

# **4GTG Chemie**

**Kursus für die 10. Klasse**

**Edition 2017**

## Vorwort

An die Benutzer:

Die folgenden HTML-Seiten orientieren sich eng am offiziellen Chemie-Programm der 4GTG. Sie stellen eine Zusammenfassung der verschiedenen Kapitel des offiziellen Lehrbuches dar. Teilweise weicht die Vorgehensweise aber auch von der des offiziellen Lehrbuches ab. Zur Darstellung von 3D-Strukturen wurde Jmol benutzt. Schemata sind mit Inkscape erstellt worden.

Marcel Schaeffer

1. Wiederholungen
  - a. Physikalische und chemische Vorgänge
  - b. Einteilung der Stoffe
    - (i) Reinstoffe
    - (ii) Gemenge (Gemische, Stoffgemenge)
    - (iii) Arten von Gemengen
    - (iv) Reinstoffe: Elemente und Verbindungen
    - (v) Zusammenfassung
  - c. Daltons Atommodell
  - d. Das Periodensystem der Elemente (**PSE**)
  - e. Aufgaben
2. Teilchenmodell der Materie
  - a. Aggregatzustände und Teilchenmodell
  - b. Übergänge zwischen Aggregatzuständen
  - c. Chemische Reaktion und Teilchenmodell
    - Synthese von Eisensulfid
    - Analyse von Silbersulfid
    - Umsetzung
  - d. Aufgaben
3. Massengesetze
  - a. Gesetz von der Erhaltung der Masse
  - b. Gesetz von den konstanten Massenverhältnissen
    - Feststoffe oder Flüssigkeiten
    - Gase
4. Aufstellen von chemischen Formeln
  - a. Deutung der Massengesetze
  - b. Die Masse der Atome
  - c. Formeln aufstellen mit Hilfe des Massenverhältnisses
  - d. Formeln aufstellen mit Hilfe der Wertigkeit (Valenz)
  - e. Verhältnisformel, Molekülformel, Formeleinheit und Masse von chemischen Formeln
  - f. Aufgaben
5. Aufstellen und Einrichten von chemischen Gleichungen
  - a. Wortgleichung, Edukte und Produkte
  - b. Einrichten von chemischen Gleichungen
6. Redoxreaktionen
  - a. Oxidation
  - b. Reduktion
  - c. Redoxreaktion
  - d. Anwendung: Herstellung von Metallen aus Metalloxiden
  - e. Aufgaben
7. Chemische Reaktion und Energie
  - a. Exotherme Reaktion
  - b. Endotherme Reaktion
  - c. Umsetzung: Kombination aus endothermen und exothermen Vorgängen
  - d. Energieerhaltungssatz
  - e. Aktivierungsenergie
  - f. Katalysator und Aktivierungsenergie
  - g. Aufgaben

8. Quantitative Beziehungen
  - a. Die Stoffmenge  $n$  der Einheit mol
  - b. Die Teilchenanzahl  $N$
  - c. Molare Masse  $M$
  - d. Molares Volumen  $V_m$
  - e. Aktivierungsenergie
  - f. Aufgaben
9. Reaktionen mit Sauerstoff. Herstellung von Säuren und Laugen.
  - a. Reaktion von Metallen mit Sauerstoff
  - b. Reaktion von Nichtmetallen mit Sauerstoff
  - c. Reaktion von Metalloxiden mit Wasser
  - d. Reaktion von Nichtmetalloxiden mit Wasser
  - e. Zusammenfassung
  - f. Aufgaben
10. Berechnungen zu molaren Größen
  - a. Bedeutung der chemischen Gleichung
  - b. Berechnungen (Methode der 6 Schritte)
  - c. Aufgaben
  - d. Limitierendes Edukt
  - e. Ausbeute einer chemischen Reaktion
11. Atomaufbau
  - a. Atommodelle
  - b. Elementarteilchen
  - c. Isotope
  - d. Atomhülle: das Schalenmodell oder Bohr-Modell
  - e. Oktettregel
  - f. Aufgaben
12. Reaktionsarten

## 1. Wiederholungen

### a. Physikalische und chemische Vorgänge

- Versuch 1:  
Eisenwolle wird in die Flamme des Bunsenbrenners gehalten und dann entfernt.

#### **Beobachtung**

Aussehen vorher:

Aussehen nachher:

#### **Schlussfolgerung**

- Versuch 2:  
In einem Reagenzglas wird etwas Wachs erhitzt.

#### **Beobachtung**

Aussehen vorher:

Aussehen nachher:

#### **Schlussfolgerung**

- Versuch 3:  
In einem Reagenzglas wird etwas Zucker stark erhitzt.

#### **Beobachtung**

## Schlussfolgerung

- Versuch 4:

In einem Erlenmeyerkolben wird etwas Zucker vollständig aufgelöst.

**Beobachtung:**

## Schlussfolgerung

- Jeder Gegenstand (Körper) besteht aus einem bestimmten Material. Dieses Material nennt man auch noch „Stoff“.
- Jeder Stoff hat charakteristische Stoffeigenschaften (Farbe, Geruch, Geschmack, Schmelz- und Siedetemperatur ...) in denen er sich von anderen Stoffen unterscheidet.
- Bei physikalischen Vorgängen bleiben die Stoffe erhalten.
- Bei chemischen Vorgängen erhält man neue Stoffe mit charakteristischen Eigenschaften.

**Aufgabe:**

Welches sind chemische, welches sind physikalische Veränderungen?  
Begründe jeweils deine Antwort!

- Eine Tasse bricht

- Holz brennt

- Butter wird ranzig
- Regen fällt auf die Erde
- Eisen rostet
- Holz wird zersägt
- Zucker verkohlt
- Holz fault
- Schnee schmilzt
- Salz wird aufgelöst
- Fleisch verdirbt

## b. Einteilung der Stoffe

### (i) Reinstoffe

- Reinstoffe bestehen nur aus einer einzelnen Stoffart.
- Reinstoffe besitzen konstante Eigenschaften wie Farbe, Geruch, Geschmack, Verformbarkeit, Schmelz- und Siedetemperaturen, Dichte, Wärmeleitfähigkeit, elektrische Leitfähigkeit ...

Natürlich kann man nicht auf Anhieb entscheiden ob eine Stoff ein Reinstoff ist oder nicht. Deshalb muss man Versuche durchführen und ein tieferes Verständnis vom Aufbau der Stoffe haben. So muss Magnetismus nicht unbedingt auf Eisen hinweisen, denn auch Cobalt und Nickel sind magnetisch. Alle drei Metalle sind Reinstoffe und verformbar.

Um die Härte von Feststoffen zu bestimmen benutzt man die Härteskala von 1 bis 10 nach Mohs: mit härteren Stoffen kann man weichere Stoffe ritzen. Diamant ist der härteste Stoff (Härte 10 nach Mohs) und wird daher zum Beispiel bei Bohrern benutzt, am Bohrkopf sind winzige Diamantkristalle eingefügt. Stahl besitzt die Härte 8.

Viele der gängigsten Stoffe sind Reinstoffe, einige sollte man kennen:

Wasser ist ein Reinstoff, es besteht aus immer gleich aufgebauten Wasserteilchen. Bei Raumtemperatur ist Wasser eine Flüssigkeit, der Siedepunkt liegt bei 100°C, der Schmelzpunkt bei 0°C.

Zucker ist ein Reinstoff weil er aus immer gleich aufgebauten Zuckerteilchen besteht. Ein grosser Zuckerkristall, feiner Kristallzucker oder Zuckerpulver haben immer denselben Geschmack, diese Eigenschaft bleibt konstant.

Auch Salz, Blei, Gold, Silber, Essigsäure, Alkohol ... sind Reinstoffe.

## (ii) Gemische (Gemenge, Stoffgemenge)

- Gemische bestehen aus mehreren Stoffarten.
- Gemische erhält man durch Vermischen von Reinstoffen.
- Gemische besitzen keine konstanten Eigenschaften denn je nach Zusammensetzung des Gemisches ändert die Farbe, der Geruch, der Geschmack, die Schmelz- und Siedetemperatur ...
- Gemische kann man durch Trennverfahren (Filtrieren, Abdampfen, Abscheiden, Destillieren ...) in ihre Reinstoffe aufteilen.

Beispiele:

Wenn man gleiche Mengen Salz und Zucker vermischt erhält man ein Gemenge das sowohl salzig wie süss schmeckt.

Vermischt man aber nur einige Zuckerkristalle mit einem Kilo Salz, so erhält man zwar immer noch ein Gemisch aber der Geschmack ist stark salzig. Der Geschmack (Eigenschaft) ändert also je nach der Zusammensetzung des Gemisches.

## (iii) Arten von Gemengen

- Versuch 1:  
Etwas Kochsalz wird in Wasser gegeben und geschüttelt.

### Beobachtung

- Versuch 2:  
Etwas feines Schwefelpulver (Schwefelblüte) wird in Wasser gegeben und geschüttelt.

### Beobachtung:

- In homogenen Gemengen kann man keine verschiedenen Stoffe erkennen. Diese Gemenge sehen einheitlich aus.
- In heterogenen Gemengen kann man verschiedene Stoffe (gut) erkennen. Solche Gemische sehen uneinheitlich aus.



Beispiele von Gemengen:

Name	(Art, Aussehen)	Bestandteile		
Lösung	( homogen , klar )	Flüssigkeit <i>Wasser</i>	+ +	löslicher Feststoff <i>Zucker</i>
Lösung	( homogen , klar )	Flüssigkeit <i>Wasser</i>	+ +	lösliche Flüssigkeit <i>Alkohol</i>
Lösung	( homogen , klar )	Flüssigkeit <i>Wasser</i>	+ +	lösliches Gas <i>Sauerstoff</i>
Suspension	( heterogen , trüb )	Flüssigkeit <i>Wasser</i>	+ +	unlöslicher Feststoff <i>Schwefelpulver</i>
Emulsion	( heterogen , trüb )	Flüssigkeit <i>Wasser</i>	+ +	unlösliche Flüssigkeit <i>Öl</i>
Schaum	( heterogen , trüb )	Feststoff oder Flüssigkeit <i>Kunststoff</i> <i>Seife</i>	+ +	unlösliches Gas <i>Gas</i> <i>Luft</i> (Styropor) (Seifenschaum)
Rauch (Aerosol) ( heterogen , trüb )		Gas <i>Gase</i>	+ +	unlöslicher fein verteilter Feststoff <i>Ruß</i> (Dieselabgase)
Nebel (Aerosol) ( heterogen , trüb )		Gas <i>Luft</i>	+ +	unlösliche fein verteilte Flüssigkeit <i>Tröpfchen</i> (Haarspray)

Alle Gase sind ineinander löslich, sie bilden homogene Lösungen.

Legierungen erhält man durch Zusammenschmelzen von Metallen, die vermischten Metallteilchen sind so winzig, dass das Gemisch überall einheitlich aussieht: Legierungen sind homogene Feststoffgemische.

In manchen Gesteinsarten wie zum Beispiel Granit (Bordsteine der Fußgängerwege) kann man verschiedene Feststoffe mit dem bloßen Auge erkennen, das Gemisch sieht uneinheitlich aus: Granit ist ein heterogenes Feststoffgemisch.

### Aufgabe:

Gib für folgende Gemische den Namen der Lösung, die Art, das Aussehen sowie die Bestandteile an. Orientiere dich an der vorhergehenden Tabelle!

- Benzin wird mit Wasser vermischt

- Calciumoxid (weißer Feststoff) wird in genügend Wasser vollständig aufgelöst

- Zu einer klaren Zuckerlösung gibt man etwas Schwefelblüte
- Ein flüssiges Parfüm wird versprüht
- Ein Hohlraum wird ausgeschäumt
- Kupfer(II)-sulfat (blauer Feststoff) wird vollständig aufgelöst

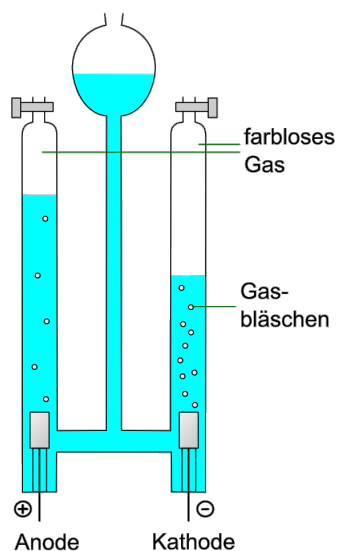
#### (iv) Reinstoffe: Elemente und Verbindungen

##### • Versuch 1:

Zersetzung (Analyse) von Wasser durch elektrischen Strom.

Man füllt den Hofmann'schen Zersetzungsapparat mit destilliertem Wasser.

Über zwei Platinelektroden wird eine elektrische Gleichspannung von etwa 15 V an das Wasser angelegt.



**Beobachtung:**

**Schlussfolgerung:**

Die Reinstoffe Sauerstoff und Wasserstoff lassen sich nicht mehr in einfachere Stoffe zerlegen. Solche Reinstoffe bezeichnet man als chemische Grundstoffe oder chemische Elemente.

Reinstoffe welche sich nicht mehr in einfachere Stoffe zerlegen lassen bezeichnet man als chemische Grundstoffe oder chemische Elemente.

• Versuch 2:

Herstellung (Synthese) einer chemischen Verbindung aus den Elementen Eisen und Schwefel.

Ein Gemisch aus 7 g Eisenpulver und 4 g Schwefelpulver wird in einem Reagenzglas stark erhitzt.

**Beobachtung:**

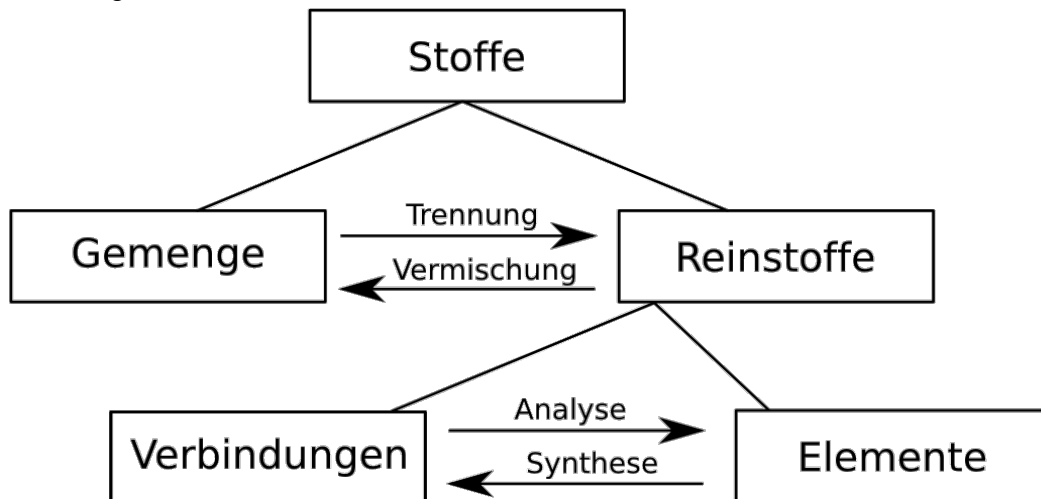
**Schlussfolgerung:**

Eisensulfid ist eine Verbindung aus den Elementen Eisen und Schwefel.

Reinstoffe welche aus zwei oder mehreren Elementen aufgebaut sind bezeichnet man als Verbindungen.

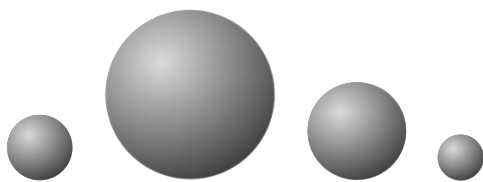
(v) Zusammenfassung

Einteilung der Stoffe:



- Durch Vermischen (physikalischer Vorgang) von Reinstoffen erhält man Gemenge.
- Gemenge kann man durch Trennung (physikalischer Trennvorgang: Filtration, Abdampfen, Abscheiden, ...) in Reinstoffe trennen.
- Verbindungen kann man durch chemische Zersetzung (Analyse, chemischer Vorgang) in Reinstoffe (Elemente) trennen.
- Die Herstellung (Synthese, chemischer Vorgang) von chemischen Verbindungen aus Elementen nennt man chemische Synthese.

### c. Daltons Atommodell



Um zu erklären, dass die Grundstoffe nicht weiter zerlegbar sind, nahm der englische Wissenschaftler **John Dalton** um 1800 an, dass die chemischen Elemente aus unteilbaren Teilchen bestehen. Er nannte diese Teilchen „Atome“, so wie man schon im Altertum die kleinsten Bausteine aller Stoffe genannt hatte (griechisch: „atomos“ = unteilbar).

#### Dalton's Atommodell

1. Die Atome sind die kleinsten Bausteine der Stoffe. Sie sind unveränderlich und unteilbar.
2. Jedes chemische Element besteht aus einer bestimmten Atomart. Man kennt heute 92 natürliche und fast zwei Dutzend künstliche, von Wissenschaftlern hergestellte Atomarten.
3. Die Atome der einzelnen Atomarten sind kugelförmig. Sie unterscheiden sich durch ihre Größe und ihre Masse.

Jede Atomart wird mit einem chemischen Symbol abgekürzt. Das Elementsymbol besteht aus einem oder zwei Druckbuchstaben, wobei der erste immer groß, der zweite immer klein geschrieben wird.

Beispiele:

- Wasserstoff Symbol: H
- Gold Symbol: Au
- Eisen Symbol: Fe

Tabelle einiger wichtiger Atomarten und ihrer Symbole:

Atom	Symbol
<i>Metalle:</i>	
Aluminium	Al
Barium	Ba
Beryllium	Be
Blei (plomb)	Pb
Calcium	Ca
Cadmium	Cd
Chrom (chrome)	Cr
Eisen (fer)	Fe
Gold (or)	Au
Kalium (potassium)	K
Kobalt (cobalte)	Co
Kupfer (cuivre)	Cu
Lithium	Li
Magnesium	Mg
Mangan (manganèse)	Mn
Natrium (sodium)	Na
Nickel	Ni
Platin (platine)	Pt
Quecksilber (mercure)	Hg
Silber (argent)	Ag
Titan	Ti
Uran (uranium)	U
Zink (zinc)	Zn
Zinn (étain)	Sn

Atom	Symbol
<i>Nichtmetalle:</i>	
Brom (brome)	Br
Chlor (chlore)	Cl
Fluor (fluor)	F
Iod (iode)	I
Kohlenstoff (carbone)	C
Phosphor (phosphore)	P
Sauerstoff (oxygène)	O
Schwefel (soufre)	S
Stickstoff (azote)	N
Wasserstoff (hydrogène)	H
<i>Halbmetalle:</i>	
Arsen (arsenic)	As
Bor	B
Selen	Se
Silicium	Si
<i>Edelgase:</i>	
Argon	Ar
Helium	He
Neon	Ne
Xenon	Xe

#### d. Das Periodensystem der Elemente (PSE)

Im PSE sind die Elementsymbole aller bekannten Elemente angegeben. Die Elemente sind im PSE in Gruppen eingeordnet: Alle Elemente einer Gruppe haben ähnliche Eigenschaften.

Das PSE besteht aus **Hauptgruppen** (Spalten I - II und III - VII) und aus **Nebengruppen**.

Die Zeilen werden als Perioden bezeichnet (1 - 7).

		Hauptgruppen																VIII	
P e r i o d e n	I											III	IV	V	VI	VII	He		
	1	H																	
	2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
	3	Na	Mg	Nebengruppen										Al	Si	P	S	Cl	Ar
	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db													
Lanthanoide		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
Actinoide		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				

Mit Hilfe des PSE kann man problemlos Elemente von Verbindungen unterscheiden: nur solche Reinstoffe welche man im PSE vorfindet sind Elemente. Reinstoffe welche aus zwei oder mehreren Elementen aufgebaut sind, entsprechen Verbindungen.

Oft benutzt man auch eine vereinfachte Version des PSE, welches nur die 8 Hauptgruppen angibt:

		Hauptgruppen							VIII	
	I									
P e r i o d e n	1	H	II	III	IV	V	VI	VII	He	
	2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	
	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
	4	K	Ca		Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	5	Rb	Sr		In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	6	Cs	Ba		Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	7	Fr	Ra	Nebengruppen						

Ausser dass das PSE angibt, welche Reinstoffe Elemente sind, kann man leicht noch andere Informationen erhalten, zum Beispiel ob ein Element ein **Metall**, ein **Nichtmetall** oder ein **Halbmetall** ist. In sehr grober Aufteilung, links die Metalle (Ausnahme: Wasserstoff, das erste Element), rechts die Nichtmetalle und eine treppenartige Trennung welche die Halbmetalle angibt.

Die Elemente der Nebengruppen sind alle Metalle (zum Beispiel: Eisen, Silber, Kupfer ...)

Die Elemente einer Hauptgruppe haben ähnliche Eigenschaften, wichtige Hauptgruppennamen sind:

Hauptgruppe I: Alkalimetalle

Hauptgruppe II: Erdalkalimetalle

Hauptgruppe VII: Halogene

Hauptgruppe VIII: Edelgase

### e. Aufgaben

1. Gib in folgender Liste an, ob ein Stoffgemenge oder ein Reinstoff vorliegt. Begründe jeweils deine Antwort.

- Klare Salzlösung
- Quecksilber
- Magnesiumchlorid
- Wein
- 5 g Eisen und 2,5 g Sand

2. Gib in folgender Liste an, ob ein homogenes oder ein heterogenes Gemenge vorliegt. Begründe jeweils deine Antwort.

- Klare Zuckerlösung
- Limonade
- Wein
- 1 g Salz und 2 g Zucker in genügend Wasser gelöst

3. Gib in folgender Liste an, ob ein Element oder eine Verbindung vorliegt. Begründe jeweils deine Antwort.

- Quecksilber
- Calciumchlorid
- Argon
- Wasser

- Zucker

4. Gib für folgende Gemische den Namen der Lösung sowie die Bestandteile an.

- Speiseöl wird mit Wasser vermischt

- Magnesiumoxidpulver (weißer Feststoff) wird in Wasser nicht vollständig aufgelöst

- Wasser wird mit Alkohol vermischt

- Die Weinreben werden besprüht

- Methangas (farblos) wird mit Luft vermischt

- Beim Fortbewegen auf einem Feldweg entsteht eine Staubwolke

5. Gib jeweils den fehlenden Namen oder das Symbol an:

Name	Symbol
Stickstoff	
Chrom	
	Mn
	Hg
	Sn
Wasserstoff	

Name	Symbol
Barium	
	Fe
	Mg
Silber	
Chlor	
	Ar

Name	Symbol
	Pb
	K
Platin	
	Zn
	O
	C

6. Auf einem Tisch stehen fünf Trinkgläser, welche alle eine homogene farblose Flüssigkeit enthalten. Jedes der Trinkgläser enthält entweder Wasser, destilliertes Wasser, Wodka, eine Zuckerlösung oder eine Salzlösung. Welche Stoffeigenschaften erlauben es, die verschiedenen Flüssigkeiten zu unterscheiden?

7. Im Labor lagern sechs farblose Flüssigkeiten von denen sich das Etikett gelöst hat. Da man weiss, dass es sich um destilliertes Wasser ( $\rho = 0,998 \text{ g/mL}$ ), Aceton ( $\rho = 0,784 \text{ g/mL}$ ), Benzol ( $\rho = 0,876 \text{ g/mL}$ ), Chloroform ( $\rho = 1,49 \text{ g/mL}$ ), Dichlormethan ( $\rho = 1,33 \text{ g/mL}$ ) und Hexan ( $\rho = 0,626 \text{ g/mL}$ ) handelt beschriftet man die Behälter von 1 bis 6 und beschließt die Dichte dieser Reinstoffe zu bestimmen um die verschiedenen Behälter mit dem richtigen Namen zu beschriften.

Geruchs- und Geschmacksproben sind nicht erlaubt da es sich zum Teil um giftige Stoffe handelt. Es muss daher auch unter der Abzugshaube gearbeitet werden. Mit Hilfe einer Messpipette (auf 0,1 mL genau) bestimmt man das Volumen und gibt dann die Flüssigkeit in einen Erlenmeyerkolben und bestimmt die Masse auf einer Waage (auf 0,001 g genau). Man erhält folgende Tabelle:

Flüssigkeit	Volumen	Masse <sub>leer</sub>	Masse <sub>gefüllt</sub>	Dichte	Reinstoff
1	8,7 mL	25,374 g	38,342 g		
2	9,8 mL	28,209 g	37,983 g		
3	9,3 mL	28,438 g	36,587 g		
4	8,9 mL	27,284 g	39,129 g		
5	9,5 mL	25,938 g	33,387 g		
6	9,6 mL	26,387 g	32,391 g		

Berechne jeweils die Dichte und gib den entsprechenden Reinstoff an.

8. Im Labor führt man folgende Härteversuche aus:

- Granit ritzt Marmor und Eisen
- Aluminium ritzt Blei
- Eisen ritzt Aluminium und Marmor
- Diamant ritzt Granit und Aluminium

Klassiere die Stoffe nach sinkendem Härtegrad. Suche im Internet die Härte der Stoffe nach Mohs und überprüfe ob deine Klassifikation stimmt.



## 2. Teilchenmodell der Materie

### a. Aggregatzustände und Teilchenmodell

#### • Versuch:

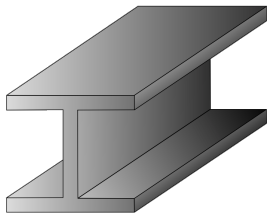
Ein Stück Eis wird langsam erhitzt.

**Beobachtung:** Der Feststoff Eis geht bei diesem Vorgang langsam in die Flüssigkeit Wasser über. Bringt man diese Flüssigkeit durch Erhitzen bis zum Siedepunkt, dann geht die Flüssigkeit Wasser in einen gasförmigen Zustand über, es entsteht Wasserdampf.

- Die drei Zustände fest, flüssig und gasförmig bezeichnet man als die drei Aggregatzustände der Stoffe.
- Je nach Aggregatzustand besitzen Stoffe unterschiedliche Beweglichkeiten, welche die Eigenschaften und das Verhalten der festen, flüssigen und gasförmigen Stoffe erklären.

#### • Feststoffe:

**Beispiel: ein Stahlträger**



**Eigenschaften**  
(makroskopisch)

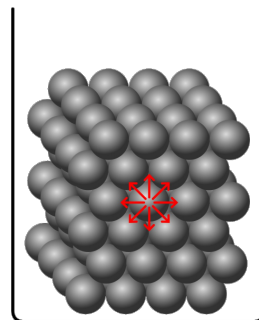
Schwer verformbar.

Schwer zusammendrückbar.

Schwer zerteilbar.

Fest (s).

**Teilchenmodell**



**Beschreibung**  
(mikroskopisch)

Die Teilchen nehmen feste Plätze ein.

Die Teilchen liegen sehr dicht aneinander.

Es bestehen starke Anziehungskräfte zwischen den Teilchen.

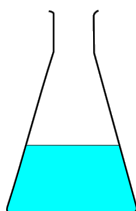
Die Teilchen bewegen sich geringfügig, aber jedes Teilchen nimmt einen festen Platz ein. Dies bedingt die regelmäßige Form von Kristallen.

### Aufgaben

1. Erkläre auf Teilchenebene warum Feststoffe eine eigene Form besitzen.
2. Erkläre auf Teilchenebene warum Feststoffe ein eigenes Volumen besitzen.

• **Flüssigkeiten:**

**Beispiel: Wasser**



**Eigenschaften**  
(makroskopisch)

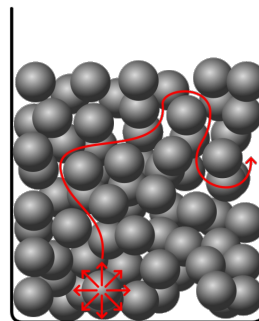
Leicht verformbar,  
flüssige Stoffe haben keine feste Form.

Schwer zusammendrückbar,  
ihr Volumen ist bestimmt.

Leicht teilbar

Flüssig (l).

**Teilchenmodell**



**Beschreibung**  
(mikroskopisch)

Die Teilchen nehmen keine festen Plätze ein,  
sie sind gegeneinander beweglich.

Die Teilchen liegen dicht aneinander,  
die Abstände der Teilchen sind aber  
größer als in einem Feststoff.

Die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen  
sind kleiner als in einem Feststoff.

Die Teilchen sind unregelmäßig angeordnet.  
Sie können sich gegeneinander verschieben und  
die Plätze wechseln, bleiben aber zusammen.

• **Gase:**

**Beispiel: gefüllter Luftballon**



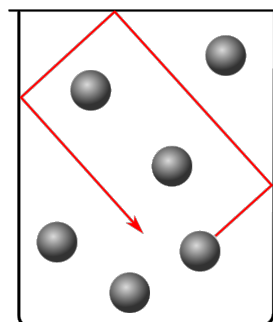
**Eigenschaften**  
(makroskopisch)

Nehmen den zur Verfügung stehenden Raum  
ein,  
gasförmige Stoffe haben keine eigene Form.

Leicht zusammendrückbar.

Gasförmig (g).

**Teilchenmodell**



**Beschreibung**  
(mikroskopisch)

Die Teilchen sind frei beweglich,  
sie bewegen sich mit großer Geschwindigkeit.

Zwischen ihnen ist viel leerer Raum.

Die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen sind  
gering.

- In den drei **Aggregatzuständen** besitzen die Stoffteilchen eine eigene Beweglichkeit: im festen Zustand eine Schwingbewegung, im flüssigen und gasförmigen Zustand eine Fortbewegung und eine Drehbewegung.
- Die **Eigenbewegung** der Stoffteilchen ist umso größer, je höher die Temperatur ist. In Gasen ist die Geschwindigkeit der Teilchen größer als in Flüssigkeiten (100 bis 1000 m/s).
- Eine geradlinige Bewegung der Teilchen ist unmöglich, da sie dauernd gegeneinander und gegen die Wände des Gefäßes stoßen. Die Summe aller Zusammenstöße auf die Wände des Behälters ergibt den **Druck** von Flüssigkeiten und Gasen.

### Aufgaben

1. Wenn man ein Gas zusammendrückt, dann nimmt der Druck zu. Beschreibe diesen Vorgang auf der Teilchenebene.
2. Eine Flüssigkeit kann ausgegossen werden, ein Feststoff nicht. Beschreibe diesen Vorgang auf der Teilchenebene.
3. Man kocht morgens Kaffee. Bald riecht man den Kaffeeduft im ganzen Haus. Beschreibe diesen Vorgang auf der Teilchenebene.
4. Eine Flüssigkeit nimmt die Form eines Behälters an. Beschreibe diesen Vorgang auf der Teilchenebene.

## b. Übergänge zwischen Aggregatzuständen

### • Versuch 1:

Ein Stück Eis wird langsam erhitzt.

#### Beobachtung:

Der Feststoff Eis geht bei diesem Vorgang langsam in die Flüssigkeit Wasser über. Die Temperatur bleibt konstant bei  $0^{\circ}\text{C}$ , so lange ein Eis-Wasser-Gemisch vorliegt.

Bringt man die Flüssigkeit durch Erhitzen zum Kochen, dann geht die Flüssigkeit Wasser in einen gasförmigen Zustand über, es entsteht Wasserdampf. Die Temperatur bleibt konstant bei  $100^{\circ}\text{C}$  bleibt, so lange ein Wasser-Wasserdampf-Gemisch vorliegt.

#### Schlussfolgerung:

Als Schmelztemperatur bezeichnet man die Temperatur wo ein Feststoff schmilzt: den Übergang von fest zu flüssig. Bei dieser konstanten Temperatur liegt ein Feststoff-Flüssigkeit-Gemisch vor.

Als Siedetemperatur bezeichnet man die Temperatur wo eine Flüssigkeit verdampft: den Übergang von flüssig zu gasförmig.

Durch Zuführung von Wärmeenergie (erhitzen), kann man die Übergänge von fest zu flüssig (schmelzen) und von flüssig zu gasförmig (verdampfen) erreichen.

Wasserdampf kondensiert sehr leicht an kalten Fensterscheiben und Wänden. Der Übergang von gasförmig zu flüssig (kondensieren) ist also durch Entzug von Wärmeenergie (abkühlen) möglich.

Ebenso kann man den Übergang von flüssig zu fest (erstarren) erreichen, indem man Wasser im Tiefkühlfach durch Wärmeentzug gefrieren lässt.

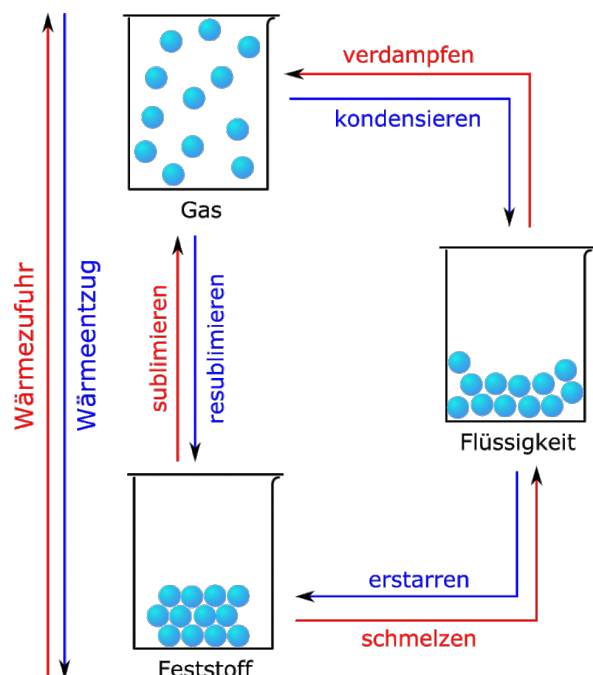
### Versuch 2:

Iod wird in einem Reagenzglas erhitzt.



**Bemerkung:** Ein Aggregatzustand besteht nur für eine Stoffportion, also für eine große Anzahl von Teilchen. Ein einzelnes Teilchen kann nicht in verschiedenen Aggregatzuständen vorkommen.

Zusammenfassend kann man die verschiedenen Übergänge zwischen Aggregatzuständen wie folgt darstellen:



Durch **Wärmezufuhr** (erwärmen) werden folgende Übergänge möglich:

- schmelzen (Übergang von fest zu flüssig)
- verdampfen (Übergang von flüssig zu gasförmig)
- sublimieren (Übergang von fest zu gasförmig).

Durch **Wärmeentzug** (abkühlen) werden folgende Übergänge möglich:

- erstarren (Übergang von flüssig zu fest)
- kondensieren (Übergang von gasförmig zu flüssig)
- resublimieren (Übergang von gasförmig zu fest).

## Aufgaben

1. 12 g Eis werden zu 5 g Wasser (Raumtemperatur) gegeben.

a. Welche Temperatur nimmt das Eis-Wasser Gemisch ein?

b. Nach 10 Minuten ist das Eis geschmolzen. Nach weiteren 15 Minuten hat das Wasser Raumtemperatur erreicht. Das Wasser wird nun in 5 Minuten zum Sieden gebracht und verdampft. Erstelle ein Diagramm, in dem die Temperatur in Funktion der Zeit dargestellt wird. Gib auch an, in welchen Aggregatzuständen das Wasser vorhanden ist.

c. Wieviel g Wasser erhält man, nachdem das Eis vollständig geschmolzen ist. Wieviel g Wasserdampf erhält man nach dem Verdampfen?

**2.** Ist die Dichte von Eis kleiner oder größer als die Dichte von Wasser? Begründe deine Antwort durch alltägliche Beobachtungen.

**3.** Erkläre den Vorgang des Verdampfens auf der Teilchenebene.

**4.** Erkläre den Vorgang des Erstarrens auf der Teilchenebene.

**5.** Erkläre mit Hilfe des Teilchenmodells, warum man einen Glasstab nicht zerdrücken kann.

**6.** Erkläre mit Hilfe des Teilchenmodells, warum die Temperatur während eines Schmelz- oder Siedevorganges konstant bleibt.

**7.** Erkläre den Unterschied zwischen Verdunsten und Verdampfen.

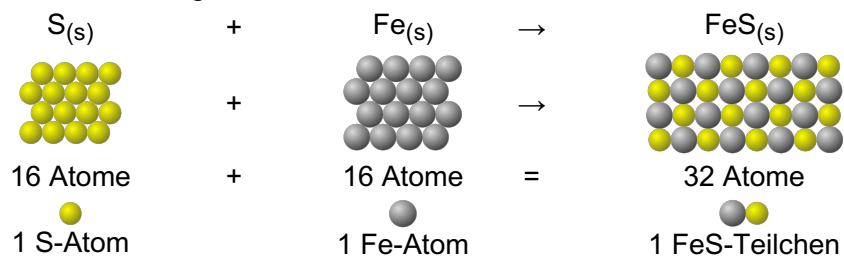
### c. Chemische Reaktion und Teilchenmodell

#### • Synthese von Eisensulfid

Synthese: Herstellung einer Verbindung.

Schwefel	reagiert mit	Eisen	zu	Eisensulfid
S	+	Fe	→	FeS
gelbes Pulver		graues Pulver		grauschwarzer Feststoff
Reinstoff		Reinstoff		Reinstoff
Element		Element		Verbindung
3,2 g		5,6 g		8,8 g
(3,2 + 5,6 =) 8,8 g eines Schwefel-Eisen-Gemisches				8,8 g einer Schwefel-Eisen-Verbindung

Modelldarstellung:



Verallgemeinerung:



#### Aufgaben

1. Gib für die folgende chemische Gleichung eine Modelldarstellung an.



Gib für die folgende chemische Gleichung eine Modelldarstellung an.

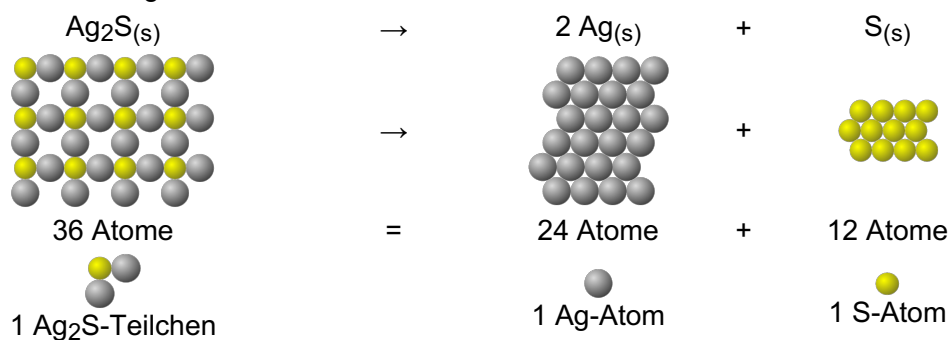


### • Analyse von Silbersulfid

Analyse: Zersetzung einer Verbindung in Elemente.

Silbersulfid	wird zersetzt zu	Silber	und	Schwefel
$\text{Ag}_2\text{S}$	$\rightarrow$	$2 \text{ Ag}$	+	$\text{S}$
schwarzer Feststoff		grauer Feststoff		gelber Feststoff
Reinstoff		Reinstoff		Reinstoff
Verbindung		Element		Element
2,48 g		2,16 g		0,32 g
2,48 g einer Silber-Schwefel-Verbindung		$(2,16 + 0,32 =) 2,48 \text{ g}$ eines Silber-Schwefel-Gemisches		

Modelldarstellung:

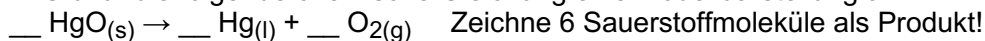


Verallgemeinerung:

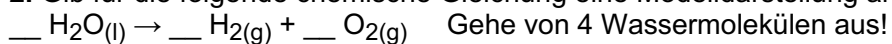


### Aufgaben

1. Gib für die folgende chemische Gleichung eine Modelldarstellung an.



2. Gib für die folgende chemische Gleichung eine Modelldarstellung an.



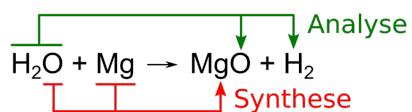


### • Umsetzung

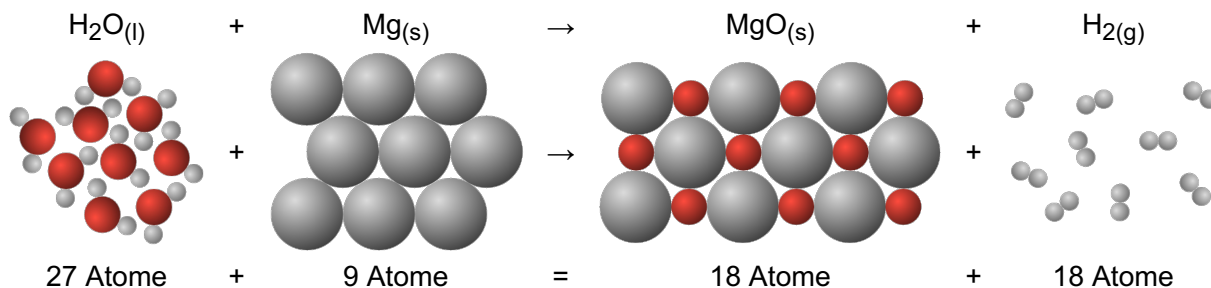
Eine Reaktion bei der Analyse und Synthese gleichzeitig ablaufen.

Beispiel:

Reaktion von Wasser mit Magnesium zu Magnesiumoxid und Wasserstoff

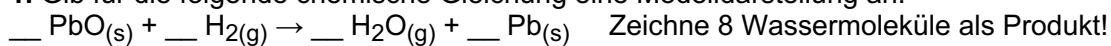


Modelldarstellung:

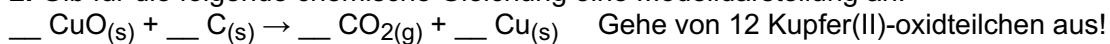


### Aufgaben

1. Gib für die folgende chemische Gleichung eine Modelldarstellung an.



2. Gib für die folgende chemische Gleichung eine Modelldarstellung an.



### 3. Massengesetze

#### a. Gesetz von der Erhaltung der Masse

##### • Versuch:

Ein Reagenzglas welches Quecksilber(II)-oxid enthält wird mit einem Luftballon verschlossen und danach erhitzt. Die Masse der Edukte und der Produkte wird bestimmt.

##### **Beobachtung:**

Der rote Feststoff (5,0 g) verfärbt sich schwarz und verschwindet vollständig. Silberglänzende Tröpfchen setzen sich an der Innenwand ab. Der Luftballon bläht sich auf. Die Glühspanprobe ist positiv. Die Masse der Produkte beträgt 5,0 g.

##### **Schlussfolgerung:**

Bei der Zersetzung von Quecksilber(II)-oxid bildet sich Quecksilber (silberglänzende Flüssigkeit) und Sauerstoffgas (farbloses Gas, Glühspanprobe positiv). Die Masse ist vor und nach der Reaktion gleich.

**Gesetz von der Erhaltung der Masse:**

Bei einer chemischen Reaktion bleibt die Masse erhalten.

Die Masse der Edukte ist gleich der Masse der Produkte.

#### **Aufgaben**

1. Magnesium (4,05 g) verbrennt an der Luft zu Magnesiumoxid (6,72 g).

a. Wie viel g Sauerstoff werden für diese Verbrennung benötigt?

b. Wie viel L Sauerstoff werden für diese Verbrennung benötigt (3,00 L Sauerstoff entsprechen 4,00 g Sauerstoff)?

2. Quecksilberoxid (7,22 g) wird vollständig zu Quecksilber und Sauerstoff zersetzt (400 mL).

a. Wie viel g Quecksilber entstehen bei der Zersetzung?

b. Wie viel mL Quecksilber entstehen bei der Zersetzung (5 mL Quecksilber entsprechen 68,0 g Quecksilber)?

## b. Gesetz von den konstanten Massenverhältnissen.

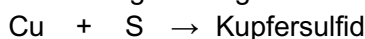
### • Feststoffe oder Flüssigkeiten

Versuch:

In ein Reagenzglas, welches ungefähr einen Zentimeter hoch mit Schwefelpulver gefüllt ist, gibt man ein 5 cm · 1 cm breites Stück Kupferblech. Dann wird das Reagenzglas über der Flamme eines Bunsenbrenners erhitzt. Man unternimmt den Versuch mit verschiedenen Massen an Kupfer (0,5 g, 1,0 g, 1,5 g, 2,0 g) und jeweils einem Überschuss an Schwefel. Bei jedem Versuch wird jedoch das schwarze Kupfersulfid aus dem Reagenzglas genommen und in einem sauberen Reagenzglas kurz ein zweites Mal erhitzt, um Reste von Schwefel zu verdampfen. Dann wird das erhaltene, abgekühlte Kupfersulfid genau abgewogen.

Masse Kupfer in g $m_{\text{Cu}}$	Masse Kupfersulfid in g $m_{\text{(Kupfersulfid)}}$	Masse Schwefel in g $m_{\text{(S)}}$ berechnet*	Massenverhältnis $m_{\text{Cu}}/m_{\text{(S)}}$
0,50	0,63	$0,63 - 0,50 = 0,13$	$0,50/0,13 = 3,846... \sim 3,85$
1,02	1,27	$1,27 - 1,02 = 0,25$	$1,02/0,25 = 4,08$
1,45	1,82	$1,82 - 1,45 = 0,37$	$1,45/0,37 = 3,918... \sim 3,92$
2,15	2,69	$2,69 - 2,15 = 0,54$	$2,15/0,54 = 3,981... \sim 3,98$

\*Reaktionsgleichung:



Edukte                      Produkt

$$m_{\text{Edukte}} = m_{\text{Produkt}}$$

$$m_{\text{Cu}} + m_{\text{S}} = m_{\text{Produkt}}$$

$$\text{daher: } m_{\text{S}} = m_{\text{Produkt}} - m_{\text{Cu}}$$

Aus der Tabelle kann man ersehen, dass das Massenverhältnis  $\frac{m_{\text{Cu}}}{m_{\text{S}}}$  praktisch konstant bleibt

(kleine Abweichungen durch experimentelle Ungenauigkeiten sind normal). Berechnet man den Mittelwert des Massenverhältnisses, dann findet man:

$$\frac{m_{\text{Cu}}}{m_{\text{S}}} = \frac{3,58 + 4,08 + 3,92 + 3,98}{4} = 3,957... \sim 3,96$$

Folglich lautet das Massenverhältnis im Kupfersulfid und damit auch das optimale Massenverhältnis der Edukte Kupfer und Schwefel:

$$\frac{m_{\text{Cu}}}{m_{\text{S}}} = 3,96$$

Auch für andere Reaktionen kann man die Massenverhältnisse experimentell ermitteln:

Verbindung	Massenverhältnis
Magnesiumoxid	$m_{\text{(Mg)}}/m_{\text{(O)}} = 1,52$
Silberoxid	$m_{\text{(Ag)}}/m_{\text{(O)}} = 13,49$
gelbes Bleioxid	$m_{\text{(Pb)}}/m_{\text{(O)}} = 12,95$
schwarzes Bleioxid	$m_{\text{(Pb)}}/m_{\text{(O)}} = 6,475$
rotes Bleioxid	$m_{\text{(Pb)}}/m_{\text{(O)}} = 9,71$
schwarzes Kupferoxid	$m_{\text{(Cu)}}/m_{\text{(O)}} = 3,97$
rotes Kupferoxid	$m_{\text{(Cu)}}/m_{\text{(O)}} = 7,94$

**Aufgaben 1.** Rotes Eisenoxid entsteht unter bestimmten Bedingungen bei der Reaktion von Eisen mit Sauerstoff.

Experimentell ermittelt man folgende Daten:

Masse Eisenwolle (g) $m_{\text{(Fe)}}$	Masse Eisenoxid (g) $m_{\text{(Eisenoxid)}}$	Masse Sauerstoff (g) $m_{\text{(O)}}$	Massenverhältnis $m_{\text{(Fe)}}/m_{\text{(O)}}$
1,05	1,49		
2,38	3,41		
5,32	7,63		

Bestimme den Mittelwert für das Massenverhältnis  $m_{\text{(Fe)}}/m_{\text{(O)}}$  in rotem Eisenoxid!

2. Wie viel g Kupfer werden benötigt um mit 5,955 L Sauerstoff schwarzes Kupferoxid herzustellen (9 g Sauerstoff entsprechen 6,75 L Sauerstoff)?

3. Wie viel mg Sauerstoff werden benötigt um aus 1,942 g Blei rotes Bleioxid herzustellen?

4. Wie viel g Blei werden benötigt um 5,98 g schwarzes Bleioxid herzustellen?

Wie viel L Sauerstoff benötigt man für diese Reaktion (4,5 L Sauerstoff entsprechen 6 g Sauerstoff).

## • Gase

Für Gase ist das Volumen die am leichtesten zu bestimmende Größe. Um zu untersuchen, ob auch bei der Reaktion von Gasen ein konstantes Massenverhältnis vorliegt, bedient man sich deshalb dieser Größe. Kennt man das Volumen  $V$  eines Gases, so lässt sich die Masse  $m$  sehr leicht bestimmen, wenn man die Dichte  $\rho$  ( $\rho$ ) kennt:

$$m = V \cdot \rho$$

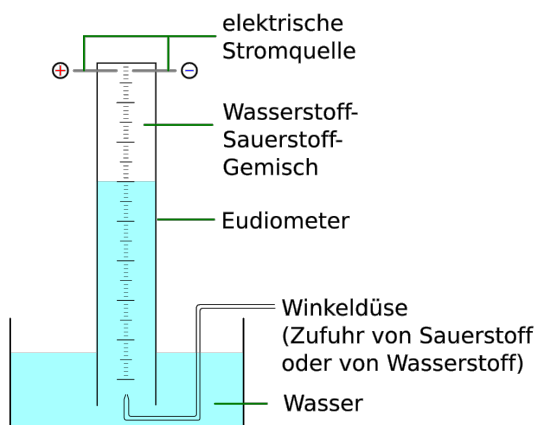
$m$ : Masse (in Gramm, g)

$V$ : Volumen (in Liter, L)

$\rho$ : Dichte (in Gramm/Liter, g/L)

Die Dichte  $\rho$  ( $\rho$ ) ist eine charakteristische Eigenschaft eines Stoffes.

Versuch: Knallgasreaktion



Da die chemische Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff explosiv verläuft, wird sie in einem besonders dafür gebauten Apparat, dem Eudiometer, untersucht. Das Eudiometer besteht aus einem dickwandigen Glaszylinder, in den man Gasgemische einführen kann. Ein elektrischer Funke erlaubt die Zündung des Gemisches. Bei der Reaktion von Sauerstoff und Wasserstoff entsteht flüssiges Wasser. Das Volumen, welches dieses Wasser einnimmt, ist unbedeutend im Vergleich zum Volumen, welches von den Gasen eingenommen wird. Nach der Reaktion steigt deshalb das Wasser teilweise im Eudiometer hoch.

Versuch	Vor der Reaktion			Nach der Reaktion	
	Volumen Sauerstoff	Volumen Wasserstoff	Volumenverhältnis Sauerstoff -Wasserstoff	Volumen Sauerstoff	Volumen Wasserstoff
A	60 mL	60 mL	60:60 = 1:1	30 mL	0 mL
B	20 mL	60 mL	20:60 = 1:3	0 mL	20 mL
C	30 mL	60 mL	30:60 = 1:2	0 mL	0 mL

Wie aus der Tabelle ersichtlich, liegt eine vollständige Reaktion nur dann vor, wenn das Volumenverhältnis Sauerstoff:Wasserstoff gleich 1:2 ist (Versuch C), denn dann bleiben keine Ausgangsstoffe mehr zurück. Aus diesem Volumenverhältnis kann man auch die Versuche A und B erklären:

- Versuch A:

60 mL Wasserstoff können mit maximal  $60/2 = 30$  mL Sauerstoff reagieren (Volumenverhältnis Sauerstoff:Wasserstoff = 30:60 = 1:2). Nach der Reaktion bleiben also noch 30 mL unreakiertes Sauerstoffgas zurück.

- Versuch B:

20 mL Sauerstoff können mit maximal  $2 \cdot 20 = 40$  mL Wasserstoff reagieren (Volumenverhältnis Sauerstoff:Wasserstoff = 20:40 = 1:2). Nach der Reaktion bleiben also noch 20 mL unreakiertes Wasserstoffgas zurück.

Aus dem Volumenverhältnis Sauerstoff:Wasserstoff gleich 1:2 kann man nun das Massenverhältnis Sauerstoff:Wasserstoff in der Verbindung Wasser errechnen.

Aus Versuch C:

- für das Wasserstoffgas:

$$m_{\text{(Wasserstoff)}} = V_{\text{(Wasserstoff)}} \cdot \rho_{\text{(Wasserstoff)}}$$

$$V_{\text{(Wasserstoff)}} = 60 \text{ mL} = 0,06 \text{ L}; \rho_{\text{(Wasserstoff)}} = 0,084 \text{ g/L.}$$

Durch Einsetzen erhält man:

$$m_{\text{(Wasserstoff)}} = 0,06 \text{ L} \cdot 0,084 \text{ g/L} = 0,00504 \text{ g}$$

- für das Sauerstoffgas:

$$m_{\text{(Sauerstoff)}} = V_{\text{(Sauerstoff)}} \cdot \rho_{\text{(Sauerstoff)}}$$

$$V_{\text{(Sauerstoff)}} = 30 \text{ mL} = 0,03 \text{ L}; \rho_{\text{(Sauerstoff)}} = 1,33 \text{ g/L.}$$

Durch Einsetzen erhält man:

$$m_{\text{(Sauerstoff)}} = 0,03 \text{ L} \cdot 1,33 \text{ g/L} = 0,0399 \text{ g}$$

- Massenverhältnis Wasserstoff:Sauerstoff =  $m_{\text{(Wasserstoff)}}/m_{\text{(Sauerstoff)}}$  in der Verbindung Wasser:

$$\frac{m_{\text{Wasserstoff}}}{m_{\text{Sauerstoff}}} = \frac{0,00504}{0,0399} = 0,126$$

Das Massenverhältnis der Elemente, aus denen eine Verbindung besteht, ist konstant.  
Das Gesetz der konstanten Massenverhältnisse ist gültig für Feststoffe, Flüssigkeiten und Gase.

### Aufgaben

1. In einen Eudiometer führt man 36 mL Wasserstoffgas und 24 mL Sauerstoffgas ein.  
Wie lautet die Zusammensetzung des Gasgemisches nach der Reaktion?

2. Stickstoff (880 mL) reagieren mit Wasserstoff (2,64 L) zu Ammoniak (7 g Stickstoff entsprechen 6 L Stickstoff, 0,25 g Wasserstoff entsprechen 3 L Wasserstoff).

Wie lautet das Massenverhältnis  $m_{\text{Stickstoff}}/m_{\text{Wasserstoff}}$  in Ammoniak? (Alle Reinstoffe sind gasförmig.)

## 4. Aufstellen von chemischen Formeln

### a. Deutung der Massengesetze

Vor fast 200 Jahren erklärte Dalton das Gesetz von der Erhaltung der Masse dadurch, dass die Elemente aus kleinsten unveränderlichen und unzerstörbaren Teilchen, den Atomen, aufgebaut sind. Bei einer chemischen Reaktion bleibt die Anzahl der Atome gleich, und somit bleibt auch die Masse erhalten.

Das Gesetz von den konstanten Massenverhältnissen erklärte Dalton dadurch, dass die verschiedenen Atome (Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich in ihrer Masse und ihrer Größe) in einem bestimmten Anzahlverhältnis und damit auch in einem bestimmten Massenverhältnis stehen.

Danach besteht eine chemische Reaktion in einer Umgruppierung der Atome, wenn man von den Edukten zu den Produkten übergeht. Eine chemische Reaktion besteht daher in der Regel in der Trennung der chemischen Bindungen der Edukte und der Bildung der chemischen Bindungen der Produkte: verschieden Atome erhalten neue Bindungspartner aber die Anzahl der Atome der verschiedenen Elemente bleibt gleich.

### b. Die Masse der Atome

Zu Daltons Zeit gab es keine Möglichkeit, die Massen der Atome zu bestimmen.

Erst im letzten Jahrhundert wurde es möglich, mit Hilfe des Massenspektrometers die relative Masse von Atomen exakt zu bestimmen. Die Atome sind unvorstellbar klein, es ist also nicht verwunderlich, dass auch die Massen der Atome sehr gering sind.

Einige Beispiele:

Element	Masse eines Atomes in g**	Masse eines Atomes in u**
Wasserstoff H	$1,674 \cdot 10^{-24}$	1,0079
Sauerstoff O	$2,657 \cdot 10^{-23}$	15,9994
Kohlenstoff C (Isotop der Masse 12)*	$1,9927 \cdot 10^{-23}$	12,0000
Kupfer	$1,055 \cdot 10^{-22}$	63,546
Uran	$3,953 \cdot 10^{-22}$	238,029

\* Ein Isotop ist ein Atom mit einer genau bestimmten Zusammensetzung.

\*\* Die atomare Masse oder die Masse eines Atomes wird als  $m_a$  abgekürzt.

Wie aus der zweiten Kolonne (Masse eines Atomes in g) der Tabelle ersichtlich, liegen die Massen der Atome in einem Bereich von etwa  $10^{-24}$  g bis  $10^{-22}$  g. In der Tat sind diese Zahlenwerte unvorstellbar klein, und es ist sehr mühsam, diese Zahlenwerte zu benutzen, wenn man mit den Massen weniger Atome Berechnungen anstellen muss. Die Chemiker benutzen deshalb eine Masseneinheit, welche dem atomaren Maßstab angepaßt ist: die atomare Masseneinheit u.

Das u ist wie folgt definiert:

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} \text{ der Masse des Kohlenstoffisotops der Masse 12,0000 u}$$

Wie die dritte Kolonne (Masse eines Atomes in u) der Tabelle zeigt, werden die Massen der Atome in u durch wesentlich einfachere Zahlen angegeben. Es ist auch viel leichter, Vergleiche der Massen anzustellen, so kann man sofort erkennen, dass die Masse des Sauerstoffatoms fast 16 mal größer ist als die Masse des Wasserstoffatoms. Genau so gut erkennt man, dass die Masse des Kupferatoms fast 4 mal größer ist als die Masse des Sauerstoffatoms.

Ebenso wie es zwischen kg und g einen Multiplikationsfaktor gibt ( $1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$ ), gibt es auch zwischen g und u einen Multiplikationsfaktor:

$$1 \text{ g} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ u} \quad \text{und} \quad 1 \text{ u} = 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

### Aufgaben

1. Wie viele Atome Gold sind in 3,50 g Gold enthalten?
2. Wie groß ist die Masse in mg von einer Milliarde Silberatomen?
3. Welche Stoffportion enthält am meisten Atome, eine Stoffportion aus 1,036 g Blei oder eine Stoffportion aus Wasserstoffatomen von 11 mg?
4. Welche Masse in g beträgt eine Stoffportion Kupfer welche aus genau so vielen Atomen besteht wie in 2,556 g Kohlenstoff vorhanden sind?



### c. Formeln aufstellen mit Hilfe des Massenverhältnisses

Wenn man das Massenverhältnis einer Verbindung kennt sowie die atomaren Massen der Elemente, dann kann man die chemische Formel der Verbindung aufstellen:

Beispiel:

Schwarzes Kupferoxid:  $\frac{m_{\text{Cu}}}{m_{\text{O}}} = 3,97 \quad (1)$

Da die Kupferportion nur aus Kupferatomen besteht nimmt man an, dass die Kupferportion aus x Kupferatomen der Masse  $m_{\text{a}(\text{Cu})}$  aufgebaut ist, das bedeutet:

$$m_{\text{Cu}} = x \cdot m_{\text{a}(\text{Cu})}$$

Ebenso besteht die Sauerstoffportion nur aus Sauerstoffatomen. Nimmt man nun an, dass die Sauerstoffportion aus y Sauerstoffatomen aufgebaut ist, so erhält man:

$$m_{\text{O}} = y \cdot m_{\text{a}(\text{O})}$$

Durch Einsetzen in (1) erhält man:

$$\frac{x \cdot m_{\text{a}(\text{Cu})}}{y \cdot m_{\text{a}(\text{O})}} = 3,97$$

Die atomaren Massen sind bekannt:  $m_{\text{a}(\text{Cu})} = 63,5 \text{ u}$  und  $m_{\text{a}(\text{O})} = 16,0 \text{ u}$

$$\frac{x \cdot 63,5}{y \cdot 16,0} = 3,97$$

Durch Umsetzen erhält man:

$$\frac{x}{y} = \frac{3,97 \cdot 16,0}{63,5}$$

Durch Ausrechnen erhält man:

$$\frac{x}{y} \sim 1$$

Oder:

$$\frac{x}{y} = \frac{1}{1}$$

x stellt 1 Atom Cu dar, y stellt 1 Atom O dar, auf 1 Atom Cu kommt 1 Atom O!

Das heisst, das Anzahlverhältnis lautet:

$$\frac{N_{\text{Cu}}}{N_{\text{O}}} = \frac{1}{1}$$

Die chemische Formel oder in diesem Fall auch die Verhältnisformel lautet: CuO

**Aufgaben**

1. Bei der Synthese von Magnesiumoxid ergab sich folgendes Massenverhältnis:

$$\frac{m_{\text{Magnesium}}}{m_{\text{Sauerstoff}}} = \frac{1,52}{1}$$

Wie lautet die Verhältnisformel von Magnesiumoxid?

2. Bei der Synthese von Silberoxid ergab sich folgendes Massenverhältnis:

$$\frac{m_{\text{Silber}}}{m_{\text{Sauerstoff}}} = \frac{13,49}{1}$$

Wie lautet die Verhältnisformel von Silberoxid?

3. Ein Eisenoxid besitzt folgendes Massenverhältnis:

$$\frac{m_{\text{Eisen}}}{m_{\text{Sauerstoff}}} = \frac{3,49}{1}$$

Wie lautet die Verhältnisformel von Eisenoxid?

#### d. Formeln aufstellen mit Hilfe der Wertigkeit (Valenz)

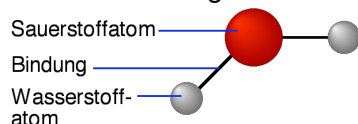
##### • Wertigkeit oder Valenz

Wenn Elemente chemisch miteinander reagieren dann entstehen Verbindungen.  
In den Verbindungen bestehen zwischen den Atomen feste Bindungen.

Beispiel: Wasser

Das kleinste Wasserteilchen ist ein Wassermolekül.

Es besteht aus drei Atomen: einem Sauerstoffatom und zwei Wasserstoffatomen, welche an das Sauerstoffatom gebunden sind.



Das Sauerstoffatom geht zwei Bindungen ein, seine Wertigkeit (Valenz) beträgt 2.

Die beiden Wasserstoffatome gehen jeweils nur eine Bindung ein, ihre Wertigkeit (Valenz) beträgt 1

Die Wertigkeit oder Valenz eines Atoms gibt an, wie viele Bindungen es eingehen kann.

Die Wertigkeit kann man mit Hilfe des PSE (**P**erioden**S**ystem der **E**lemente) bestimmen:

Element der Hauptgruppe	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Wertigkeit (Valenz)	1	2	3	4	3	2	1	0

Beispiele: Die Valenz von Aluminium Al beträgt 3

Die Valenz von Sauerstoff O beträgt 2

Die Valenz von Iod I beträgt 1

Besitzt ein Element eine andere Wertigkeit als in der Tabelle, oder aber handelt es sich um ein Element aus einer Nebengruppe, so muss die Valenz mit Hilfe einer römischen Zahl in Klammern angegeben werden:

Beispiele: Die Valenz von Schwefel S beträgt 2

Die Valenz von Schwefel S(IV) beträgt 4

Die Valenz von Schwefel S(VI) beträgt 6

Die Valenz von Eisen Fe(II) beträgt 2

Die Valenz von Eisen Fe(III) beträgt 3

Einige Elemente können Atomgruppen bilden, welche auch eine bestimmte Valenz (Wertigkeit) besitzen:

Formel	Name	Wertigkeit (Valenz)
-NO <sub>3</sub>	Nitrat	1
-OH	Hydroxid	1
-NH <sub>4</sub>	Ammonium	1
-CN	Cyanid	1
=SO <sub>4</sub>	Sulfat	2
=CO <sub>3</sub>	Carbonat	2
≡PO <sub>4</sub>	Phosphat	3

## · Kreuzschema

Mit Hilfe des Kreuzschemas kann man die chemische Formel von einfachen Verbindungen aufstellen.

Beispiel: Stelle die Formel der Verbindung zwischen Blei und Sauerstoff auf.

1. Symbole anschreiben, in folgender Reihenfolge:

- Metalle
- Wasserstoff
- Nichtmetalle oder Atomgruppen
- Sauerstoff

2. Wertigkeiten unter die Symbole schreiben

3. Vereinfachen falls möglich

4. Wertigkeiten austauschen

5. Formel anschreiben

6. Namen der Verbindung aufstellen, man erhält:

- ein Salz, falls ein Metall mit einem Nichtmetall reagiert:

Namen des ersten Elementes plus Endung:

- oxid für Sauerstoff
- sulfid für Schwefel
- halogenid für ein Halogen (chlorid für Chlor...)
- carbid für Kohlenstoff
- Name für Atomgruppe

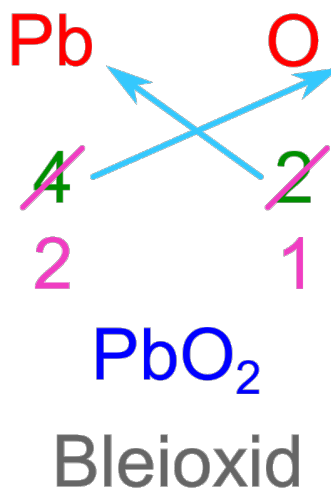
- ein Molekül, falls zwei Nichtmetalle miteinander reagieren:

Im Namen wird zusätzlich die jeweilige Indexzahl mit folgenden Präfixen angegeben:

- 1 Mono
- 2 Di
- 3 Tri
- 4 Tetra
- 5 Penta

Der Präfix Mono wird jeweils nur bei dem zweiten Element angegeben

Beispiele: CO Kohlenstoffmonoxid  
 CO<sub>2</sub> Kohlenstoffdioxid  
 N<sub>2</sub>O Distickstoffmonoxid  
 N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> Distickstoffpentaoxid



**Aufgabe:** Gib jeweils den Namen der Verbindung an.

1. AlCl<sub>3</sub>

2. AuCl<sub>3</sub>

3. PCl<sub>3</sub>

4. Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

5. Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

6. N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

7. NO

## e. Verhältnisformel, Molekülformel, Formeleinheit und Masse von chemischen Formeln

### • Verhältnisformel

Die Verhältnisformel gibt die Art und das Anzahlverhältnis der Atome in einer Verbindung an.

Beispiel:

Für Wasser  $\text{H}_2\text{O}$  ist das Anzahlverhältnis  $N_{(\text{H})}:N_{(\text{O})} = 2:1$ .

### • Molekülformel

Wenn Nichtmetallatome zu einer Verbindung reagieren, dann entstehen Moleküle. Bei Raumtemperatur können Moleküle Gase, Flüssigkeiten oder Feststoffe bilden.

Die Molekülformel gibt die Art und die Anzahl der Atome in einer Verbindung aus Nichtmetallatomen an.

Molekülformel und Verhältnisformel können, müssen aber nicht gleich sein.

Beispiele:

Name	Molekülformel	Verhältnisformel
Wasser	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}$
Benzol	$\text{C}_6\text{H}_6$	$\text{CH}$
Essigsäure	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$	$\text{CH}_2\text{O}$

Für Wasser sind Molekülformel und Verhältnisformel gleich, da man das Anzahlverhältnis  $N_{(\text{H})}:N_{(\text{O})} = 2:1$  nicht vereinfachen kann.

Für Benzol sind Molekülformel und Verhältnisformel verschieden, da man das Anzahlverhältnis  $N_{(\text{C})}:N_{(\text{H})} = 6:6$  in der Molekülformel, durch Dividieren durch einen Faktor 6, zu  $N_{(\text{C})}:N_{(\text{H})} = 1:1$  vereinfachen kann.

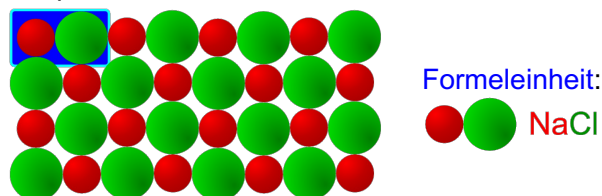
Für die Essigsäure sind Molekülformel und Verhältnisformel verschieden, da man das Anzahlverhältnis  $N_{(\text{C})}:N_{(\text{H})}:N_{(\text{O})} = 2:4:2$  in der Molekülformel, durch Dividieren durch einen Faktor 2, zu  $N_{(\text{C})}:N_{(\text{H})}:N_{(\text{O})} = 1:2:1$  vereinfachen kann.

### • Formeleinheit

Wenn ein Metall und ein Nichtmetall zu einer Verbindung reagieren, dann entsteht ein Salz. Bei Raumtemperatur bilden Salze Kristalle (Feststoffe).

Auch kleinste Mengen eines Salzes (eines Kristalls) sind aus einer unvorstellbar großen Anzahl Salzteilchen aufgebaut. Die kleinste Einheit welche die chemische Zusammensetzung des Salzes beschreibt bezeichnet man als Formeleinheit.

Beispiel: Kochsalz  $\text{NaCl}$



Die Formeleinheit gibt die Art und die Anzahl der Atome in einem Salz an.

Formeleinheit und Verhältnisformel sind gleich.

# • Massen von chemischen Formeln

Chemische Formel ist ein Überbegriff der sowohl eine Molekülformel wie auch eine Formeleinheit darstellen kann.

Beispiele:

- Masse der Formeleinheit von Eisensulfid FeS (chemische Formel)

$$N_{\text{(Fe)}}:N_{\text{(S)}} = 1:1$$

Auf ein Eisenatom kommt ein Schwefelatom, die Masse der Formeleinheit ist folglich gleich der atomaren Masse von Eisen  $m_{\text{a(Fe)}}$  plus der atomaren Masse von Schwefel  $m_{\text{a(S)}}$ :

$$m_{\text{a(FeS)}} = m_{\text{a(Fe)}} + m_{\text{a(S)}}$$

Durch Einsetzen der Zahlenwerte der Atommassen erhält man:

$$m_{\text{a(FeS)}} = 55,847 \text{ u} + 32,066 \text{ u} = 87,913 \text{ u}$$

- Masse des Benzolmoleküls C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> (chemische Formel)

$$N_{\text{(C)}}:N_{\text{(H)}} = 6:6$$

Auf sechs Kohlenstoffatome kommen sechs Wasserstoffatome, die Masse der Molekülformel ist folglich gleich sechs mal die atomare Masse von Kohlenstoff  $m_{\text{a(C)}}$  plus sechs mal der atomaren Masse von Wasserstoff  $m_{\text{a(H)}}$ :

$$m_{\text{a(C}_6\text{H}_6\text{)}} = 6 \cdot m_{\text{a(C)}} + 6 \cdot m_{\text{a(H)}}$$

Für eine chemische Formel A<sub>a</sub>B<sub>b</sub>C<sub>c</sub>... lautet die Masse:

$$m_{\text{a(A}_a\text{B}_b\text{C}_c\text{...)}} = a \cdot m_{\text{a(A)}} + b \cdot m_{\text{a(B)}} + c \cdot m_{\text{a(C)}} + \dots$$

## f. Aufgaben

1. Errechne die Verhältnisformeln für folgende Molekülformeln.

Molekülformel		Verhältnisformel		
Formel	Masse-M in u	Formel	Masse-V in u	Masse-M Masse-V
C <sub>3</sub> H <sub>6</sub>				
C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>				
C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>				
C <sub>8</sub> H <sub>4</sub> O <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>				
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> N <sub>4</sub> O <sub>4</sub>				

2. Stelle folgende Formeln auf, gib den Namen an und berechne die Masse in u!

Blei und Sauerstoff

Fluor und Calcium

Iod und Kalium

Blei(II) und Sauerstoff

Bor und Fluor

Chlor und Barium

Aluminium und Kohlenstoff

Sauerstoff und Eisen(III)

Schwefel und Silber(I)

Phosphor und Brom

Sauerstoff und Stickstoff(II)

Schwefel und Lithium

Chlor und Kupfer(II)

Sauerstoff und Stickstoff

Nitrat und Silber(I)

Lithium und Carbonat

Hydroxid und Aluminium

Phosphat und Calcium

Cyanid und Natrium

Ammonium und Nitrat

Sulfat und Ammonium

3. Essigsäure besteht aus 2 Atomen Kohlenstoff, 4 Atomen Wasserstoff und 2 Atomen Sauerstoff. Erstelle die Molekülformel und die Verhältnisformel. Errechne die Masse der Essigsäure in u.

4. Wie lautet die prozentuale Massenzusammensetzung von Alkohol  $C_2H_6O$ ?

5. Lindan  $C_6H_6Cl_6$  ist ein Insektizid. Errechne die prozentuale Massenzusammensetzung.

6. Ein Reinstoff (Molekülmasse 198 u) besteht aus 36,4% Kohlenstoff, 3,0% Wasserstoff, 28,3% Stickstoff und 32,3% Sauerstoff. Erstelle die Verhältnisformel und die Molekülformel.



7. Fülle folgende Tabelle aus!

Beispiel	Anzahl Atome jeder Atomart	$N_M$ $N_F^*$	Bedeutung (Zahl und Aufbau)
7 Au	$7 \cdot 1 = 7 \text{ Au}$	0	7 (unabhängige) Goldatome
3 H <sub>2</sub> O	$3 \cdot 2 = 6 \text{ H}$ $3 \cdot 1 = 3 \text{ O}$	3	3 Moleküle Wasser Ein Molekül Wasser besteht aus zwei Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom.
NH <sub>3</sub> Ammoniak			
4 HCl Chlorwasserstoff			
2 F			
F <sub>2</sub>			
7 Ca(OH) <sub>2</sub>			
3 Mg <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>			
6 NO <sub>2</sub> + 8 Hg			
15 LiAl(OH) <sub>4</sub>			

\*Anzahl Moleküle ( $N_M$ ) oder Anzahl Formeleinheiten ( $N_F$ )

## 5. Aufstellen und Einrichten von Gleichungen

### a. Wortgleichung, Edukte und Produkte

Die **Wortgleichung (WG)** beschreibt eine chemische Reaktion und gibt die Edukte (Ausgangsstoffe) sowie die Produkte (Endstoffe) an. Je nach Formulierung muss man eine Angabe in die entsprechende Wortgleichung umändern. In der **chemischen Gleichung (CG)** sind Edukte und Produkte durch einen Reaktionspfeil ( $\rightarrow$ ) getrennt:

Edukte  $\rightarrow$  Produkte

Beispiel:

**Kohlenstoffdioxid** reagiert mit **Kalkwasser** (homogene wässrige Lösung von Calciumhydroxid) zu **Calciumcarbonat** und **Wasser**.

oder:

Man erhält **Calciumcarbonat** und **Wasser** bei der Reaktion von **Kohlenstoffdioxid** mit **Kalkwasser**.

**WG:** **Kohlenstoffdioxid** reagiert mit **Kalkwasser** zu **Calciumcarbonat** und **Wasser**.

**CG:**  $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Einige Elemente des Periodensystem kommen nur als Moleküle vor. Dies sind die Elemente Cl, O, H, N, Br, I, F. Hintereinander gesprochen ergibt dies etwa "Clohnbrif". erinnert man sich an "Clohnbrif", so kann man auch die Elemente benennen die nur als Moleküle vorkommen. Alle anderen Elemente werden einfach durch ihr Symbol dargestellt.

Name	Molekülformel	Aggregatzustand
Chlor oder Chlorgas	$\text{Cl}_2$	gasförmig
Sauerstoff oder Sauerstoffgas	$\text{O}_2$	gasförmig
Ozon	$\text{O}_3$	gasförmig
Wasserstoff oder Wasserstoffgas	$\text{H}_2$	gasförmig
Stickstoff oder Stickstoffgas	$\text{N}_2$	gasförmig
Brom	$\text{Br}_2$	flüssig
Iod	$\text{I}_2$	fest
Fluor oder Fluorgas	$\text{F}_2$	gasförmig

### b. Einrichten von Gleichungen

Nach Daltons Atomhypothese können Atome nicht zerstört werden, daraus ergibt sich, dass vor und nach einer Reaktion dieselbe Anzahl aller Atomarten vorliegen muss. bei einer chemischen Gleichung erreicht man dies durch Voranstellen von Koeffizienten.

Einige einfache Regeln vereinfachen das Einrichten:

- nur ganze Koeffizienten benutzen (Bruchzahlen mit einem Nenner 2 sind aber erlaubt)
- den Koeffizienten 1 schreibt man nicht an
- die Koeffizienten müssen den kleinst möglichen ganzen Zahlen entsprechen
- zuerst gleicht man nur die Elemente aus, welche links und rechts vom Reaktionspfeil nur einmal vorkommen
- ungerade Zahlen verwandelt man falls nötig durch Multiplizieren mit 2 in gerade Zahlen

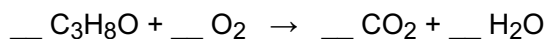
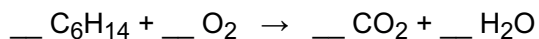
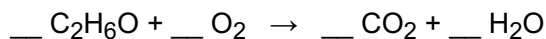
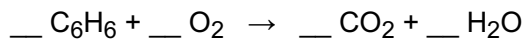
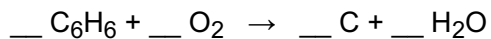
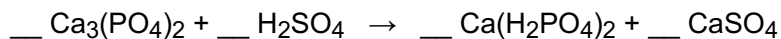
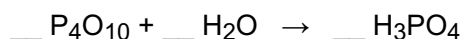
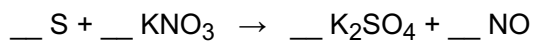
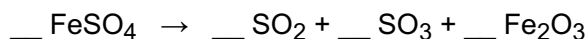
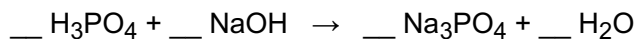
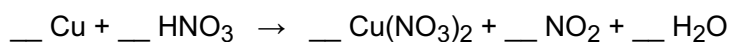
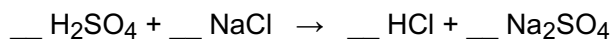
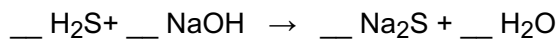
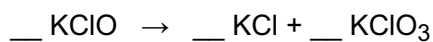
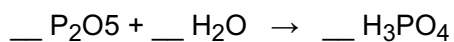
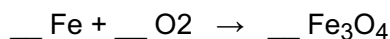
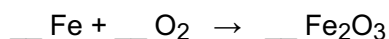
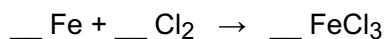
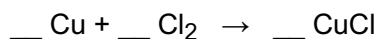
**c. Aufgaben**

**1.** Stelle folgende Gleichungen auf und richte ein:

- a.** Eisen reagiert mit Sauerstoffgas zu Eisen(III)-oxid.
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- b.** Calciumcarbid (Kohlenstoff, Wertigkeit 1) reagiert mit Wasser zu Ethin ( $C_2H_2$ ) und Calciumhydroxid.
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- c.** Lithium reagiert mit Wasser zu Lithiumhydroxid und Wasserstoffgas.
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- d.** Eisen(III)-oxid reagiert mit Kohlenstoffmonoxid zu Eisen und Kohlenstoffdioxid.
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- e.** Man erhält Wasserstoffgas und Magnesiumchlorid bei der Reaktion von Salzsäure (HCl) mit Magnesium.
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- f.** Es wird Wasserstoffgas und Natronlauge (Verbindung aus Natrium und Hydroxid) bei der Reaktion von Natrium mit Wasser gebildet.
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- g.** Beim Verbrennen (Reaktion mit Sauerstoff) von Phosphor entsteht Diphosphorpentaoxid.
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- h.** Synthese von Ammoniak (Verbindung aus Stickstoff und Wasserstoff).
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- i.** Analyse von Silber(I)sulfid.

j. Bei der Reaktion von Schwefeldioxid mit Sauerstoffgas entsteht Schwefeltrioxid.

## 2. Ausgleichen:



## 6. Redoxreaktionen

### a. Oxidation

Beispiele:

- Metall + Sauerstoff → Metalloxyd  
 $4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_3$
- Nichtmetall + Sauerstoff → Nichtmetalloxyd  
 $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$
- Oxidation von Reinstoffen  
 $2 \text{ SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ SO}_3$

Oxidation: chemische Reaktion bei der Sauerstoff aufgenommen wird.

### b. Reduktion

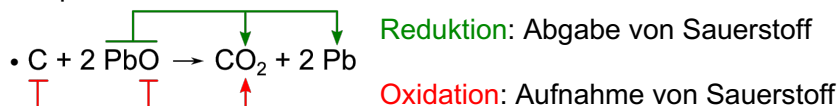
Beispiele:

- Thermolyse  
 $2 \text{ HgO} \rightarrow 2 \text{ Hg} + \text{O}_2$
- Elektrolyse  
 $2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ H}_2 + \text{O}_2$

Reduktion: eine chemische Reaktion, bei der Sauerstoff abgegeben wird.

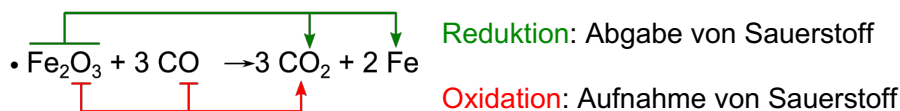
### c. Redoxreaktion

Beispiele:



C: Reduktionsmittel, denn nimmt Sauerstoff auf  
 C reduziert PbO zu Pb und bildet CO<sub>2</sub>

PbO: Oxidationsmittel, denn gibt Sauerstoff ab  
 PbO oxidiert C zu CO<sub>2</sub> und bildet Pb



CO: Reduktionsmittel, denn nimmt Sauerstoff auf  
 CO reduziert Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> zu Fe und bildet CO<sub>2</sub>

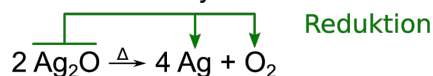
Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: Oxidationsmittel, denn gibt Sauerstoff ab  
 Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> oxidiert CO zu CO<sub>2</sub> und bildet Fe

Redoxreaktion: eine chemische Reaktion, bei der Oxidation und Reduktion gleichzeitig ablaufen.

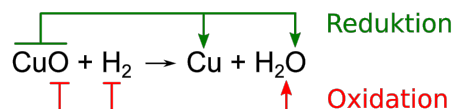
## d. Anwendungen

### (i) Herstellung von Metallen aus Metalloxiden

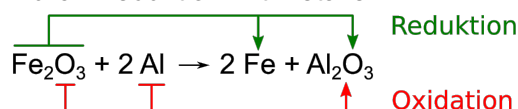
- Durch Thermolyse



- Durch Reduktion mit Nichtmetallen



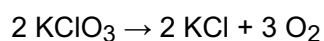
- Durch Reduktion mit Metallen



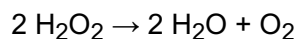
Thermitverfahren: die Reaktion ist so exotherm, dass das entstehende Eisen schmilzt

### (ii) Herstellung von Sauerstoff

- Im Labor durch thermische Zersetzung von Kaliumchlorat ( $\text{KClO}_3$ , als Katalysator benutzt man Braunstein  $\text{MnO}_2$ ):



oder durch die Zersetzung von Wasserstoffperoxyd ( $\text{H}_2\text{O}_2$ , auch hier wird Braunstein  $\text{MnO}_2$  als Katalysator benutzt):



In beiden Fällen handelt es sich um Reduktionen da jeweils Sauerstoff freigesetzt wird.

- In der Industrie erhält man Sauerstoff durch fraktionierte Destillation von flüssiger Luft. Flüssige Luft kann man mit Hilfe des Linde-Verfahrens herstellen.

## e. Aufgaben

1. Stelle jeweils die Gleichung auf, richte ein und gib an, welche Fachbegriffe zutreffen: Oxidation, Reduktion, Synthese, Analyse

a. Schwefel wird verbrannt (in der Verbindung ist Schwefel 4-wertig).

b. Quecksilber(II)-oxid wird beständig erhitzt.

c. Vollständiges Verbrennen von Kohle.

**d.** Magnesium verbrennt mit einer sehr hellen Flamme zu einem weißen Pulver.

**e.** Zersetzung von Silberoxid.

**f.** Aluminium verbrennt in der Bunsenbrennerflamme unter Funkenbildung.

**g.** Explosion eines Wasserstoff-Sauerstoff-Gemisches.

**2.** Stelle jeweils die Gleichung auf, richte ein und gib Oxidation und Reduktion an.  
Erkläre welches Edukt das Oxidationsmittel und welches Edukt das Reduktionsmittel ist.

**a.** Kupfer(II)-oxid reagiert mit Kohlenstoff zu Kohlenstoffdioxid und einem Metall.

**b.** Man erhält ein Metall und Wasser bei der Reaktion von Eisen(III)-oxid mit Wasserstoff.

**c.** Man erhält Magnetit ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ) und Kupfer bei der Reaktion von Kupfer(II)-oxid mit Eisen.

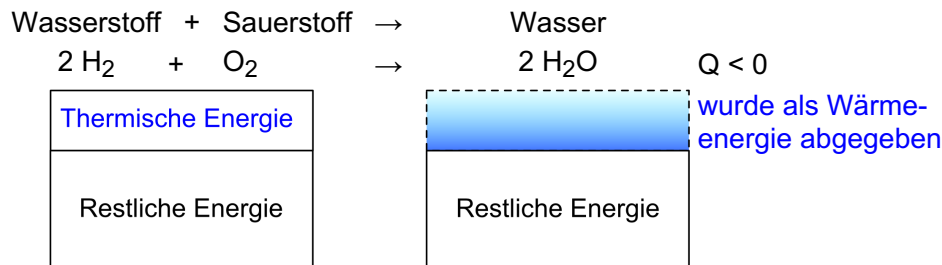
**d.** Magnetit reagiert mit Kohlenstoffmonoxid zu Kohlenstoffdioxid und Eisen(II)-oxid.

## 7. Chemische Reaktion und Energie

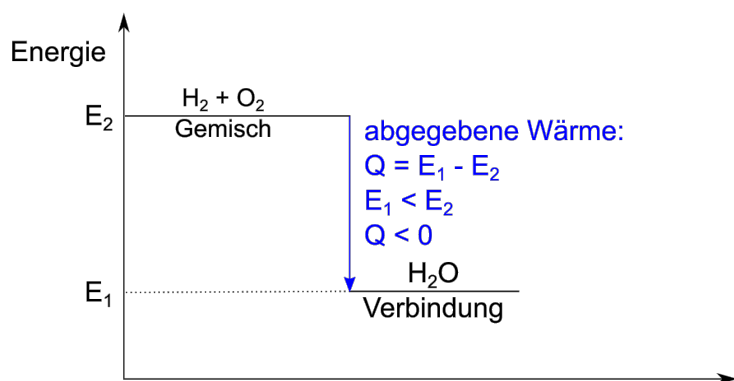
### a. Exotherme Reaktion

Beispiel: Knallgasprobe

Nach dem Zünden verläuft die Reaktion von selbst (Explosion). Dabei wird Wärmeenergie freigesetzt.



Energiediagramm: exotherme chemische Reaktion (Wärmeabgabe)

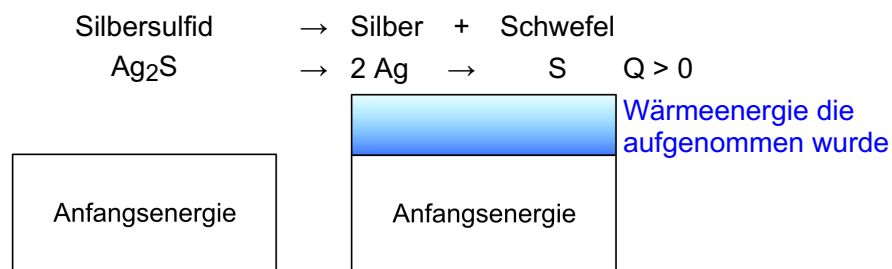


Der Energiegehalt des  $\text{H}_2\text{-O}_2$ -Gemisches ist höher als das von der Verbindung  $\text{H}_2\text{O}$ .

### b. Endotherme Reaktion

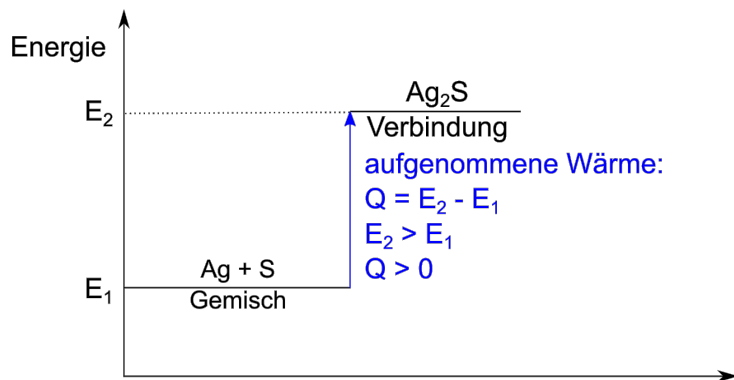
Beispiel: Zersetzung von Silbersulfid

Das Reaktionsgemisch muss beständig erhitzt werden. Es wird fortwährend Wärmeenergie aufgenommen. Wenn man mit Erhitzen aufhört, wird die Reaktion unterbrochen.





Energiediagramm: endotherme chemische Reaktion (Wärmeaufnahme)

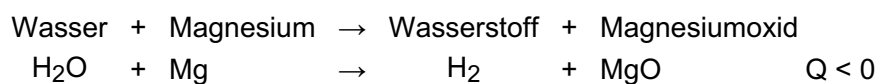


Der Energiegehalt von der Verbindung  $\text{Ag}_2\text{S}$  ist größer als der des Ag-S-Gemisches.

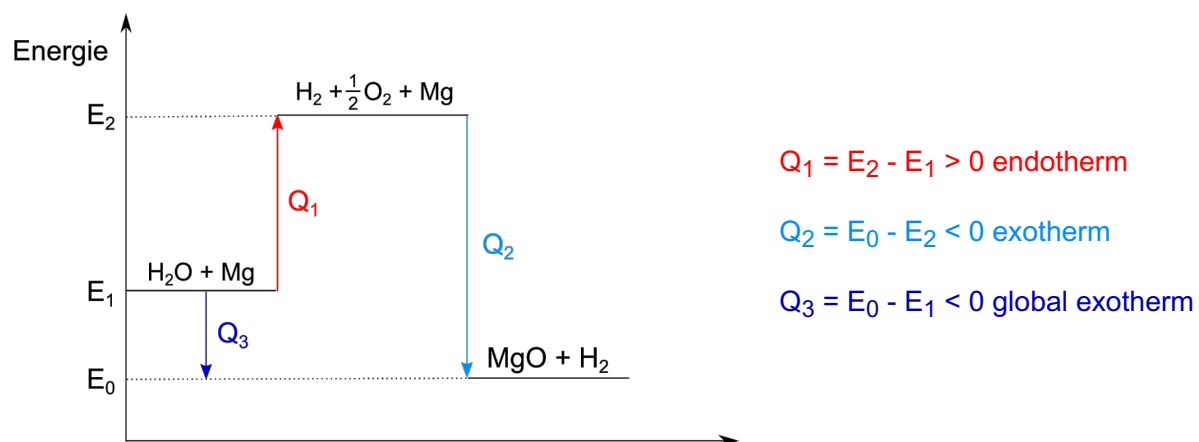
### c. Umsetzung: Kombination aus endothermen und exothermen Vorgängen

Beispiel: Reaktion von Wasser mit Magnesium

Um die Edukte zu zersetzen, muss man Energie hinzufügen (endothermer Vorgang). Die Bildung der Produkte setzt Energie frei (exothermer Vorgang)



Energiediagramm: global eine exotherme chemische Reaktion (Wärmeabgabe)



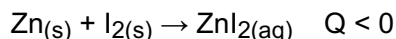
Die Reaktion ist global exotherm weil  $|Q_2| > |Q_1|$ , bei der Bildung der Produkte aus Elementen wird mehr Energie freigesetzt als bei der Spaltung der Edukte in Elemente benötigt wird.

- Exotherme Reaktion: chemische Reaktion bei der Energie freigesetzt wird.
- Endotherme Reaktion: chemische Reaktion bei der Energie aufgenommen wird.

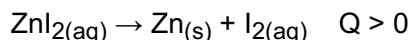
#### d. Energieerhaltungssatz

Versuch:

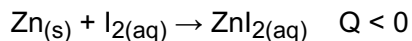
- Reaktion von Zink mit Iod in Wasser



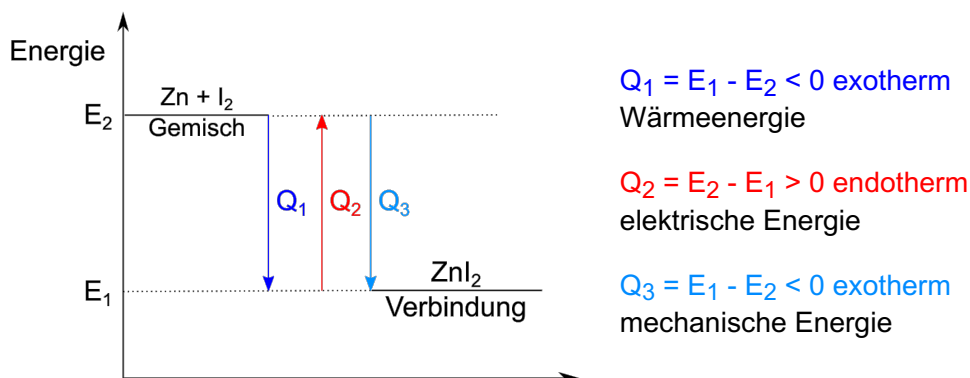
- Filtration des Reaktionsgemisches und Elektrolyse von Zink(II)-iodid in einem U-Rohr



- Unterbrechung der Elektrolyse und Anbringen eines Elektromotors



Energiediagramm: Umwandlung einer Energieform in eine andere Energieform



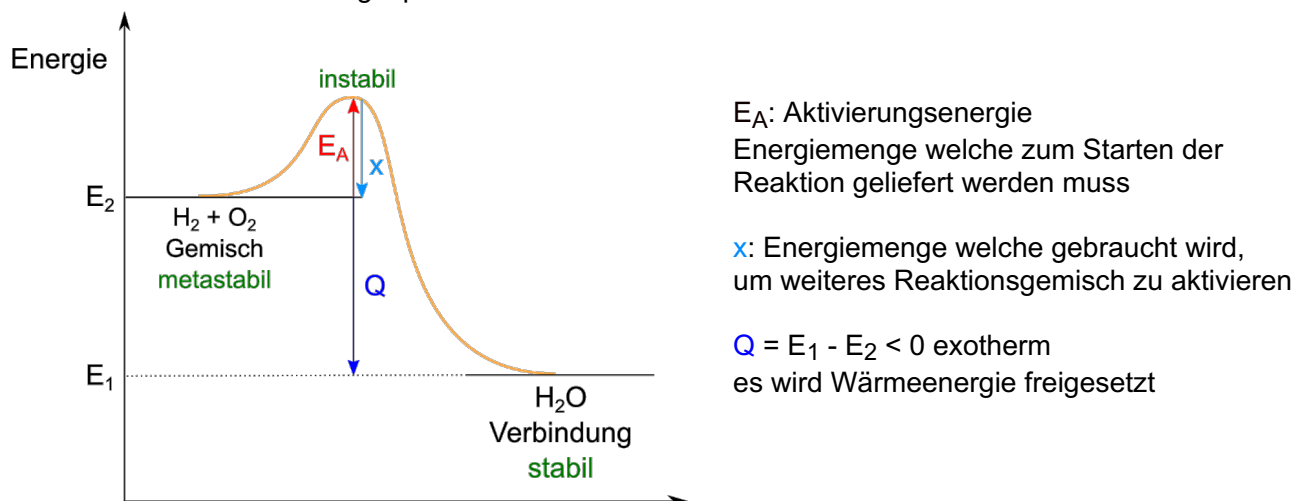
Energieerhaltungssatz:

Energie kann weder hergestellt noch zerstört werden, sie kann aber von einer Energieform in eine andere umgewandelt werden.

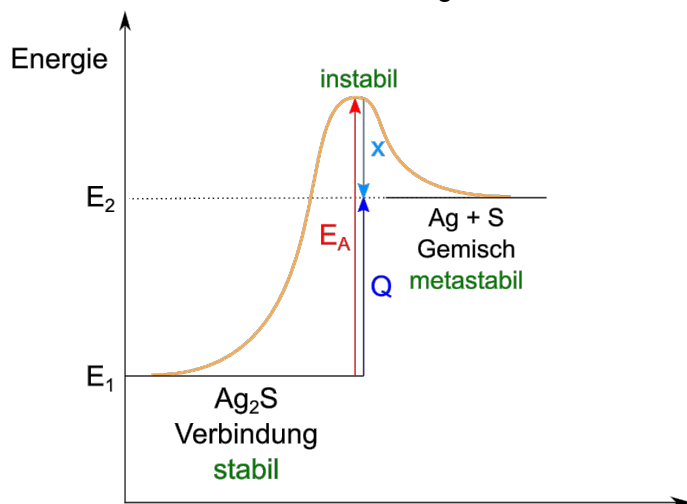
#### e. Aktivierungsenergie

Beispiele:

- Exotherme Reaktion: Knallgasprobe



- Endotherme Reaktion: Zersetzung von Silbersulfid



$E_A$ : Aktivierungsenergie

$x$ : Energiemenge welche freigesetzt wird, die Aktivierungsenergie ist aber so hoch, dass die Reaktion endotherm verläuft

$Q = E_2 - E_1 > 0$  endotherm  
es muss Wärmeenergie geliefert werden damit die Reaktion weiter verläuft

#### f. Katalysator und Aktivierungsenergie

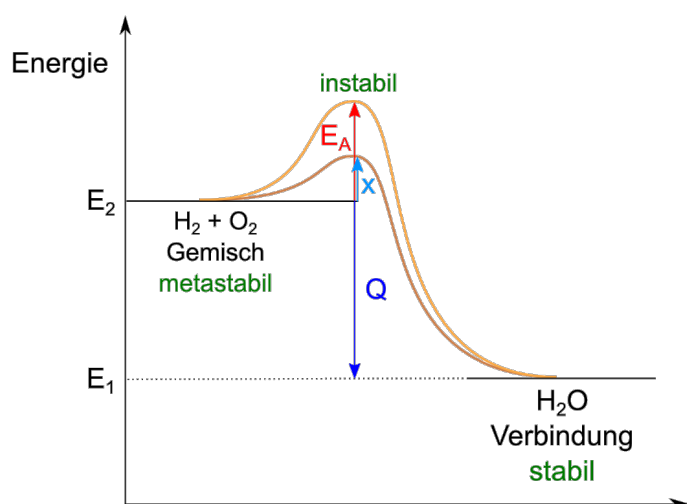
Beispiele:

- Ohne Zünden ist ein Wasserstoff-Sauerstoff-Gemisch metastabil:  
 $H_2$  reagiert nicht mit  $O_2$

- Ein Funke ( $\sim 600^\circ C$ ) genügt jedoch, es kommt zur Explosion:  
 $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O \quad Q < 0$

- Mit Hilfe eines Katalysators (zum Beispiel Platinwolle) verläuft die Reaktion schon bei Raumtemperatur:  
 $2 H_2 + O_2 \xrightarrow{Pt} 2 H_2O \quad Q < 0$

Energiediagramm:



$E_A$ : Aktivierungsenergie ohne Katalysator

$x$ : Aktivierungsenergie mit Katalysator

$Q = E_1 - E_2 < 0$  exotherm

Eigenschaften eines Katalysators:

- Ein Katalysator verringert die Aktivierungsenergie einer chemischen Reaktion.
  - Ein Katalysator beschleunigt eine Reaktion und erlaubt, dass die Reaktion bei niedriger Temperatur abläuft.
  - Ein Katalysator liegt vor und nach der Reaktion unverändert vor: er wird bei einer Reaktion nicht verbraucht, deshalb genügen schon geringe Mengen um eine Reaktion zu beschleunigen.
- Aus diesem Grund wird der Katalysator auch über den Reaktionspfeil geschrieben.

#### g. Aufgaben

1. Gib für folgende Reaktionen an, ob sie exotherm oder endotherm verlaufen und begründe deine Antwort. Gib dann die Reaktionsgleichung an.

a. Durch beständiges Erhitzen erhält man Calciumoxid und Kohlenstoffdioxid aus Calciumcarbonat .

b. Ein Stück Magnesiumband wird entzündet und verbrennt mit einer grellen weißen Flamme.

c. Eine wässrige Lösung von Kupfer(II)-chlorid wird durch Elektrolyse in Elemente zersetzt.

d. Erdgas (Methan,  $\text{CH}_4$ ) verbrennt zu Wasser und Kohlenstoffdioxid.

e. Wasserstoffperoxid ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) zerfällt zu Wasser und Sauerstoff.

**2.** Bei der Bildung von Eisen(II)-sulfid kann man ein helles Aufglühen beobachten. Bei der Bildung von Silber(I)-sulfid ist ein leichtes Aufglühen fast nicht zu bemerken.

**a.** Wie kann man beide Reaktionen unter energetischen Gesichtspunkten bezeichnen? Begründe die Antwort.

**b.** Gib für jede Reaktion die Gleichung und ein beschriftetes Energiediagramm an.

**3.** Elektrolyse von Wasser.

Gib die Gleichung und ein beschriftetes Energiediagramm an.

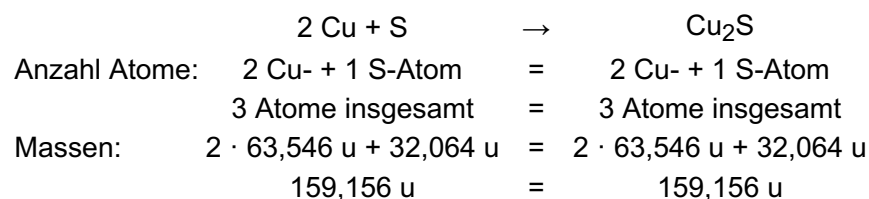
**4.** Ethanol ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ) verbrennt (Reaktion mit Sauerstoff) zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.

Gib die Gleichung und ein beschriftetes Energiediagramm an.

## 8. Quantitative Beziehungen

### a. Die Stoffmenge n der Einheit mol

Bei der Reaktion von Kupfer mit Schwefel entsteht als Reaktionsprodukt Kupfer(I)-sulfid. Um diese Reaktion praktisch auszuführen, benötigt der Chemiker eine Stoffportion Kupfer der Masse  $m_{(\text{Cu})}$  und eine Stoffportion Schwefel der Masse  $m_{(\text{S})}$ .



Da der Chemiker meistens Reaktionen mit Stoffportionen ausführt, die mehrere mg oder g ausmachen, ist die Masseneinheit u denkbar ungeeignet, um die Massen der benötigten Stoffportionen darzustellen. Die Massen in u eines Atomes kann man aus dem Periodensystem der Elemente herauslesen. Wenn man nun die Massen des Periodensystems in g benutzt, wie viele Atome stellen diese Stoffportionen dann dar? Die Beziehung zwischen g und u ist bekannt:

$$1 \text{ g} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

Für eine Stoffportion von x g erhält man:

$$x \text{ g} = x \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ u} \quad (1)$$

Die Masse eines Atomes Kupfer beträgt 63,546 u. Nimmt man nun eine Stoffportion der Masse  $m_{(\text{Cu})} = 63,546 \text{ g}$ , dann erhält man durch Einsetzen in (1), ( $x = 63,546$ ):

$$63,546 \text{ g} = 63,546 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

Durch Umsetzen erhält man:

$$63,546 \text{ g} = 6,022 \cdot 10^{23} \cdot 63,546 \text{ u}$$

Da aber die Masse eines Atomes Kupfer gleich  $m_{\text{a}(\text{Cu})}$  gleich 63,546 u ist, kann man dies auch anders anschreiben:

$$m_{(\text{Cu})} = 6,022 \cdot 10^{23} \cdot m_{\text{a}(\text{Cu})}$$

Die 63,546 g Kupfer stellen also eine Kupferportion der Masse  $m_{(\text{Cu})}$  dar, welche aus  $6,022 \cdot 10^{23}$  Kupferatomen der Masse  $m_{\text{a}(\text{Cu})} = 63,546 \text{ u}$  aufgebaut ist.

- Eine Stoffportion eines Elementes gleich der Massenzahl in g des Periodensystems enthält  $6,022 \cdot 10^{23}$  Atome dieses Elementes.
- Diese sehr große Zahl nennt man die Loschmidsche Zahl symbolisch als  $N_L$  angeschrieben.
- $N_L$  Teilchen eines Stoffes bilden eine Stoffmenge n gleich 1 mol.

### b. Die Teilchenanzahl N

Kennt man die Stoffmenge  $n$  in mol eines Stoffes, so kann man sehr leicht die Teilchenanzahl  $N$  dieser Stoffportion berechnen.

Die Teilchenanzahl  $N$  ist proportional zur Stoffmenge  $n$  (in mol), man kann also schreiben:

$$N \sim n$$

Durch Einführung der Proportionalitätskonstante  $N_A$  (Avogadrosche Konstante), erhält man eine Beziehung zwischen Teilchenanzahl  $N$  und Stoffmenge  $n$  eines Stoffes:

$$N = N_A \cdot n \quad N: \text{ Teilchenanzahl}$$

$N_A$ : Konstante von Avogadro ( $6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}$ )

$n$ : Stoffmenge (mol)

Die Beziehung  $N = N_A \cdot n$  erlaubt die einfache Bestimmung der Teilchenanzahl einer Stoffmenge von  $n$  mol.

### Aufgabe

Wie viele Atome Kupfer sind in einer Stoffmenge  $n$  gleich 2,35 mol enthalten?

### c. Die molare Masse M

Die molare Masse  $M$  (in g/mol) ist die Masse  $m$  (in g) einer Stoffmenge  $n$  gleich 1 mol.

$$M = \frac{m}{n} \frac{(\text{g})}{(\text{mol})}$$

$M$ : Molare Masse in g/mol

$m$ : Masse in g

$n$ : Stoffmenge in mol

Die molare Masse eines Elementes wird im Periodensystem der Elemente angegeben (Massenzahl in g/mol).

Beispiele:

Molare Masse von Kupfer: 63,546 g/mol.

Molare Masse von Gold: 196,9665 g/mol.

Molare Masse von Schwefel: 32,066 g/mol.

Für eine chemische Formel  $A_aB_bC_c...$  lautet die Molare Masse:

$$M_{(A_aB_bC_c...)} = a \cdot M_{(A)} + b \cdot M_{(B)} + c \cdot M_{(C)} + \dots$$

### Aufgabe

Berechne die Molare Masse von Calciumphosphat.

Kennt man die Masse  $m$  einer Stoffportion, so kann man die Stoffmenge  $n$  in mol berechnen.

### Aufgabe

Welche Stoffmenge in mol stellen 5,327 g Gold dar?

### d. Molares Volumen $V_m$

Das molare Volumen  $V_m$  (in L/mol) ist das Volumen  $V$  (in L) einer Stoffmenge  $n$  gleich 1 mol.

$$V_m = \frac{V}{n} \frac{(\text{L})}{(\text{mol})}$$

$V_m$ : Molares Volumen in L/mol  
 $V$ : Volumen in L  
 $n$ : Stoffmenge in mol

Zwischen dem Volumen  $V$  und der Dichte  $\rho$  (rho) eines Stoffes gibt es folgende Beziehung:

$$V = \frac{m}{\rho}$$

Durch Einsetzen in die Gleichung des molaren Volumens erhält man:

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{m}{\rho \cdot n}$$

Die Molare Masse  $M$  ist gleich  $m/n$ , durch Ersetzen erhält man:

$$V_m = \frac{M}{\rho}$$

Bestimmt man die Dichte  $\rho$  unter Normbedingungen (bestimmte Temperatur, 0°C und bestimmter Druck, 1 Atmosphäre), dann erhält man die Normdichte  $\rho_n$ , und das molare Normvolumen  $V_{mn}$ :

$$V_{mn} = \frac{M}{\rho_n}$$

Beispiele:

Gas	Formel	Molare Masse $M$ (g/mol )	Dichte $\rho_n$ (g/L)	Molares Volumen $V_{mn}$ (L/mol)
Sauerstoff	O <sub>2</sub>	31,9988	1,429	31,9988/1,429 ~ 22,4
Stickstoff	N <sub>2</sub>	28,0134	1,250	28,0134/1,250 ~ 22,4
Helium	He	4,0026	0,179	4,0026/0,179 ~ 22,4
Wasserstoff	H <sub>2</sub>	2,0158	0,090	2,0158/0,090 ~ 22,4

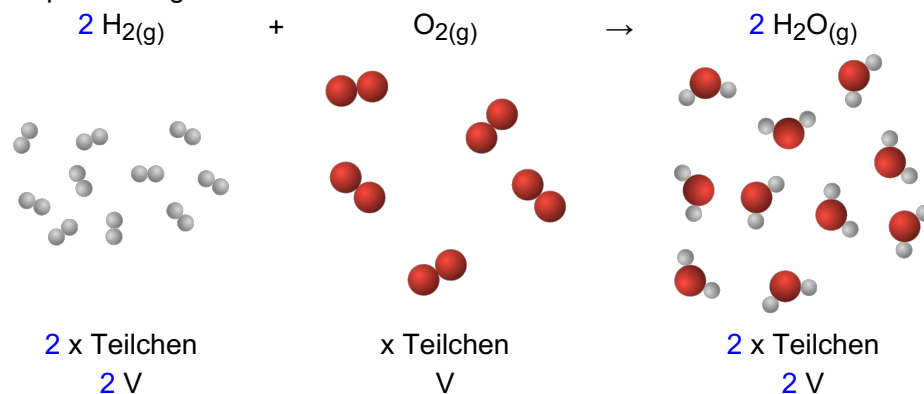


### e. Satz von Avogadro

Die Tabelle unter "Molares Volume" zeigt, dass gleiche Stoffmengen (hier 1 mol) verschiedener Gase das gleiche Volumen einnehmen (unter Normbedingungen 22,4 L für 1 mol).

Da 1 mol eine konstante Teilchenanzahl von  $6,022 \cdot 10^{23}$  bedeutet, heisst das, dass gleiche Volumen verschiedener Gase die gleiche Teilchenanzahl besitzen.

Beispiel: Knallgasreaktion:



Dieser Zusammenhang wurde zum ersten Mal von dem Physiker und Chemiker Amedeo Avogadro (18. Jahrhundert) erkannt:

#### Satz von Avogadro

Gleiche Volumen verschiedener Gase enthalten bei gleichem Druck und gleicher Temperatur gleich viele Gasteilchen.

#### Aufgaben

1. In 20 mL Sauerstoffgas sind  $5 \cdot 10^{23}$  Moleküle  $\text{O}_2$  enthalten.

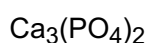
a. Wie viele Moleküle sind in 40 mL Wasserstoffgas unter gleichen Bedingungen enthalten?

b. Berechne die Anzahl der Moleküle und die Gesamtzahl der Atome, die in 5 L Ammoniakgas unter gleichen Bedingungen enthalten sind.

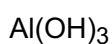
2. Berechne die molare Masse für folgende Reinstoffe:



Ammoniumsulfat



Aluminiumcarbonat



Ammoniak

**3.** Wie viele Atome und welche Stoffmengen sind jeweils in folgenden Stoffportionen enthalten?  
3,00 g Kohlenstoff

43,7 kg Natrium

1,44 mg Calcium

7,00 Tonnen Wasser

**4.** Berechne die Massen in g von 5,00 mol Schwefelsäure  $\text{H}_2\text{SO}_4$  und von 0,350 mol Aluminiumcarbonat.

**5. a.** Welche Stoffmenge in mol stellen  $1,806 \cdot 10^{21}$  Atome Gold dar? Berechne die Masse in g.

**b.** Welche Stoffmenge in mol stellen  $3,02 \cdot 10^{24}$  Atome Wasserstoff dar? Berechne die Masse in g.

**6. a.** Berechne die Massen in g von folgenden Stoffmengen:  
5,00 mol Eisen(II)-sulfid

2,57 mol Aluminiumoxid

1,25 mmol Magnesiumoxid

**b.** Welche Stoffmengen in mol stellen folgende Stoffportionen dar:  
55,5 g Phosphorchlorid

22,8 kg Eisen(III)-oxid

285 mg Calciumhydroxid

**c.** 15 g eines unbekannten Reinstoffes entsprechen einer Stoffmenge von 0,25 mol. Berechne die molare Masse dieses Reinstoffes.

**7. a.** Wie viele Atome sind in 3,5 g Gold enthalten?

**b.** Wie viele Atome sind in 2560.61 u Gold enthalten?

**c.** Was bedeutet ein mol Sandkörnchen?

**d.** Wie groß ist die Masse von  $\frac{3}{7}$  mol Schwefelsäure ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )?

**e.** Wie viel mol sind in 11,75 mg Schwefelsäure enthalten?

**f.** Wie viele Moleküle und wie viele Atome sind in 60 mg Alkohol ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ) enthalten?

**8.** Die Dichte von Alkohol beträgt 0,789 g/mL.

**a.** Gib die Dichte von Alkohol in  $\text{kg/m}^3$ , g/L und kg/L an.

**b.** Berechne das Volumen (in L) einer Stoffportion von 98,625 g Alkohol.

**c.** Welche Masse in g stellen 95,8 mL Alkohol dar?

**d.** Berechne das Volumen (in mL, auf 0,001 mL runden) einer Stoffportion von 534 mg Alkohol.

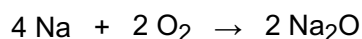
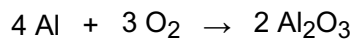
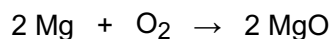
**9.** Berechne die Dichte von Quecksilber in kg/L: 1,346 mol Quecksilber besitzen ein Volumen von 20 mL.

**10.** Berechne die Dichte von Gold in mg/mL: 5,00 mL Gold enthalten  $2,952 \cdot 10^{23}$  Atome Gold.

## 9. Reaktionen mit Sauerstoff. Herstellung von Säuren und Laugen.

### a. Reaktion von Metallen mit Sauerstoff

Beispiele:



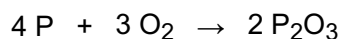
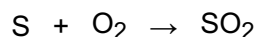
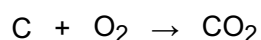
Metall + Sauerstoff → Metalloxid

Verwendung von Metalloxiden:

- Magnesiumoxid besitzt eine sehr große Feuerfestigkeit und wird deshalb für Ofenauskleidungen und zur Herstellung von Laborgeräten verwendet.
- Herstellung von Metallen: Aluminium aus Aluminiumoxid, Eisen aus Eisenerzen.
- Pigmente: typische Farbe von Eisen(III)-oxid, Minette (Land der Roten Erde).

### b. Reaktion von Nichtmetallen mit Sauerstoff

Beispiele:



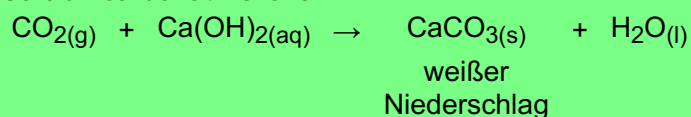
Nichtmetall + Sauerstoff → Nichtmetalloxid

Verwendung von Metalloxiden:

- Kohlenstoffdioxid wird in der Getränkeindustrie benutzt um Kohlensäure herzustellen.
- Schwefeldioxid wird in der Lebensmittelindustrie als Konservierungsstoff bei Trockenfrüchten und Wein benutzt.

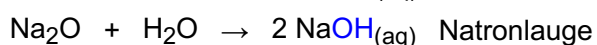
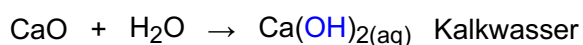
Nachweisreaktion von Kohlenstoffdioxid:

Trübung von Kalkwasser ( $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{aq})}$ ), es bildet sich eine Suspension aus fein verteilten Calciumcarbonat-Teilchen.



### c. Reaktion von Metalloxiden mit Wasser

Beispiele:



Wässrige Lösungen von Hydroxiden bilden Laugen. Das Kennzeichen von Laugen ist die OH-Gruppe. Stark konzentrierte Laugenlösungen sind ätzend, bei ihrer Benutzung muss man die nötigen Vorsichtsmassnahmen treffen.

Beispiele:

Natronlauge ist eine wässrige Lösung von Natriumhydroxid  $\text{NaOH}_{(s)}$

Kalilauge ist eine wässrige Lösung von Kaliumhydroxid  $\text{KOH}_{(s)}$

Kalkwasser ist eine wässrige Lösung von Calciumhydroxid  $\text{Ca(OH)}_{2(s)}$

Laugen kann man mit Hilfe von Farbindikatoren nachweisen:

Lauge + Lackmus: Farbumschlag nach blau

Lauge + Bromthymolblau: Farbumschlag nach blau

Lauge + Phenolphthalein: Farbumschlag nach carminrot

**Metalloxid (Hauptgruppe I. und II.) + Wasser  $\rightarrow$  Lauge**

Verwendung von Laugen:

- Laugen werden als Reinigungsmittel benutzt, denn sie lösen Fette. Flüssige Abflußreiniger enthalten vor allem stark konzentrierte Natronlauge.
- Laugen werden bei der Herstellung von Seifen benutzt.
- Bäcker benutzen Natronlauge um Laugenbretzeln herzustellen.
- Laugen werden als Abbeizmittel benutzt, zum Entfernen von Farben und Überzügen.

#### d. Reaktion von Nichtmetalloxiden mit Wasser

Beispiele:

$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$  Kohlensäure

$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$  Schwefelsäure

$\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_3\text{PO}_4$  Phosphorsäure



Säuren enthalten H-Atome.

Stark konzentrierte Säuren sind ätzend, bei ihrer Benutzung muss man die nötigen Vorsichtsmassnahmen treffen.

Säuren kann man mit Hilfe von Farbindikatoren nachweisen:

Säure + Lackmus: Farbumschlag nach rot

Säure + Bromthymolblau: Farbumschlag nach rot

Säure + Phenolphthalein: Farbumschlag nach farblos

**Nichtmetalloxid + Wasser  $\rightarrow$  Säure**

Verwendung von Säuren:

- Säuren werden in der Lebensmittelindustrie benutzt, Phosphorsäure in Getränken, Essigsäure als Konservierungsstoff.
- Die menschliche Magensäure besteht aus verdünnter Salzsäure.
- Säuren werden als Entkalkungsmittel benutzt.

Saurer Regen (ein akutes Umweltproblem der 1970er Jahre: Waldsterben und Übersäuern von Seen) ist auf Säuren in den Niederschlägen zurückzuführen.

## e. Zusammenfassung

Namen und Formeln wichtiger Säuren und Basen

### · Säuren

Formel	Name	Allgemeine Eigenschaften
HCl <sub>(aq)</sub>	Salzsäure	<ul style="list-style-type: none"> <li>· sie verfärben die Indikatoren: Lackmus → rot Bromthymolblau → gelb Phenolphthalein → farblos</li> <li>· sie leiten den elektrischen Strom</li> <li>· sie reagieren mit unedlen Metallen unter Bildung von Wasserstoff</li> <li>· sie reagieren mit Kalkstein (Calciumcarbonat) unter Bildung von Kohlenstoffdioxid</li> </ul>
HNO <sub>3(aq)</sub>	Salpetersäure	
HNO <sub>2(aq)</sub>	Salpetrige Säure	
H <sub>2</sub> SO <sub>4(aq)</sub>	Schwefelsäure	
H <sub>2</sub> SO <sub>3(aq)</sub>	Schwefelige Säure	
H <sub>2</sub> CO <sub>3(aq)</sub>	Kohlensäure	
H <sub>3</sub> PO <sub>4(aq)</sub>	Phosphorsäure	
H <sub>3</sub> PO <sub>3(aq)</sub>	Phosphorige Säure	

### · Basen (Laugen sind wässrige Lösungen von Basen)

Formel	Name	Allgemeine Eigenschaften
NaOH <sub>(s)</sub>	Natriumhydroxid (Ätznatron)	<ul style="list-style-type: none"> <li>· sie fühlen sich seifig an</li> <li>· sie verfärben die Indikatoren: Lackmus → blau Bromthymolblau → blau Phenolphthalein → rot-violett</li> <li>· sie leiten den elektrischen Strom</li> <li>· sie wirken ätzend</li> <li>· sie emulgieren Fette und Öle</li> </ul>
NaOH <sub>(aq)</sub>	Natronlauge	
KOH <sub>(s)</sub>	Kaliumhydroxid (Ätzkali)	
KOH <sub>(aq)</sub>	Kalilauge	
LiOH <sub>(s)</sub>	Lithiumhydroxid	
Ca(OH) <sub>2(s)</sub>	Calciumhydroxid	
Ca(OH) <sub>2(aq)</sub>	Kalkwasser	
Al(OH) <sub>3(s)</sub>	Aluminiumhydroxid	
NH <sub>3(aq)</sub>	Ammoniakwasser	

## f. Aufgaben

1. Stelle jeweils die Gleichung auf, richte ein und gib an, ob es sich um eine Synthese oder eine Analyse handelt.

a. Schwefel wird verbrannt.

b. Quecksilber(II)-oxid wird zersetzt.

c. Phosphor(V) reagiert mit Sauerstoff zu einer Verbindung.

d. Wasser wird elektrolysiert.

**e.** Herstellung von Distickstofftrioxid.

**f.** Knallgasprobe.

**2.** Stelle die Oxidationsgleichungen für folgende Elemente auf:

**a.** Natrium

**b.** Aluminium

**c.** Silber(I)

**d.** Eisen(II)

**e.** Schwefel(IV)

**f.** Phosphor(V)

**g.** Kohlenstoff(II)

**h.** Eisen(III)

**i.** Stickstoff



j. Blei(II)

k. Schwefel(VI)

l. Quecksilber(II)

**2.** Stelle die Gleichungen für die Reaktion der folgenden Oxide mit Wasser auf und gib den Namen des Produktes an.

a. Kohlenstoffdioxid

b. Schwefeltrioxid

c. Diphosphorpentaoxid

d. Lithiumoxid

e. Calciumoxid

f. Kaliumoxid

g. Bariumoxid

## 10. Berechnungen zu molaren Größen

### a. Bedeutung der chemischen Gleichung

Beispiel: Stickstoff und Wasserstoff reagieren zu Ammoniak

	Stickstoff	+	Wasserstoff	→	Ammoniak
	$N_2$	+	$3 H_2$	→	$2 NH_3$
Anzahl Atome:	2 N- Atome	+	(3 · 2) 6 H-Atome	=	2 N- + (2 · 3) 6 H-Atome
	8 Atome insgesamt			=	8 Atome insgesamt
Massen:	$2 \cdot 14,0067 \text{ u}$	+	$6 \cdot 1,0079 \text{ u}$	=	$2 \cdot 14,0067 \text{ u} + 6 \cdot 1,0079 \text{ u}$
	34,0608 u insgesamt			=	34,0608 u insgesamt
	34,0608 g insgesamt			=	34,0608 g insgesamt
Stoffmengen:	1 mol	+	3 mol	≠	2 mol

Die chemische Gleichung gibt eine Vielzahl an Informationen über die chemische Reaktion an. Unter anderem zeigt die Gleichung, dass 1 mol Stickstoff benötigt wird, um vollständig mit 3 mol Wasserstoff zu 2 mol Ammoniak zu reagieren.

Ebenso sieht man aus der Tabelle, dass man 28,0134 g ( $2 \cdot 14,0067$ ) Stickstoff und 6,0474 g ( $6 \cdot 1,0079$ ) Wasserstoff braucht, um 34,0608 g Ammoniak zu erhalten. Da man alle diese Daten berechnen kann, wenn man die chemische Gleichung kennt, ist es ein Leichtes, Berechnungen zu chemischen Reaktionen anzustellen.

### b. Berechnungen (Methode der 6 Schritte)

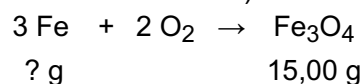
Beispiel:

Eisen verbrennt in Sauerstoff zu Eisenoxid  $Fe_3O_4$ .

a. Berechne wie viel g Eisen man benötigt, um 15,00 g Eisenoxid zu erhalten!

b. Wie viel L Sauerstoffgas braucht man unter Normbedingungen, um diese Reaktion auszuführen?

**Schritt 1:** Aufstellen und Einrichten der Reaktionsgleichung und Anschreiben der Größen (? für die unbekannte Größe)



**Schritt 2:** Anschreiben des Verhältnisses der Stoffmenge des gesuchten Stoffes zur Stoffmenge des bekannten Stoffes

$$\frac{n_{Fe}}{n_{Fe_3O_4}} = \frac{3}{1}$$

**Schritt 3:** Auflösen nach der Stoffmenge des gesuchten Stoffes

$$n_{Fe} = 3 \cdot n_{Fe_3O_4}$$

**Schritt 4:** Muss man Massen berechnen, dann wird n durch m/M ersetzt, muss man jedoch Volumen berechnen, dann wird n durch V/V<sub>m</sub> ersetzt

$$\frac{m_{Fe}}{M_{Fe}} = \frac{3 \cdot m_{Fe_3O_4}}{M_{Fe_3O_4}}$$

**Schritt 5:** Auflösen nach der gesuchten Größe

$$m_{\text{Fe}} = \frac{3 \cdot m_{\text{Fe}_3\text{O}_4} \cdot M_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}_3\text{O}_4}}$$

**Schritt 6:** Einsetzen der Zahlenwerte (Einheiten in Klammern) und Berechnung

$$m_{\text{Fe}} = \frac{3 \cdot 15,00 \text{ (g)} \cdot 55,8 \text{ (g/mol)}}{231,4 \text{ (g/mol)}}$$

Durch Ausrechnen und **Runden** erhält man:

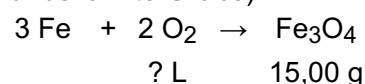
$$m_{\text{Fe}} = 10,8|5... \sim 10,9 \text{ g}$$

Es werden etwa 10,9 g Eisen benötigt, um 15,00 g Eisenoxid herzustellen.

Für den zweiten Teil der Aufgabe benutzt man wieder die Methode der 6 Schritte.

**b. Wie viel L Sauerstoffgas braucht man unter Normbedingungen, um diese Reaktion auszuführen?**

**Schritt 1:** Aufstellen und Einrichten der Reaktionsgleichung und Anschreiben der Größen (? für die unbekannte Größe)



**Schritt 2:** Anschreiben des Verhältnisses der Stoffmenge des gesuchten Stoffes zur Stoffmenge des bekannten Stoffes

$$\frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{Fe}_3\text{O}_4}} = \frac{2}{1}$$

**Schritt 3:** Auflösen nach der Stoffmenge des gesuchten Stoffes

$$n_{\text{O}_2} = 2 \cdot n_{\text{Fe}_3\text{O}_4}$$

**Schritt 4:** Muss man Massen berechnen, dann wird n durch m/M ersetzt, muss man jedoch Volumen berechnen, dann wird n durch V/V<sub>m</sub> ersetzt

$$\frac{V_{\text{O}_2}}{V_m} = \frac{2 \cdot m_{\text{Fe}_3\text{O}_4}}{M_{\text{Fe}_3\text{O}_4}}$$

**Schritt 5:** Auflösen nach der gesuchten Größe

$$V_{\text{O}_2} = \frac{2 \cdot m_{\text{Fe}_3\text{O}_4} \cdot V_m}{M_{\text{Fe}_3\text{O}_4}}$$

**Schritt 6:** Einsetzen der Zahlenwerte (Einheiten in Klammern) und Berechnung

$$V_{\text{O}_2} = \frac{2 \cdot 15,00 \text{ (g)} \cdot 22,4 \text{ (L/mol)}}{231,4 \text{ (g/mol)}}$$

Durch Ausrechnen und **Runden** erhält man:

$$V_{\text{O}_2} = 2,90|4... \sim 2,90 \text{ L}$$

Es werden etwa 2,90 L Sauerstoff benötigt, um 15,00 g Eisenoxid herzustellen.

**c. Aufgaben**

**1 .** Phosphorsäure ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) reagiert mit Natriumcarbonat zu Natriumphosphat, Kohlenstoffdioxid und Wasser.

**a.** Wie viel g Natriumcarbonat werden benötigt damit 2,725 g Phosphorsäure vollständig reagieren?

**b .** Wie viel g Natriumphosphat werden gebildet wenn 9,275 g Natriumcarbonat mit genügend Phosphorsäure reagieren?

**2 .** Bei der Verbrennung von Hexan ( $\text{C}_6\text{H}_{14}$ ; farblose Flüssigkeit,  $\rho = 0,653 \text{ g/mL}$ ) entsteht Kohlenstoffdioxid und Wasser.

**a .** Berechne wie viel L Kohlenstoffdioxid unter Normbedingungen entstehen, wenn man 500 ml Hexan verbrennt!

**b.** Wie viel L Sauerstoffgas (und Luft, 20,946% Sauerstoff) werden unter Normbedingungen bei dieser Verbrennung verbraucht?

**c.** Wie viel mL Hexan muss man verbrennen um 50 mL Wasser ( $\rho = 0,9982 \text{ g/mL}$ ) zu erhalten?

#### d. Limitierendes Edukt

Beispiel:

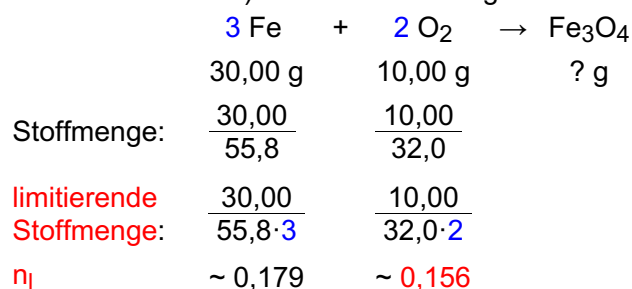
Eisen verbrennt in Sauerstoff zu Eisenoxid  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .

Berechne wie viel g Eisenoxid man erhält wenn man 20,00 g Eisen in 10,00 g Sauerstoff verbrennt.

Der Unterschied zu den bisherigen Aufgaben besteht darin, dass für die zwei Edukte jeweils bekannte Stoffmengen vorhanden sind. Bisher wurde immer angenommen, dass genügend Stoffmengen der anderen Reinstoffe vorhanden seien.

Diese Aufgaben lassen sich leicht mit der Methode der 6 Schritte lösen, aber man muss beim 1. Schritt feststellen welches Edukt die kleinste Stoffmenge (limitierende, begrenzende Stoffmenge) besitzt. Diese limitierende Stoffmenge bestimmt welche stöchiometrischen Stoffmengen reagieren. Die limitierenden Stoffmengen sind sehr einfach zu berechnen, man teilt die Stoffmengen der jeweiligen Edukte durch den jeweiligen Koeffizienten:

**Schritt 1:** Aufstellen und Einrichten der Reaktionsgleichung und Anschreiben der Größen (? für die unbekannte Größe) sowie Bestimmung der limitierenden Stoffmenge



Die limitierende Stoffmenge von Sauerstoff ist am geringsten, dies bedeutet, dass das Sauerstoffgas bei dieser Reaktion vollständig reagiert, und, dass etwas unreagiertes Eisen nach der Reaktion zurück bleibt. Um die Stoffmenge an Eisenoxid zu berechnen führt man die üblichen fünf Schritte durch, bezieht die Berechnungen aber auf die Stoffmenge an Sauerstoff:

**Schritt 2:** Anschreiben des Verhältnisses der Stoffmenge des gesuchten Stoffes zur Stoffmenge des bekannten Stoffes

$$\frac{n_{\text{Fe}_3\text{O}_4}}{n_{\text{O}_2}} = \frac{1}{2}$$

**Schritt 3:** Auflösen nach der Stoffmenge des gesuchten Stoffes

$$n_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = \frac{1}{2} n_{\text{O}_2}$$

**Schritt 4:** Muss man Massen berechnen, dann wird n durch m/M ersetzt, muss man jedoch Volumen berechnen, dann wird n durch  $V/V_m$  ersetzt

$$\frac{m_{\text{Fe}_3\text{O}_4}}{M_{\text{Fe}_3\text{O}_4}} = \frac{1}{2} \frac{m_{\text{O}_2}}{M_{\text{O}_2}}$$

**Schritt 5:** Auflösen nach der gesuchten Größe

$$m_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = \frac{1}{2} \frac{m_{\text{O}_2}}{M_{\text{O}_2}} \cdot M_{\text{Fe}_3\text{O}_4}$$

**Schritt 6:** Einsetzen der Zahlenwerte (Einheiten in Klammern) und Berechnung

$$m_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = \frac{1}{2} \frac{10,00 \text{ (g)}}{32,0 \text{ (g/mol)}} \cdot 231,4 \text{ (g/mol)}$$

Durch Ausrechnen und **Runden** erhält man:

$$m_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = 36,1|5... \sim 36,2 \text{ g}$$

Man erhält etwa 36,2 g Eisenoxid wenn 30,00 g Eisen in 10,00 Sauerstoff verbrannt werden.

### Bestimmung der Masse an nicht reagiertem Eisen

• Mit Hilfe des Gesetzes von der Erhaltung der Masse:

$$m_{\text{reagiertes Eisen}} = m_{\text{Eisenoxid}} - m_{\text{Sauerstoff}} = 36,2 - 10,00 = 26,2 \text{ g}$$

$$\text{Masse an unreaktiertem Eisen} = m_{\text{Anfangsmasse Eisen}} - m_{\text{reagiertes Eisen}} = 30,00 - 26,2 = 3,8 \text{ g}$$

• Allgemein mit Hilfe der limitierenden Stoffmenge  $n_l$ :

$$m_{\text{unreaktiertes Eisen}} = (n_{\text{Eisen}} - n_l) \cdot M_{\text{Eisen}} \cdot \text{Koeffizient}_{\text{Eisen}}$$

$$= \left( \frac{30,00}{55,8 \cdot 3} - \frac{10,00}{32,0 \cdot 2} \right) \cdot 55,8 \cdot 3 \sim 3,8 \text{ g}$$

### Aufgaben

1. Beim Thermitverfahren reagiert Eisen(III)-oxid mit Aluminium zu einem Metall und Aluminiumoxid.

Welche Masse an Produkten (in g) erhält man, wenn 12,45 g Eisenoxid mit 5,85 g Aluminiumgries reagieren?

**2.** Um Methangas ( $\text{CH}_4$ ) herzustellen gibt man Wasser zu Aluminiumcarbid. Dabei entsteht auch noch Aluminiumhydroxid.

Welches Volumen Methangas (in L) entsteht wenn man 20,0 mL Wasser ( $\rho = 0,998 \text{ g/mL}$ ) zu 65,34 g Aluminiumcarbid gibt. Welche Masse (in g) von Aluminiumhydroxid erhält man?



### e. Ausbeute einer chemischen Reaktion

Mit Hilfe der Methode der 6 Schritte kann man die theoretische Mengen an Produkten berechnen die man bei einer bestimmten Reaktion erhalten kann. In der Praxis sind quantitative (100%) Reaktionen selten, weil viele Faktoren die Menge an erwarteten Produkten beeinträchtigen. Als Ausbeute bezeichnet man den Quotienten aus der praktisch erhaltenen Stoffmenge und der theoretisch erhaltbaren Stoffmenge (aus dem limitierendem Edukt berechnet):

$$\text{Ausbeute} = \frac{n_{\text{experimentell erhalten}}}{n_{\text{theoretisch}}} (\cdot 100 [\%])$$

### Aufgaben

1. Zu 1,25 g Magnesiumband gibt man einen Überschuss an Salzsäure. Man erhält ein Gas und ein Salz. Nach Eindampfen und Trocknen erhält man 4,58 g eines weißen Feststoffes. Berechne die Ausbeute dieser Reaktion.

2. Um die Reinheit eines Aluminiumcarbids zu bestimmen, gibt man bei 4°C 1,25 mL Wasser zu fein verpulvertem Aluminiumcarbid. Das Volumen an Gas wird in einem Kolbenprober bestimmt. Man erhält 312 mL Gas ( $V_M = 22,7 \text{ L/mol}$ ). Bestimme den Reinheitsgrad des Aluminiumcarbids in %.

3. Zu 2,67 g Zink gibt man 250 mL einer Salpetersäure welche 1,74 g reine Salpetersäure pro 100 mL Lösung besitzt. Man erhält ein Gas und ein Salz mit zweiwertigem Zink. Nach Eindampfen und Trocknen erhält man 5,73 g eines weißen Feststoffes. Berechne die Ausbeute dieser Reaktion.

## 11. Atomaufbau

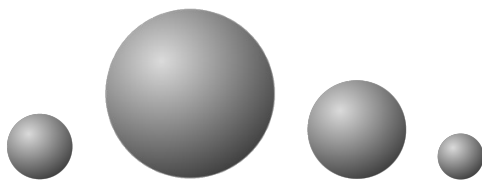
### a. Atommodelle

- Demokrit (4. Jahrhundert v. Chr.) und Leukipp

Demokrit (griechischer Philosoph, Schüler von Leukipp) war der Ansicht, dass die Materie aus kleinsten Teilchen aufgebaut ist, die nicht weiter zerteilbar sind: den Atomen (von "atomos" = griechisch für unteilbar). Nach Demokrit unterscheiden sich die Atome durch ihre Gestalt und ihre Grösse. Demokrit führte aber keine Versuche durch (im Gegensatz zu Naturwissenschaftlern) um die Richtigkeit seiner Behauptung zu belegen.

- John Dalton (1808)

Dalton griff die Idee von Demokrit wieder auf und vervollständigte sie (Atommodell nach Dalton).



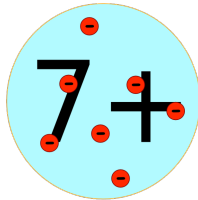
Die Atome sind die kleinsten Bausteine der Stoffe.  
 Sie sind kugelförmig, unveränderlich und unteilbar.  
 Jedes chemische Element besteht aus einer bestimmten Atomart.  
 Die Atome der einzelnen Atomarten unterscheiden sich durch ihre Grösse und ihre Masse.  
 Bei chemischen Reaktionen kommt es zu einer Umgruppierung von Atomen.

- Joseph John Thomson (1897)

Thomson konnte in Versuchen negativ geladene Teilchen, die Elektronen, nachweisen. Da diese aus den Atomen herausgelöst werden konnten, mussten sie Bestandteile des Atoms sein.

Daltons Atommodell ist unzureichend, um diese Beobachtung zu erklären.

Thomson stellte folgendes Atommodell vor um diesen Erkenntnissen Rechnung zu tragen:

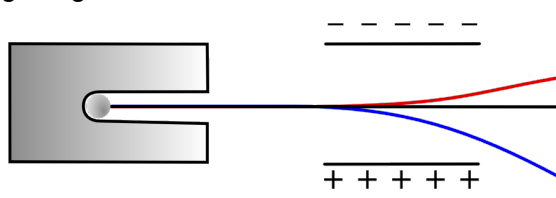


Atome sind positiv geladene Kugeln, in denen die Elektronen eingelagert sind.  
 Das Atom ist neutral da die positive Ladung gleich der Anzahl Elektronen ist.  
 Neutrale Atome können Elektronen abgeben, dann erhalten sie global eine positive Ladung.  
 Neutrale Atome können Elektronen aufnehmen, dann erhalten sie global eine negative Ladung.

Die Radioaktivität konnte auch nicht mit Daltons Atommodell erklärt werden.

Versuch:

Eine Strahlenkanone besteht aus einem Bleiblock (hält die Strahlen zurück) welche eine Bohrung besitzt in der ein strahlendes Material eingefügt ist. Die Strahlen können nur durch die Öffnung nach draussen gelangen. Das Verhalten der Strahlen in einem elektrischen Feld wird untersucht:



Bleibblock mit Bohrung

● Radium

$\alpha$ -Strahlen, positiv geladen

$\gamma$ -Strahlen, neutral

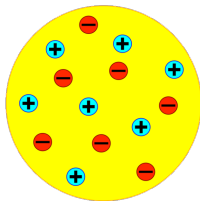
$\beta$ -Strahlen, negativ geladen

Leuchtschirm

Weitere Untersuchungen zeigten:

- $\alpha$ -Strahlen bestehen aus Teilchen der Masse 4 u  
sie besitzen 2 positive Elementarladungen  
sie besitzen ein geringes Durchdringungsvermögen (einige cm in der Luft)
- $\beta$ -Strahlen bestehen aus Elektronen die sich sehr schnell fortbewegen  
sie besitzen 2 positive Elementarladungen  
sie besitzen ein gutes Durchdringungsvermögen (sie können dünne Metallbleche durchdringen)
- $\gamma$ -Strahlen haben ein sehr starkes Durchdringungsvermögen (nur sehr dicke Metallschichten können sie aufhalten)

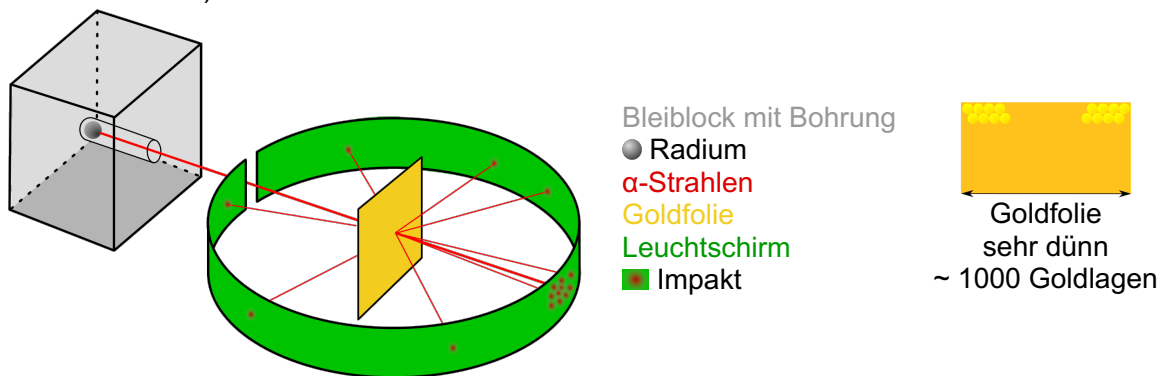
Ein geändertes Thomson-Modell kann auch diesem Versuch Rechnung tragen:



Atome sind neutrale Kugeln, da die Anzahl Elektronen gleich der Anzahl positiv geladener Teilchen ist.  
Neutrale Atome können Elektronen abgeben, dann erhalten sie global eine positive Ladung.  
Neutrale Atome können Elektronen aufnehmen, dann erhalten sie global eine negative Ladung.

- Ernest Rutherford (1911) und James Chadwick (1932)

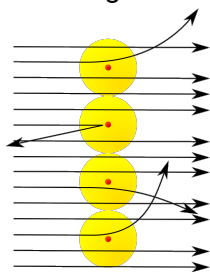
Rutherford benutzte radioaktives Material (Radium) um damit eine extrem dünne Goldfolie ( $\sim 1000$  Goldatome breit) mit  $\alpha$ -Teilchen zu beschießen:



Eigentlich erwartete Rutherford, dass die meisten  $\alpha$ -Teilchen von den positiven Teilchen des Atoms (Atommodell nach Thomson) abgelenkt würden. Experimentell aber machte er folgende Beobachtungen:

- Die meisten  $\alpha$ -Teilchen durchdringen einfach die Goldfolie ( $> 99,99\%$ )
- Einige wenige  $\alpha$ -Teilchen werden abgelenkt

Erklärung:



Wenn die positiven Ladungen im ganzen Atom verteilt wären, dann müssten viel mehr  $\alpha$ -Teilchen abgelenkt werden.

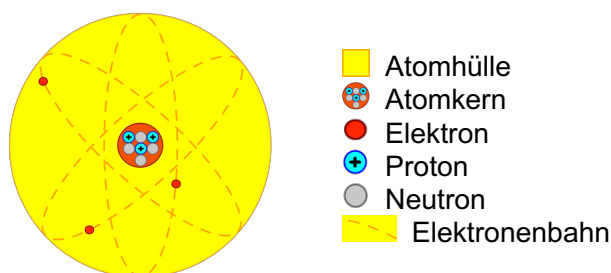
*Dies ist aber nicht der Fall!*

Die positiven Ladungen des Atoms müssen daher in einem winzigen Ort des Atoms lokalisiert sein, zum Beispiel in **einem winzigen zentralen Atomkern**. Nur die  $\alpha$ -Teilchen deren Bahn ganz nah an diesem winzigen Kern entlang verläuft werden abgelenkt.

Schlussfolgerung:

- Die Atome bestehen aus einem winzigen Atomkern und einer Atomhülle.
- Der winzige Atomkern ( $\varnothing_{\text{Kern}} \sim 100\,000 < \varnothing_{\text{Atom}}$ ) enthält die positiven Ladungen.
- Die Atomhülle enthält die negativ geladenen Elektronen und besteht zum größten Teil aus leerem Raum (nichts).

Das Atommodell nach Rutherford berücksichtigt diese Schlussfolgerungen und wird auch noch das Kern-Hülle-Modell genannt. Doch eigentlich müssten die positiven Ladungen des Atomkerns sich abstoßen. Erst 1932 konnte Chadwick nachweisen, dass der Atomkern auch noch neutrale Teilchen (die Neutronen) enthält. Die starken Wechselwirkungen zwischen den Neutronen und den positiven Ladungen ermöglichen das Zusammensein der positiven Ladungen auf engstem Raum im Atomkern.



Atommodell nach Rutherford-Chadwick:

- Die Atome besitzen einen sehr kleinen positiv geladenen Kern, um den sich die Elektronen auf Umlaufbahnen in der Atomhülle sehr schnell bewegen.
- Die positive Ladung des Kerns wird durch die negative Ladung der Atomhülle ausgeglichen.
- Die Atomhülle enthält die Elektronen ( $e^-$ ), negativ geladene Elementarteilchen. Da die Masse der Elektronen sehr klein ist (im Vergleich zu den Teilchen welche sich im Atomkern befinden) ist die Atomhülle fast masselos.
- Der Atomkern enthält die Protonen ( $p^+$ ), positiv geladene Elementarteilchen und Neutronen ( $n^0$ ), neutrale Elementarteilchen welche das Zusammensein der Protonen auf engstem Raum ermöglichen. Der Atomkern beinhaltet fast die gesamte Masse des Atoms.

## b. Elementarteilchen

- Eigenschaften der Elementarteilchen.

Name	Masse (u)	Ladung	Abkürzung	Zeichnerische Darstellung
Proton	$\sim 1$ (1,0073)	1	$p^+$	$\oplus$
Neutron	$\sim 1$ (1,0087)	0	$n^0$	$\bigcirc$
Elektron	$\sim 0$ (0,0005)	-1	$e^-$	$\ominus$

- Bestimmung der Anzahl Elementarteilchen mit Hilfe des PSE.

Informationen welche das PSE gibt:

${}^A_Z X$  A: Massenzahl  
 X: Elementsymbol  
 Z: Kernladungszahl, Ordnungszahl

Mit Hilfe von A und Z kann man die Anzahl Elementarteilchen leicht berechnen:

Z: Anzahl  $p^+$   
 A: Anzahl  $p^+ + n^0$   
 A - Z: Anzahl  $n^0$

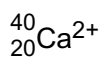
Für elektrisch neutrale Atome gilt: Anzahl  $e^-$  = Anzahl  $p^+$

Wie von Thomson entdeckt können bestimmte neutrale Atome

- Elektronen aufnehmen, es werden Anionen (negativ geladene Teilchen) gebildet
  - Elektronen abgeben, es werden Kationen (positiv geladene Teilchen) gebildet
- Falls eine Ladung vorhanden ist, so wird sie rechts oben angegeben.

## Aufgaben

1. Berechne jeweils die Anzahl Elementarteilchen:



Ein Chlorid-Ion (die Ladung beträgt -1)

Ein Aluminium-Ion (die Ladung beträgt +3)

2. Ein Atom des Elementes der Massenzahl 56 besitzt 4 Neutronen mehr als Protonen.

a. Berechne die Anzahl der Elementarteilchen.

b. Berechne die Masse des Kerns, der Atomhülle und des gesamten Atoms. Was stellt man fest?

c. Berechne die Ladung des Kerns, der Atomhülle und des gesamten Atoms. Was stellt man fest?

d. Gib das Atomsymbol mit Massen- und Ordnungszahl an.

### c. Isotope

Beispiel:

Berechne die Anzahl Elementarteilchen in der Tabelle, was stellt man fest?

	$^{54}_{26}\text{Fe}$	$^{56}_{26}\text{Fe}$	$^{57}_{26}\text{Fe}$	$^{58}_{26}\text{Fe}$
Protonen				
Elektronen				
Neutronen				

Isotope sind Atome eines gleichen Elementes, welche die gleiche Anzahl  $p^+$  aber eine verschiedene Anzahl  $n^0$  besitzen. Deshalb unterscheiden sich Isotope durch ihre Masse.

Die Isotope eines Elementes zeigen gleiches chemisches Verhalten.

Ein Mischelement besteht aus einem Gemisch von Isotopen Atomen.

Ein Reinelement besteht aus Atomen die alle gleich sind.

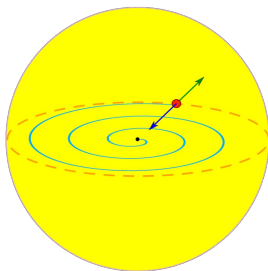
### Aufgaben

1. Berechne die mittlere Atommasse von Magnesium, ein Mischelement aus 79,0 %  $^{24}\text{Mg}$ , 10,0 %  $^{25}\text{Mg}$  und 11,0 %  $^{26}\text{Mg}$ .

2. Das Element Lithium besteht aus einem Isotopengemisch der Massen 6,02 u und 7,02 u. Die mittlere Atommasse beträgt 6,94 u.

Berechne die Massenprozentante der beiden Isotope im Element.

#### d. Atomhülle: Das Schalenmodell oder Bohr-Modell



Nach Rutherfords Atommodell kreisen die Elektronen sehr schnell um den winzigen Atomkern, um **die Anziehungskraft des Kerns** durch **eine gleich große Zentrifugalkraft** auszugleichen. Dabei müsste das Elektron aber Energie verlieren und somit immer energieärmer werden um schlussendlich **in den Kern zu stürzen**.

*Dies kann man aber nicht beobachten!*

Man nahm deshalb an, dass die Atome nur bestimmte sogenannte stationäre Zustände besitzen, **in denen Elektronen auf ihrer Umlaufbahn keine Energie verlieren**.

#### • Ionisierungsenergie

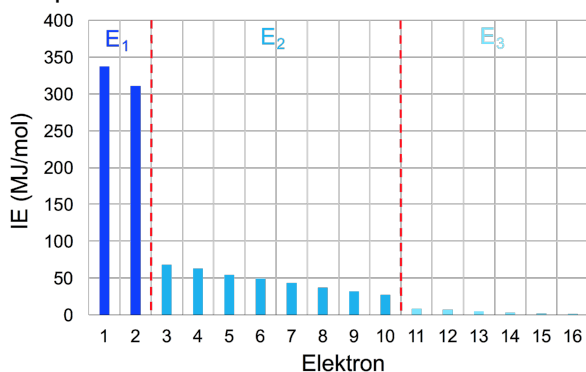
Die Ionisierungsenergie (IE) ist die Energie, die zum Abtrennen eines Elektrons aus einem Atom benötigt wird.

Beispiele:



Um ein zweites Elektron eines Atomes abzuspalten, muss man eine noch höhere IE liefern. Je stärker ein Elektron vom positiv geladenen Kern angezogen wird, desto höher die IE.

Beispiel: das Schwefelatom



Von Elektron Nummer 16 bis zum Elektron 1 nimmt die IE beständig zu.

**Zweimal** stellt man aber auch ein sprunghaftes Ansteigen der IE fest: zwischen dem 11. und dem 10. Elektron und zwischen dem 3. und dem 2. Elektron.

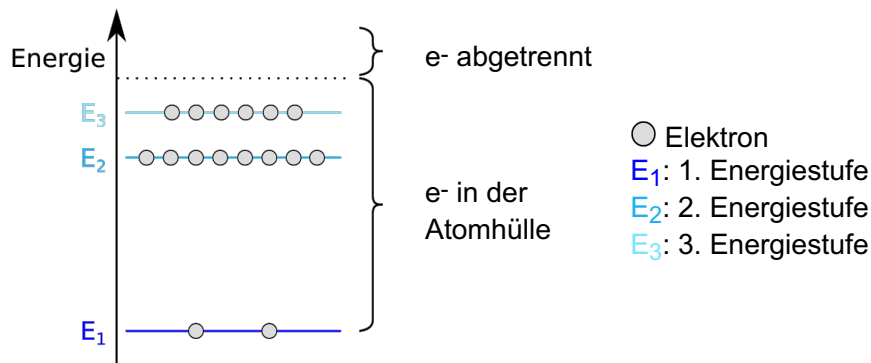
Die Atomhülle des Schwefelatoms ist daher in drei Energiestufen eingeteilt:

**E<sub>1</sub>, E<sub>2</sub> und E<sub>3</sub>.**

Schlussfolgerung:

Die Elektronen eines Atoms sind nicht alle gleich, sondern können nach verschiedenen Energiestufen eingeordnet werden.

Für das Schwefelatom erhält man:



Wie für das Schwefelatom lassen sich die Elektronen in jedem Atom gruppenweise nach Energiestufen ordnen. Dies führte zum Schalenmodell oder Bohr-Modell (nach Niels Bohr) der Atome:



- Schalenmodell (Bohr-Modell)
  - die Elektronen bewegen sich nur auf bestimmten Bahnen oder Schalen um den Atomkern
  - jeder Schale ist eine bestimmte Energie zugeordnet
  - jede Schale kann nur eine begrenzte Anzahl Elektronen aufnehmen:

Energiestufe (Schale)	Hauptquantenzahl (n)	Maximale Anzahl Elektronen ( $2n^2$ )
K	1	2
L	2	8
M	3	18
N	4	32

Beispiel:  $^{35}_{17}\text{Cl}$  Gib das Schalenmodell an!  
 $Z=17$ , keine Ladung: 17 Elektronen sind auf den verschiedenen Schalen zu verteilen



Schalenmodell für die 18 ersten Elemente des PSE: (• Einzelelektron; •• Elektronenpaar)

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

• Lewis-Schreibweise und Wertigkeit: (• Einzelelektron; | Elektronenpaar)

Hauptgruppe:	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Anzahl $e^-$ auf der Außenschale:	1	2	3	4	5	6	7	8*
Lewis-Schreibweise:	X•	•X•	•X•	•X•	•X•	X•	X•	X
Wertigkeit:	1	2	3	4	3	2	1	0

\* außer Helium: nur 2 Elektronen

Lewis-Schreibweise: Auf der Außenschale bestehen nur vier Räume in denen sich die Elektronen befinden können. Jeder Raum wird zuerst mit einem einzigen Elektron aufgefüllt. Einzelelektronen werden durch einen Punkt, Elektronenpaare durch einen Strich dargestellt.

In der Lewis-Schreibweise gibt die Anzahl der Einzelelektronen die Wertigkeit oder Valenz an!

Im Umkehrsatz bedeutet dies für die Elemente der Nebengruppen (alles Metalle), dass die Anzahl der Einzelelektronen durch die Wertigkeit des Metalles in der Verbindung bestimmt wird:

Fe(II) stammt von Eisen mit 2 Einzelelektronen, Fe(III) stammt von Eisen mit 3 Einzelelektronen.

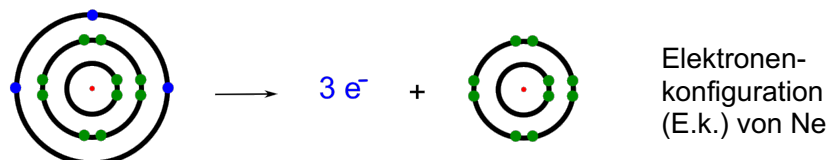
### • Oktettregel

Edelgase gehen keine Reaktionen mit anderen Elementen ein weil sie energetisch sehr stabil sind. Diese besondere Stabilität der Edelgase ist auf die Anzahl der Elektronen auf der Außenschale der Edelgase zurückzuführen. Außer Helium ( $2 e^-$ ) besitzen alle Edelgase  $8 e^-$  auf der Außenschale (Elektronenoktett) und sind deshalb besonders stabil. Bei chemischen Reaktionen von Metallen mit Nichtmetallen versuchen deshalb die Edukte auch  $8 e^-$  auf der Außenschale zu erhalten.

Metalle können ein Elektronenoktett nur durch Abgabe von Elektronen erreichen:

Beispiel: Aluminium,  $_{13}\text{Al}$

Bohr-Modell:



Ladung Kern:  $+13; (13 p^+)$

$+13; (13 p^+)$

Ladung Hülle:  $-13; (13 e^-)$

$-10; (10 e^-)$

Ladung des Atoms:  $+13 + (-13) = 0$

$+13 + (-10) = +3$

Lewis-Schreibweise:



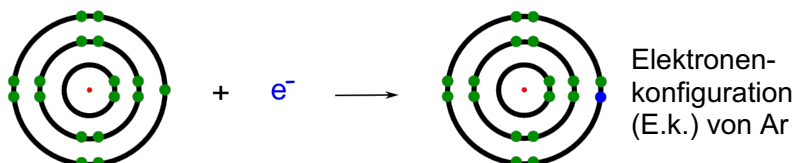
Aluminium-Ion  
(Kation)

Allgemein: **Metall**  $\rightarrow n e^- + \text{Metall}^{n+}$  (Metall-Ion, Kation)

Nichtmetalle können ein Elektronenoktett nur durch Aufnahme von Elektronen erreichen:

Beispiel: Chlor,  $_{17}\text{Cl}$

Bohr-Modell:



Ladung Kern:  $+17; (17 p^+)$

$+17; (17 p^+)$

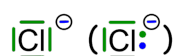
Ladung Hülle:  $-17; (17 e^-)$

$-18; (18 e^-)$

Ladung des Atoms:  $+17 + (-17) = 0$

$+17 + (-18) = -1$

Lewis-Schreibweise:

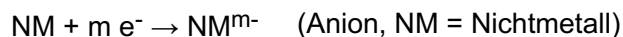


Chlorid-Ion  
(Anion)

Allgemein: **Nichtmetall**  $+ n e^- \rightarrow \text{Nichtmetall}^{n-}$  (Name des Nichtmetalls in einer Verbindung + -Ion, Anion)

**Zusammenfassung:**

Bei der Reaktion eines Metalles M mit einem Nichtmetall NM, gibt das Metall Elektronen ab und bildet ein Kation, das Nichtmetall nimmt Elektronen auf und bildet ein Anion:



PSE und Kationen und Anionen:

Hauptgruppe:	I	II	III	IV	V	VI	VII
Wertigkeit:	1	2	3	4	3	2	1
Metall (M):	M <sup>+</sup>	M <sup>2+</sup>	M <sup>3+</sup>	M <sup>4+</sup>			
Nichtmetall (NM):						NM <sup>2-</sup>	NM <sup>-</sup>
Beispiel:	Na <sup>+</sup> Natrium-Ion Kation	Mg <sup>2+</sup> Magnesium-Ion Kation	Al <sup>3+</sup> Aluminium-Ion Kation	Pb <sup>4+</sup> Blei-Ion Kation		S <sup>2-</sup> Sulfid-Ion Anion	F <sup>-</sup> Fluorid-Ion Anion

Für die Elemente der Nebengruppen (alles Metalle) werden Kationen gebildet, die positive Ladung entspricht der Wertigkeit des Metalles in der Verbindung:

Fe(II) bildet Fe<sup>2+</sup>-Ionen, Fe(III) bildet Fe<sup>3+</sup>-Ionen.

**Aufgaben**

1. Welche stabile Ionen können folgende Atome bilden?

Erkläre jeweils mit Hilfe des Bohr-Modells und der Lewis-Schreibweise!

• Magnesium

• Lithium

• Schwefel

- Natrium

- Sauerstoff

- Fluor

- Calcium

- Wasserstoff

2. Gib jeweils die Lewis-Schreibweise und den Namen des Ions (sowie Kation oder Anion) an, welches aus folgenden Atomen gebildet werden kann:

Nimm eventuell die Tabelle **PSE und Kationen und Anionen** zu Hilfe.

- Iod

- Barium

- Schwefel

- Kalium

- Magnesium

- Brom

- Lithium

- Blei

- Gold(III)

- Eisen(II)

- Eisen(III)

**3.** Verbindungen, welche aus Kationen und Anionen aufgebaut sind nennt man Salze. Die elektrostatische Anziehungskraft zwischen Kationen und Anionen ist die Grundlage der Ionenbindung.  
Fülle folgende Tabelle aus (falls möglich):

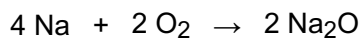
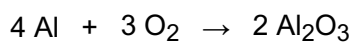
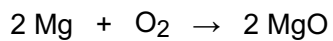
Name	Chemische Formel	Kation Name	Anion Name	Ionenformel
Calciumoxid				
Kaliumbromid				
Natriumsulfid				
Diphosphortrioxid				
Aluminiumoxid				
Natriumsulfat				
Magnesiumphosphat				

## 12. Reaktionsarten.

Folgende allgemeine oder spezifische Reaktionen wurden entweder im Kurs oder im Praktikum behandelt:

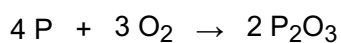
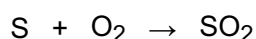
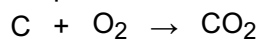
### • Metall + Sauerstoff → Metalloxid

Beispiele:



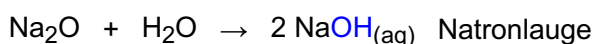
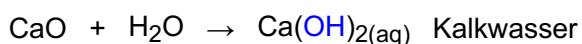
### • Nichtmetall + Sauerstoff → Nichtmetalloxid

Beispiele:



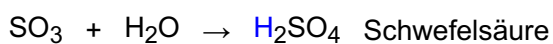
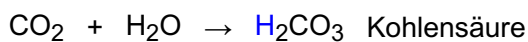
### • Metalloxid (Hauptgruppe I. und II.) + Wasser → Lauge

Beispiele:



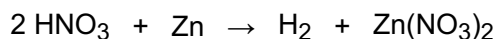
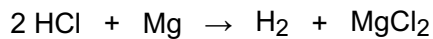
### • Nichtmetalloxid + Wasser → Säure

Beispiele:



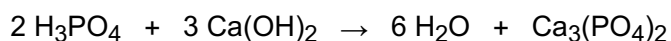
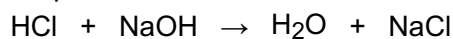
### • Säure<sub>verdünnt</sub> + unedles Metall → Wasserstoff + Salz

Beispiele:



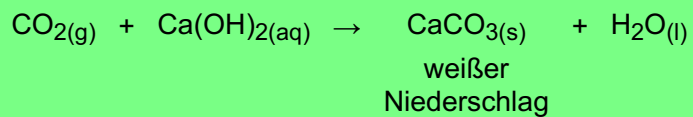
### • Säure + Base → Wasser + Salz

Beispiele:



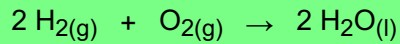
- Nachweisreaktion von Kohlenstoffdioxid:

Trübung von Kalkwasser ( $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{aq})}$ ), es bildet sich eine Suspension aus fein verteilten Calciumcarbonat-Teilchen.



- Nachweisreaktion von Wasserstoff:

Knallgasprobe, Wasserstoff verbrennt mit einem pfeifendem Geräusch falls mit Sauerstoff vermischt, einem "plopp"-Geräusch falls reiner Wasserstoff vorhanden.



- Nachweisreaktion von Sauerstoff:

Glimmspanprobe, ein glimmender Holzspan entzundet sich wieder wenn er in reinen Sauerstoff getaucht wird.

### Aufgaben

1. Gib jeweils die Gleichung fur die allgemeine Reaktionsart an.

Stelle dann die Gleichung auf, richte ein und gib die Namen der Produkte an.

- Verbrennen von Lithium

- Phosphor wird verbrannt

- Reaktion von Wasser mit Schwefeldioxid

- Reaktion von Calciumoxid mit Wasser

- Nachweisreaktion von Wasserstoffgas

- Nachweisreaktion von Kohlenstoffdioxid



- Reaktion von Salpetersäure mit Eisen(II)
- Reaktion von Kalkwasser mit Schwefelsäure
- Calcium wird verbrannt
- Verbrennen von Schwefel
- Reaktion von Diphosphortrioxid mit Wasser
- Reaktion von Wasser mit Kaliumoxid
- Reaktion von Magnesium mit Phosphorsäure
- Schwefelsäure reagiert mit Natronlauge
- Phosphorsäure reagiert mit Kalilauge

2. Um folgende Aufgaben zu lösen, sind jeweils mehrere Gleichungen notwendig.

- Herstellung von Kohlensäure aus Elementen

- Herstellung von Kalkwasser aus Elementen

- Herstellung von Natronlauge aus Elementen

- Herstellung von Phosphorsäure aus Elementen

- Herstellung von Schwefelsäure aus Elementen

3. Gib jeweils zwei Methoden zur Herstellung der folgenden Verbindungen an:

- Calciumchlorid

- Eisen(II)-nitrat

- Magnesiumphosphat

4. Setze die fehlenden Verbindungen ein und richte ein:

- $A + B \rightarrow H_2O + Ca(NO_3)_2$

- $A + B \rightarrow H_2 + FeCl_2$

- $A + H_3PO_4 \rightarrow B + Ca_3(PO_4)_3$