumbedarfs und der  
stärkeren Abstoßung der nicht bindenden e<sup>-</sup>-Paare

H <sub>2</sub> CO-Molekül	trigonal-planar
CO <sub>2</sub> -Molekül	linear



### 3.3 Die polare Atombindung

In einer polaren Atombindung ist die Ladungsverteilung asymmetrisch. Ursache ist die unterschiedliche **Elektronegativität** der Bindungspartner.

Elektronegativität (EN)	Maß für die Fähigkeit eines Atoms, im Atomverband Elektronen anzuziehen. Die EN steigt innerhalb einer Periode von links nach rechts und sinkt innerhalb einer Gruppe von oben nach unten. Das F-Atom hat die höchste EN: 4,0.
-------------------------	--

Beispiel:  $\text{H} \longrightarrow \overline{\text{Cl}}$

Das bindende Elektronenpaar befindet sich näher am Cl-Atom.

Die an der Bindung beteiligten Atome erhalten dadurch Teilladungen:

Das H-Atom ist partiell positiv ( $\delta^+$ ), das Cl-Atom partiell negativ ( $\delta^-$ ) geladen.

Das HCl-Molekül ist ein **Dipol**.

Dipol	Molekül mit asymmetrischer Ladungsverteilung, das aber als Ganzes elektrisch neutral ist.
-------	---

Voraussetzungen für den Dipolcharakter eines Moleküls:

- Hohe EN-Differenz ( $\Delta\text{EN}$ ) der Bindungspartner
- asymmetrischer Molekülbau, so dass die Ladungsschwerpunkte der positiven und negativen Teilladung nicht zusammenfallen

Weitere Beispiele:

NH <sub>3</sub> -Molekül	Dipol	Hohe $\Delta\text{EN}$ der Bindungspartner, pyramidaler Bau des Moleküls → die Ladungsschwerpunkte der positiven und negativen Teilladung fallen nicht zusammen
H <sub>2</sub> O-Molekül	Dipol	Hohe $\Delta\text{EN}$ der Bindungspartner, gewinkelter Bau des Moleküls → die Ladungsschwerpunkte der positiven und negativen Teilladung fallen nicht zusammen
CCl <sub>4</sub> -Molekül	kein Dipol	$\Delta\text{EN}$ der Bindungspartner vorhanden, aber tetraedrischer Molekülbau → die Ladungsschwerpunkte der positiven und negativen Teilladung fallen zusammen

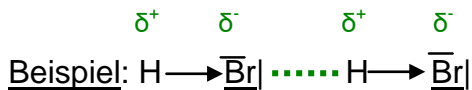
### 3.4 Zwischenmolekulare Kräfte

Zunahme der Bindungsstärke ↓

- **Van-der-Waals-Kräfte:**  
Elektrostatische Anziehungskräfte zwischen spontanen und induzierten Dipolen (unpolaren Molekülen)

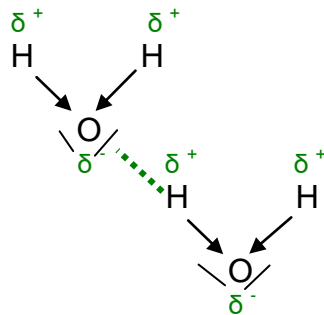
Beispiele: I<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>

- **Dipol-Dipol-Wechselwirkungen:**  
Elektrostatische Anziehungskräfte zwischen permanenten Dipolen (polaren Molekülen)



- **Wasserstoffbrücken:**  
Wechselwirkungen zwischen einem partiell positiv geladenen H-Atom (gebunden an ein N-, O- oder F-Atom) des einen Moleküls mit einem freien Elektronenpaar eines partiell negativ geladenen Atoms des Nachbarmoleküls

Beispiel:



- **Dipol-Ionen-Kräfte:**  
Wechselwirkung von Dipol-Molekülen mit Ionen

Beispiel: Bildung von Hydrathüllen um Ionen

#### Einfluss zwischenmolekularer Kräfte auf die Stoffeigenschaften

- **Einfluss auf den Aggregatzustand**  
Starke zwischenmolekulare Kräfte → starke Anziehungskräfte zwischen den Teilchen → hoher Energieaufwand zur Trennung der Teilchen → Hohe Schmelz- und Siedepunkte

- **Einfluss auf die Löslichkeit**  
„Ähnliches löst sich in Ähnlichem“.

Beispiele:

Salze (ionische Stoffe) lösen sich gut in Wasser (polares Lösungsmittel)

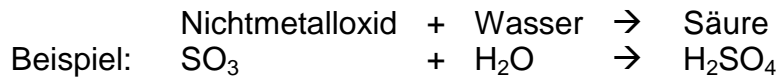
Iod (unpolarer Stoff) löst sich gut in Hexan (unpolares Lösungsmittel)

## 4. Protonenübergänge

### 4.1 Saure und alkalische Lösungen

#### Beispiele für Säuren

- Säuren aus Nichtmetalloxiden:



- Salzsäure

= Lösung von HCl-Gas in Wasser

- Organische Säuren

Beispiele: Ascorbinsäure (Vitamin C), Essigsäure, Zitronensäure

Saure Lösung	Wässrige Lösung, die $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen enthält Beachte: Nicht jede Säure ist eine saure <i>Lösung!</i>
--------------	---

#### Beispiele für Laugen

- Laugen aus (löslichen) Metalloxiden:

$\text{Metalloxid} + \text{Wasser} \rightarrow \text{Metallhydroxid}$

Wässrige Lösung eines Metallhydroxids = Lauge

- Laugen aus (Erd-)alkalimetallen:

$(\text{Erd-})\text{alkalimetall} + \text{Wasser} \rightarrow (\text{Erd-})\text{alkalimetallhydroxid} + \text{Wasserstoff}$

- Ammoniaklösung

= Lösung von  $\text{NH}_3$  in Wasser

Lauge = alkalische (basische) Lösung	Wässrige Lösung, die $\text{OH}^-$ -Ionen enthält
Hydroxid	Salz mit $\text{OH}^-$ -Ionen als Anionen



## 4.2 Das Säure-Base-Konzept nach Brönsted

Säuren	Protonendonatoren
Basen	Protonenakzeptoren
Protolyse	Protonenübergang von einer Säure zu einer Base
korrespondierende Säure-Base-Paare	Säure-Base-Paare, die durch Protonenübergang ineinander übergehen
<p style="text-align: center;"> <math>\text{H}^+</math>  <math>\text{Säure} + \text{Base} \rightarrow \text{korrespondierende Base} + \text{korrespondierende Säure}</math> </p>	
Ampholyte	Stoffe, die je nach Reaktionspartner als Säure oder als Base reagieren können Beispiele: $\text{H}_2\text{O}$ , $\text{HSO}_4^-$
Neutralisation	Reaktion der $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen einer sauren Lösung mit den $\text{OH}^-$ -Ionen einer basischen Lösung zu Wasser $\text{Säure} + \text{Base} \rightarrow \text{Salz} + \text{Wasser}$

### Wichtige Säuren:

Säure		Säurerest-Ion	
Name	Formel	Name	Formel
Schwefelsäure	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Hydrosulfat-Ion	$\text{HSO}_4^-$
		Sulfat-Ion	$\text{SO}_4^{2-}$
Schweflige Säure	$\text{H}_2\text{SO}_3$	Hydrosulfit-Ion	$\text{HSO}_3^-$
		Sulfit-Ion	$\text{SO}_3^{2-}$
Salpetersäure	$\text{HNO}_3$	Nitrat-Ion	$\text{NO}_3^-$
Salpetrige Säure	$\text{HNO}_2$	Nitrit-Ion	$\text{NO}_2^-$
Phosphorsäure	$\text{H}_3\text{PO}_4$	Dihydrogenphosphat-Ion	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$
		Hydrogenphosphat-Ion	$\text{HPO}_4^{2-}$
		Phosphat-Ion	$\text{PO}_4^{3-}$
Kohlensäure	$\text{H}_2\text{CO}_3$	Hydrogencarbonat-Ion	$\text{HCO}_3^-$
		Carbonat-Ion	$\text{CO}_3^{2-}$
Hydrogenchlorid	$\text{HCl}$	Chlorid-Ion	$\text{Cl}^-$

### Wichtige Laugen:

Natronlauge: Lösung von  $\text{NaOH}$  in Wasser

Kalilauge: Lösung von  $\text{KOH}$  in Wasser

Kalkwasser: Lösung von  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  in Wasser

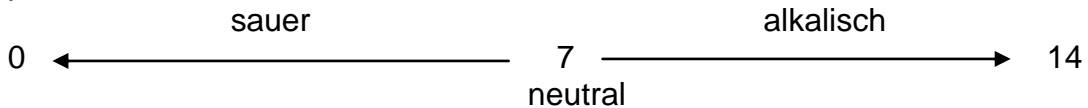
### 4.3 Der pH-Wert

Der pH-Wert ist ein Maß für den Säuregrad einer Lösung.

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Beispiel:  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2} \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH} = 2$

pH-Skala:



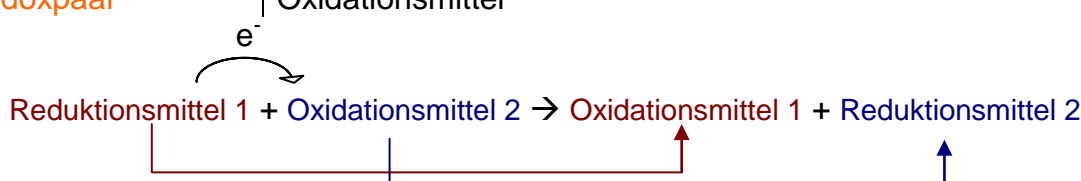
### 4.4 Die Neutralisationstiteration

Titration	Verfahren zur Bestimmung der Stoffmengenkonzentration einer Lösung
Neutralisationstiteration	Bestimmung der unbekanntten Konzentration einer Säure (oder Lauge) mit Hilfe einer Lauge (oder Säure) bekannter Konzentration
Äquivalenzpunkt	pH-Wert, an dem äquivalente Stoffmengen Säure und Base vorliegen
Indikator	Farbstoff, der den pH-Wert von Lösungen durch seine Farbe anzeigt

#### Durchführung einer Neutralisationstiteration:

Man tropft zu einem vorgelegten Volumen an Säure (Lauge) unbekannter Stoffmengenkonzentration solange Lauge (Säure) bekannter Konzentration, bis der Äquivalenzpunkt erreicht ist. Der Äquivalenzpunkt wird durch den Farbumschlag eines zugesetzten Indikators erkannt.

## 5. Elektronenübergänge

<b>Oxidation</b>	Aufnahme von Sauerstoff, Abgabe von Elektronen, Erhöhung der Oxidationszahl
<b>Reduktion</b>	Abgabe von Sauerstoff, Aufnahme von Elektronen, Erniedrigung der Oxidationszahl
<b>Oxidationsmittel</b>	Stoff, der Sauerstoff abgibt, Elektronen aufnimmt ( $e^-$ -Akzeptor), selbst reduziert wird
<b>Reduktionsmittel</b>	Stoff, der Sauerstoff aufnimmt, Elektronen abgibt ( $e^-$ -Donator), selbst oxidiert wird
<b>Redoxreaktion</b>	Koppelung von Reduktion und Oxidation
<b>Korrespondierendes Redoxpaar</b>	Reduktionsmittel und das aus ihm entstehende Oxidationsmittel  
<b>Oxidationszahl (OZ)</b>	Die Oxidationszahl eines Atoms in einem Molekül oder Molekül-Ion ist die Ladungszahl eines fiktiven Ions, das man dadurch erhält, dass man die Elektronenpaare der Atombindungen dem jeweils elektronegativeren Partner zuordnet.

### Regeln zur Bestimmung von Oxidationszahlen

1. Die Oxidationszahl eines Atoms in einem Element ist immer Null.
2. Bei einatomigen Ionen ist die Oxidationszahl gleich der Ionenladung.
3. In Verbänden aus verschiedenen Atomen gelten folgende Regeln, die in der angegebenen Reihenfolge anzuwenden sind:
  - a) Metallatome haben in Verbindungen immer positive Oxidationszahlen, das Fluor-Atom hat in Verbindungen immer die Oxidationszahl  $-I$ .
  - b) Das H-Atom hat in Verbindungen mit Nichtmetallen die Oxidationszahl  $+I$ , (in Verbindungen mit Metallen (Metallhydride) die Oxidationszahl  $-I$ ).
  - c) Das O-Atom hat in den meisten Verbindungen die Oxidationszahl  $-II$  (in Peroxiden  $-I$ ).
  - d) Halogenatome erhalten in Verbindungen die Oxidationszahl  $-I$  (soweit sich nicht durch die vorstehenden Regeln eine andere Oxidationszahl ergibt).
4. Die Summe der Oxidationszahlen eines neutralen Moleküls ist Null, die Summe der Oxidationszahlen eines mehratomigen Ions ist gleich der Ladung dieses Ions.

## Aufstellung einer Redoxgleichung

Beispiel: Eisen(III)-oxid reagiert mit Kohlenstoffmonoxid zu Eisen und Kohlenstoffdioxid

I. Anschreiben der Edukte und Produkte ohne Koeffizienten:



II. Ermittlung der Oxidationszahlen:



III. Zerlegung in Teilgleichungen:

1. Oxidation

a) Anschreiben des Edukts und Produkts mit Oxidationszahlen



eventuell Richtigstellung der Koeffizienten bei den Atomen, bei denen sich die OZ ändert

b) Ausgleich der Änderung der OZ durch Elektronen



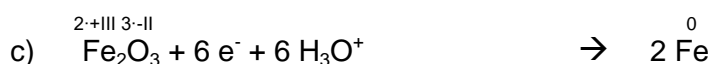
c) Ausgleich der Ladungsbilanz (im sauren Medium durch  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen, im alkalischen Medium durch  $\text{OH}^-$ -Ionen)



d) Ausgleich der Atombilanz mit  $\text{H}_2\text{O}$ -Molekülen



2. Reduktion: Vorgehen wie unter „Oxidation“ beschrieben



Ladungsausgleich mit den gleichen Ionen wie bei der Oxidation!



3. Summation der Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion (nach Multiplikation mit entsprechendem Faktor, so dass in der Gesamtgleichung keine  $\text{e}^-$  mehr auftreten):

