

Chemie – eine Naturwissenschaft

**Eine Naturwissenschaft beschäftigt sich mit der Welt, die wir direkt oder indirekt mit unseren Sinnesorganen wahrnehmen können.**

<i>reale Welt</i>			
Raum	Zeit	Dinge	
		belebt	unbelebt
		Biologie	Chemie Physik

Dinge und Stoffe

<i>Dinge</i>	<i>Stoffe</i>
Feder Nagel Schwert	Eisen
Blech Späne Pulver Granualien	Zink

**Die Chemie ist die Wissenschaft von den Stoffen, ihren Stoffeigenschaften und den Vorgängen, bei denen sich Stoffe verändern.**

Stoffeigenschaften1. Farbe

Viele Stoffe haben eine charakteristische Farbe (z.B.: schwefelgelb).

2. Gestalt (äußere Form)

- a) künstliche Gestalt (z.B.: Blech, Granualien)
- b) natürliche Gestalt (z.B.: Kristalle)

**Kristalle sind natürlich entstandene, von ebenen Flächen begrenzte Körper. Die Kristallform ist eine typische Stoffeigenschaft.**

3. Geruch

„Vorsichtig zufächeln!“

4. Geschmack

„Es wird nicht geschmeckt!“

5. Verformbarkeit

- verformbar: Metalle
- spröde: Salze (Kristalle)

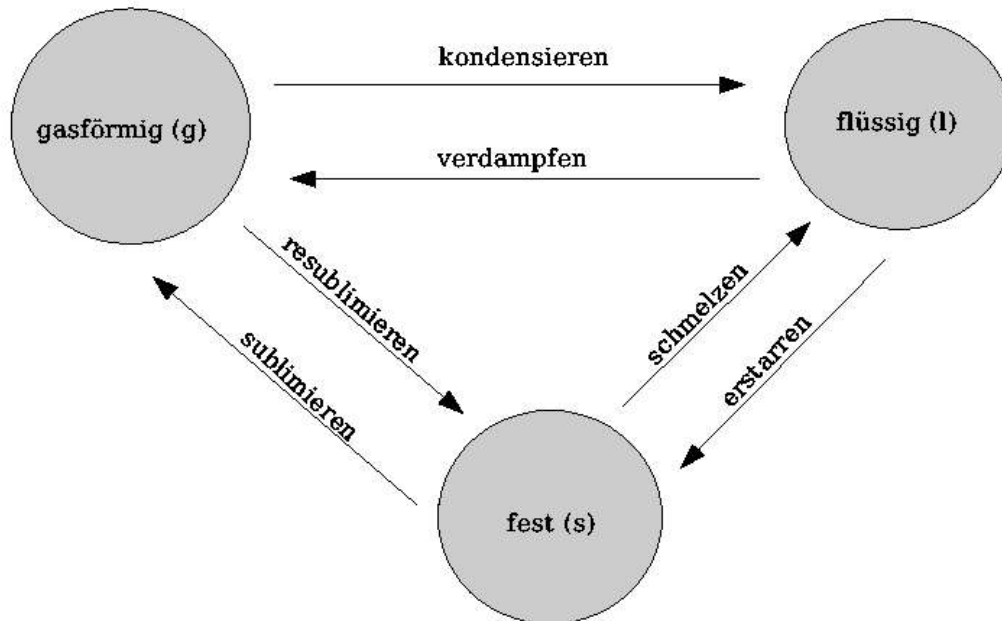
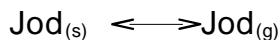
6. Aggregatzustände

V<sub>1</sub>: Festes Jod wird erhitzt.

B<sub>1</sub>: Es entstehen violette Dämpfe

E<sub>1</sub>: Jod geht beim Erhitzen sofort aus dem festen in den gasförmigen

Aggregatzustand über.  
Es **sublimiert**.



**Stoffe haben bei Standardbedingungen (25°C ; 1013hPa) einen bestimmten Aggregatzustand. Man kann diesen durch Erhitzen und abkühlen ändern.**

### 7. Die Löslichkeit

V: Folgende Stoffe: a) Jod (Lösungsstoff)  
b) Kochsalz (Lösungsstoff)  
werden in: 1) Wasser (Lösungsmittel)  
2) Alkohol (Ethanol; Lösungsmittel)  
gegeben.

B: 1a) löst sich schlecht  
1b) löst sich gut  
2a) löst sich gut  
2b) löst sich schlecht

**E: Die Löslichkeit eines Stoffes ist abhängig vom Lösungsmittel.**

**Als Lösungsmittel in der Chemie dienen:**

**-Wasser**

**-organische Lösungsmittel (Ethanol, Benzin)**

### Lösungsmittel in der Chemie

**Lösungen sind klare, durchsichtige (auch farbige) Einheiten von Lösungsstoffen und Lösungsmitteln.**

a) Quantitative Lösungsangaben

-verdünnte Lösungen (wenig Lösungsmittel)

-konzentrierte Lösung (viel Lösungsmittel)

-gesättigte Lösung (maximale Menge an Lösungsmittel; erkennbar am Bodensatz)

b) Quantitative Konzentrationsangaben- Volumenprozent %Vol.

Volumen (in ml) des gelösten Stoffes in 100 ml Lösung.

Eine x% vol. Lösung enthält x ml Lösungsmittel in 100 ml Lsg.

- Massenprozent %mass.

Masse (in g) des gelösten Stoffes in 100g Lösung

Eine x% mass. Lösung enthält xg Lösungsmittel in 100g Lösung.

Löslichkeit

Kochsalz: 35,7g

Traubenzucker: 203,9g

Jod: 0,5g

**Die Löslichkeit ist die Masse (in g) eines Lösungsmittels die sich bei Standardbedingungen in 100g Lösungsmittel lösen und gerade eine gesättigte Lösung ergeben.**

Aufgaben:

1.) Wie viel g Kochsalz enthalten 5 kg einer 5% mass. Kochsalzlösung?

$$\frac{5}{100} = \frac{x}{5 \text{ kg}}; x = \frac{5000 \text{ g} * 5}{100}; x = 250 \text{ g (Masse Kochsalz)}$$

2.) Wie viele ml Wasser müssen zu 15 ml Alkohol gegeben werden um eine 30% vol. Lösung zu erhalten?

$$\frac{100}{30} = \frac{x}{15 \text{ ml}}; x = \frac{100 * 15 \text{ ml}}{30}; x = 50 \text{ ml}$$

$$y = 50 \text{ ml} - 15 \text{ ml} = 35 \text{ ml}$$

3.) Wie viel Massenprozentig ist eine Zuckerlösung mit 25g Lösung und 2g Zucker.

$$\frac{2 \text{ g}}{25 \text{ g}} = \frac{x}{100}; x = 8 \text{ mass.}$$

4.) Geg.: V(Bocksbeutel)=0.75l=750ml

V(Alkohol)=90ml

Ges.: % vol.

$$\text{Ber.: } \frac{90 \text{ ml} * 100}{750 \text{ ml}} \text{ vol.} = 12 \text{ vol.}$$

Stoffgemische

<b>Stoffe</b>		
Reinstoffe	Gemische	
	homogene Gemische	heterogene Gemische

**Gemische bestehen aus zwei oder mehr Reinstoffen in nicht festgelegten Mengenverhältnissen.**

**Homogene Gemische sind einphasig.**

**Heterogene Gemische sind mehrphasig.**

**Phasen sind nebeneinander bestehende, eindeutig von einander zu unterscheidende Stoffbereiche.**

<b>Aggregatzustand der Stoffe</b>	<b>Gemisch</b>	<b>Benennung</b>
<b>Homogene Gemische</b>		
fest-fest	Messing (Kupfer + Zink) Dünger (fest)	<b>Legierung</b> (nur bei Metallen)
flüssig-flüssig	Alkohol in Wasser Wein Apfelsaftschorle	<b>Lösung</b>
fest-flüssig	Kupfersulfatlösung Meerwasser Milch Salzwasser	<b>Lösung</b>
gasförmig-gasförmig	Luft (Sauerstoff, Stickstoff, Edelgase, Kohlenstoffdioxid) Ergas-Luft-Gemisch	<b>Gasgemisch</b>
<b>Heterogene Gemische</b>		
fest-fest	Granit	<b>Haufwerk</b> (Feststoffgemisch)
fest-flüssig	Erde in Wasser	<b>Suspension</b>
fest-gasförmig	Rauch (Asche in Luft)	<b>Rauch</b>
gasförmig-flüssig	Nebel/Wolken	<b>Nebel, Schaum</b>
flüssig-flüssig	Öl in Wasser/Milch	<b>Emulsion</b>

Beispiele

Schaum (heterogen; Suspension; Luft+Seife)

Schlamm (heterogen; Suspension; Erde+Wasser)

Orangensaft mit Fruchtfleisch (heterogen; Suspension; Orangensaft+Zelulose)

Kohlenstoffdioxid (Reinstoff)

Pegnitzwasser (heterogen; Suspension; Wasser+Erde)

destilliertes Wasser (Reinstoff)

Radler (homogen; Lösung; Bier+Limonade)

Hautlotion (homogen; Emulsion; Wasser+Fett)

Speiseessig (homogen; Lösung; Wasser+Säure)

Eisenschwefelpulver (heterogen; Haufwerk; Eisenpulver, Schwefelpulver)

## Verfahren zur Gewinnung von Reinstoffen

### 1. Feststoffgemische

<b>Trennverfahren</b>	<b>Eigenschaft</b>	<b>Anwendung</b>
Optische Trennung	Farbe, Größe, ...	Mülltrennung
Magnettrennung	Magnetisierbarkeit	Schrottplatz
Extraktion	unterschiedliche Lösbarkeit	V: Eisen+Salz in Wasser geben

#### Aufgaben (aus der 1. Stegreifaufgabe)

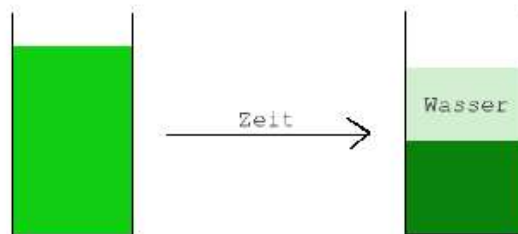
Sublimation ist der Übergang vom festen zum gasförmigen Aggregatzustand (z.B. Jod).  
Resublimation ist das „Gegenteil“.

Gesättigte Lösung: Maximale Menge an Lösungsmittel, erkennbar am Bodensatz.  
Traubenzucker in 100g Wasser bei Standardbedingungen lösen bis ein Bodensatz  
erkennbar ist. Wiegen und 100g + Glas abziehen.

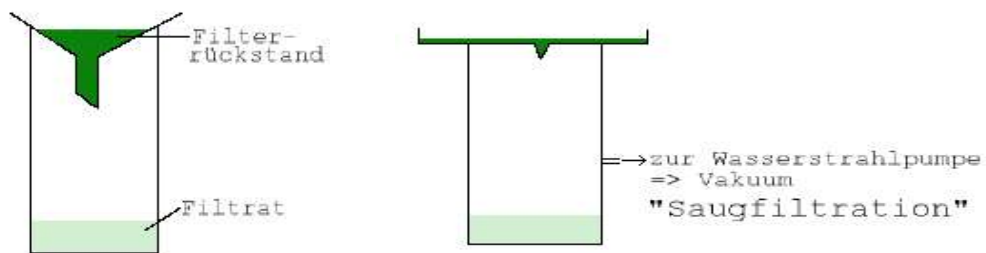
Vol. % Lösg.: x% pro 100g

### 2. Suspension

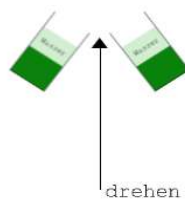
#### a) Sedimentieren und Dekantieren (Dekantieren bedeutet abschöpfen/abgießen)



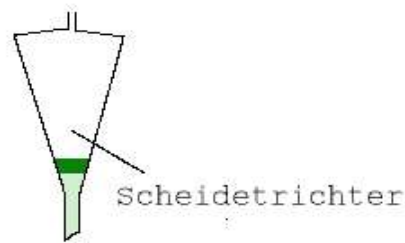
#### b) Filtration



#### c) Zentrifugation



### 3. Emulsion

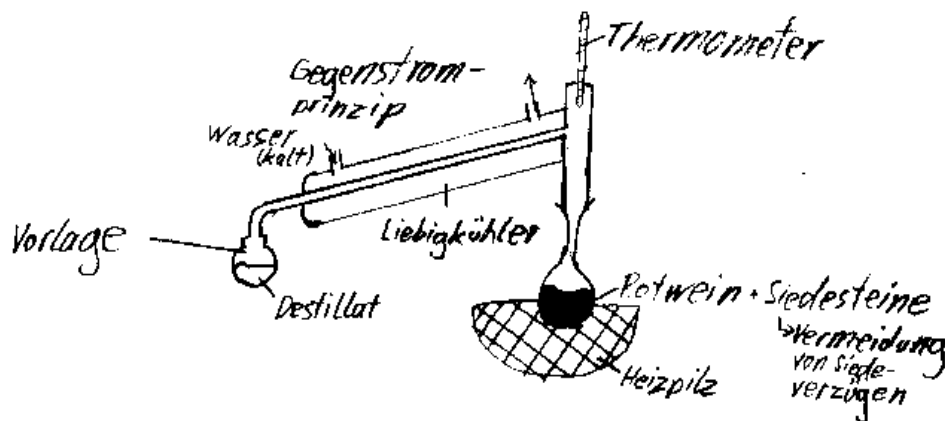


#### Kenneigenschaften von Reinstoffen

	<b>Sauerstoff</b>	<b>Schwefel</b>	<b>Wasser</b>
Aggregatzustand (bei Standardbedingungen)	gasförmig	fest	flüssig
„Farbe“	farblos	gelb	farblos
Schmelztemperatur	-218,9°C	119°C	0°C
Siedetemperatur	-183°C	444°C	100°C
Dichte	0,001339 g/cm <sup>3</sup>	2,07 g/cm <sup>3</sup>	ca. 1 g/cm <sup>3</sup>

Zum eindeutigen Beschreiben von Reinstoffen dienen die Kenneigenschaften (Siede-, Schmelztemperatur, Dichte).

V: Destillation von Rotwein



B: Bei 80°C und 100°C fließen klare Flüssigkeiten in die Vorlage.  
 E: Beim Erhitzen von Rotwein verdampft der Alkohol bei ca. 78°C zuerst. Im Kühler kondensiert der Alkoholdampf und wird als Destillat in der Vorlage aufgefangen.

**Die Destillation ist die Trennung eines Stoffgemisches durch Verdampfen und anschließendes Kondensieren.**

**Sie ist nur für Gemische geeignet, bei denen die enthaltenen Stoffe stark unterschiedliche Siedetemperaturen haben.**

Reinstoffe: Elemente und Verbindungen

V<sub>1</sub>: Schwefel wird erhitzt.

B<sub>1</sub>: Schwefel geht in die übrigen Aggregatzustände über.

Nach dem Abkühlen liegt wieder reiner Schwefel vor.

E<sub>1</sub>: Der Reinstoff Schwefel ist nicht weiter in andere Stoffe zerlegbar.

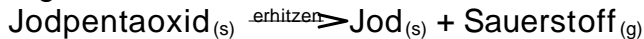
V<sub>2</sub>: Jodpentaoxid wird erhitzt.

B<sub>2</sub>: Es entstehen lila Dämpfe.

Glimmspanprobe ist positiv.

**Die Glimmspanprobe ist ein Nachweis für Sauerstoff.**

E<sub>2</sub>: Jodpentaoxid zerfällt beim Erhitzen in zwei Stoffe mit anderen Eigenschaften, nämlich Jod und Sauerstoff.

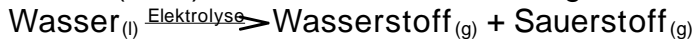


V<sub>3</sub>: Zersetzung von Wasser im **Hoffmannschen Zersetzungsapparat**.

B<sub>3</sub>: Das Wasser wird mit elektrischem Gleichstrom zersetzt (**Elektrolyse**).

Kathode (-Pol) Gasentwicklung 2 Wasserstoff (Knallgasprobe)

Anode (+Pol) Gasentwicklung 1 Sauerstoff

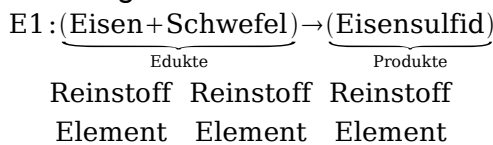


**Die Knallgasprobe ist ein Nachweis für Wasserstoff.**



**Wasser ist kein Gemisch aus Wasserstoff und Sauerstoff, sondern eine Verbindung.**

Einteilung der Stoffe



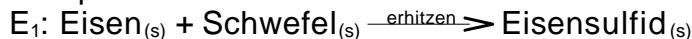
Stoffe in der Natur				
Gemische $\xrightarrow{\text{physische Trennmethode}}$		Reinstoffe		
homogene Gemische	heterogene Gemische	Verbindungen $\xrightarrow{\text{chemische Reaktionen}}$	Elemente	
			Metalle	Nichtmetalle

Grundtypen chemischer Reaktionen

**Eine chemische Reaktion ist durch eine Stoffänderung charakterisiert.**

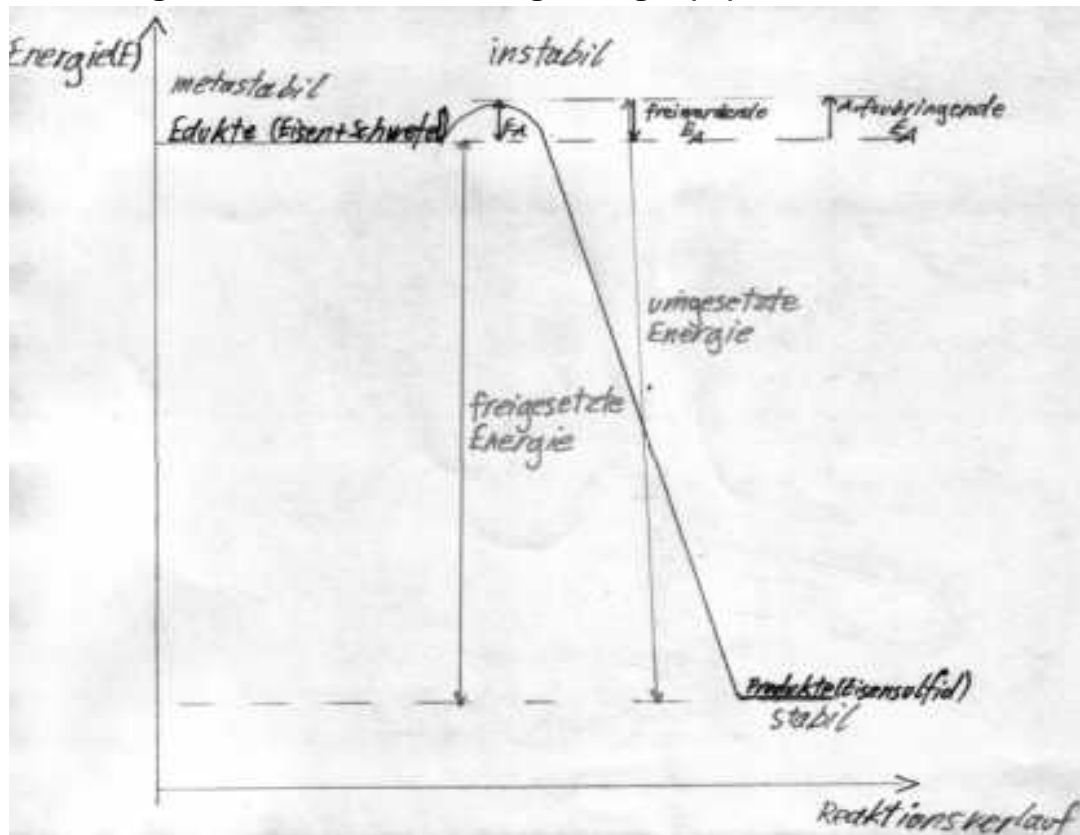
V<sub>1</sub>: Eisen und Schwefel werden gemischt und über dem Bunsenbrenner erhitzt.

B<sub>1</sub>: Das Gemisch glüht auf und es entsteht ein grauschwarzer, spröder Stoff



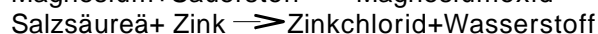
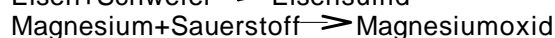
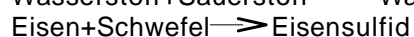
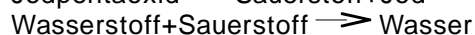
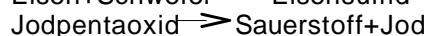
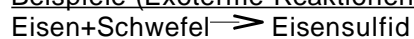


Reaktionen bei denen Energie in Form von Wärme frei wird, bezeichnet man als exotherme Reaktionen. Hierbei gehen energiereiche in energieärmere Stoffe über. Die zum Aktivieren der Reaktion nötige Energie nennt man Aktivierungsenergie ( $E_A$ ).



Bei exothermen Reaktionen gehen die Stoffe von einem metastabilen über einen instabilen in einen stabilen Stoff über.

Beispiele (Exotherme Reaktionen)



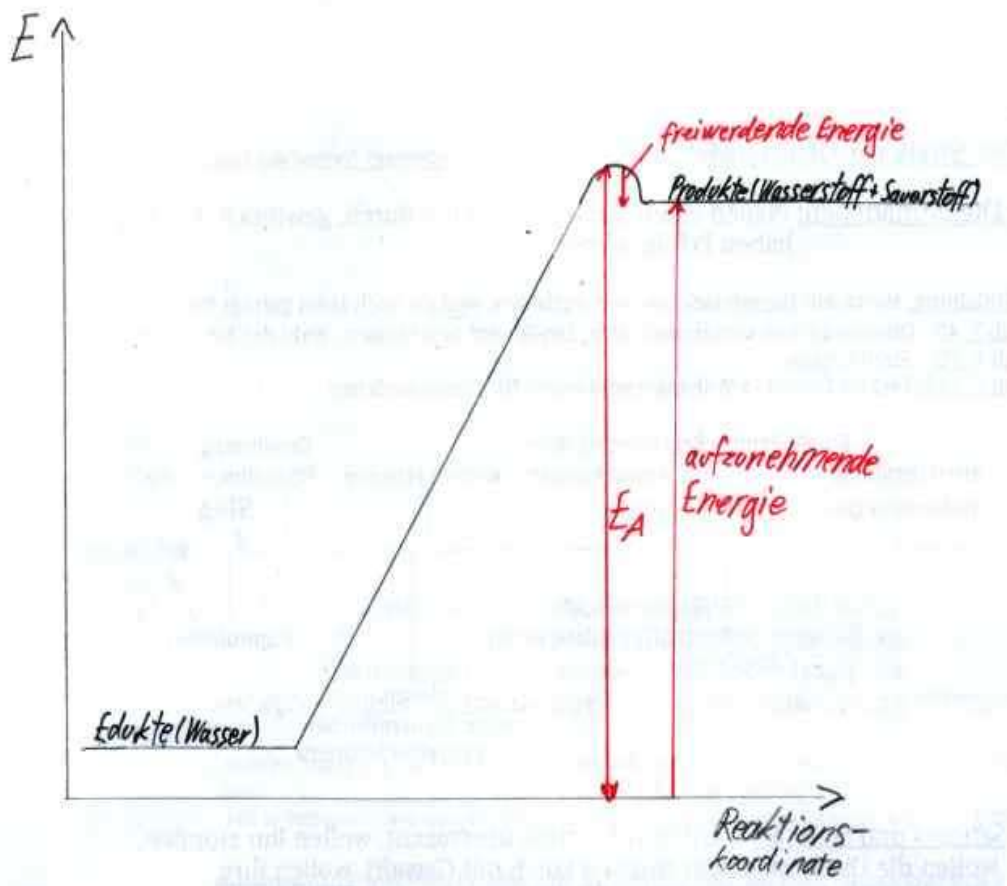
## 2.) Endotherme Reaktionen

Bsp.: Zerlegung von Wasser

Reaktionen die unter Energieaufnahme verlaufen, bezeichnet man als endotherm.



Energie ist bei allen chemischen Reaktionen beteiligt. Der Energieumsatz erfolgt bei den meisten chemischen Reaktionen in Form von Wärme. Er kann jedoch auch von anderen Energieformen (Licht, elektr. Energie) begleitet werden.



Der Atomaufbau („atomos“ bedeutet unteilbar)

Atommodell nach John Dalton (1766-1844)

- chemische Elemente bestehen aus kleinsten, nicht weiter zerlegbaren Teilchen, den Atomen
- alle Atome eines Elementes sind einander gleich, besitzen also gleiche Masse und Gestalt.
- Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich hinsichtlich Größe und Masse
- Atome haben eine kugelförmige Gestalt

Der Massenumsatz bei chemischen Reaktionen

V<sub>1/2</sub>: Schwefel und Eisen werden a) im Reagenzglas

b) im abgeschmolzenen Reagenzglas

zur Reaktion gebracht.

E: Gesetz der Erhaltung der Masse (Lavoisier)

**Bei jeder chemischen Reaktion bleibt die Gesamtmasse der Stoffe erhalten.**

V<sub>3</sub>: 3 Gemische aus Eisen und Schwefel in unterschiedlichen Massenverhältnissen werden zur Reaktion gebracht.

Reaktion 1:

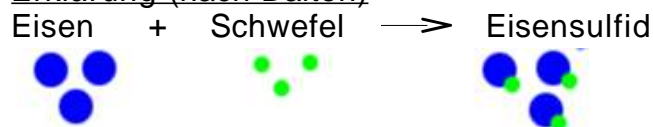
0,4g S

(Schwefel bleibt übrig) 0,4g Fe  
 Reaktion 2: 0,7g Fe  
 (Gemisch reagiert vollständig durch) 0,4g S  
 Reaktion 3: 0,9g Fe  
 (Eisen bleibt übrig.) 0,4g S  
 E: Eisen und Schwefel reagieren nur im Massenverhältnis 7/4  
 vollständig miteinander.  
 Eisen+Schwefel  $\rightarrow$  Eisensulfid  
 $7\text{MT} + 4\text{MT} \rightarrow 11\text{MT}$   
 MT entspricht Massenteile

### Gesetz der konstanten Proportionen (Pronst 1799)

Eine chemische Verbindung bildet sich immer aus konstanten Massenverhältnissen.

### Erklärung (nach Dalton)



1. Ein Eisenatom verbindet sich mit einem Schwefelatom zu einem Eisensulfidteilchen.
2. Eisenatome sind größer und schwerer als Schwefelatome.
3. Betrachtet man die gleiche Masse an Schwefel und Eisen, so sind im Schwefel mehr Atome vorhanden als im Eisen.

### Weitere Beispiele

Wasserstoff + Sauerstoff  $\rightarrow$  Wasser  
 $1\text{MT} \quad 8\text{MT} \quad 9\text{MT}$   
 $\Rightarrow$  Massenverhältnis H:O=1:8

Blei + Sauerstoff  $\rightarrow$  Bleioxid  
 $13\text{MT} \quad 1\text{MT} \quad 9\text{MT}$   
 $\Rightarrow$  Massenverhältnis Pb:O=13:1

Kupfer + Sauerstoff  $\rightarrow$  Kupferoxid  
 $8\text{MT} \quad 1\text{MT} \quad 9\text{MT}$   
 $\Rightarrow$  Massenverhältnis Cu:O=8:1

### Aufgaben:

1. Wie viel Eisen benötigt man um aus 32g Schwefel Eisensulfid herzustellen?  
 (MV Fe:S=7:4)  
 Geg.:  $m_{(\text{S})}=32\text{g}$  entspr. 4MT  
 Ber.: Eisen+Schwefel  $\rightarrow$  Eisensulfid  
 $7\text{MT} \quad 4\text{MT} \quad 11\text{MT}$   
 $x = m_{(\text{Eisen})}$
2. Wie viel Gramm Eisen und Schwefel enthalten 176g Eisensulfid? (MV Fe:S=7:4)  
 Fe: 11MT entspr. 176g;  $\Rightarrow 7\text{MT}$  entspr.  $7/11 \cdot 176\text{g}$ ;  $\Rightarrow 7\text{MT}$  entspr. 112g  
 S: 11MT entspr. 176g;  $\Rightarrow 4\text{MT}$  entspr.  $4/11 \cdot 176\text{g}$ ;  $\Rightarrow 4\text{MT}$  entspr. 64g
3. Bei der Analyse von Kupferoxid entstehen 1,5g Sauerstoff. Wieviel g Kupferoxid wurden eingesetzt? (MV O:Cu=1:8)

1 MT entspr. 1,5g; 9MT entspr. 13,5g

$$m_{(\text{Kupferoxid})} = 13,5\text{g}$$

4. Wieviel Massenprozent Kupfer enthält Kupferoxid? (MV Cu:O=8:1)

$$\frac{x}{100} = \frac{8}{9}; x = \frac{800}{9} = 88,88$$

5. Wieviel ml Alkohol enthalten 0,75l Wein (12%vol.)?

$$\frac{x}{750\text{ ml}} = \frac{12}{100};$$

$$x = 90\text{ ml}$$

6. Wie lautet das Massenverhältnis Kupfer zu Sauerstoff wenn bei einer Einwaage 1,5g durch Zersetzung 1,2g Kupfer enthalten werden. (MV Cu:O=8:1)

Kupfer+Sauerstoff  $\rightarrow$  Kupferoxid

1,2g      0,3g      1,5g

$$m \frac{(\text{Cu})}{m} (\text{O}) = \frac{1,2\text{ g}}{0,3\text{ g}} = \frac{4}{1}$$

7. Bei der Analyse von Wasser entstehen 5g Wasserstoff, wie viel ml Sauerstoff entsteht?

Dichte(O): 1,4kg/l entspr. 1,4g/ml

MV(Wasserstoff:Sauerstoff) = 1:8

Wasser  $\rightarrow$  Wasserstoff+Sauerstoff

9MT      1MT      8MT

1MT entspr. 5g

8MT entspr.  $8\text{g} \cdot 8/1 = 40\text{g}$

$$\text{Dichte}(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{V(\text{O})}; V(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{\text{Dichte}(\text{O})} = \frac{40\text{ g}}{1,4 \frac{\text{g}}{\text{ml}}} = 28,6\text{ ml}$$

### Verbesserung der 1. Schulaufgabe

1. Eisen wird mit einem Magneten rausgezogen.

Jod sublimiert und resublimiert.

Gemisch in Wasser lösen (extrahieren), Salz löst sich, filtrieren, Wasser abdampfen.

2.1 a) Messingschale: Gemisch; Legierung; Messing+Zinn

b) Wasserstoffoxid (Wasser): Reinstoff; Verbindung; Wasserstoff+Sauerstoff

c) Sauerstoff: Reinstoff; Element

d) Feuchtigkeitscreme: Gemisch; Emulsion; Fett+Wasser

e) Eisensulfid: Reinstoff; Verbindung; Eisen+Schwefel

f) Leitungswasser: Gemisch; Lösung; Wasser+Kalk

g) Schwefelwasserstoff: Reinstoff; Verbindung; Schwefel+Wasserstoff

2.2 Eisensulfid+Salzsäure  $\rightarrow$  Schwefelwasserstoff+Eisenchlorid

doppelte Umsetzung

3.1 Die Siedetemperatur des Zusatzes muss nahe bei der Siedetemperatur des

Alkohols liegen  $\Rightarrow$  Trennung durch Destillation schwierig bis unmöglich

3.2  $25\text{ ml} \cdot \frac{0,8\text{ kg}}{1} = 20\text{ g};$

$$\frac{x}{20\text{ g}} = \frac{96}{100};$$

$$x = 19,2\text{ g}$$

4.1 Silbersulfid  $\rightarrow$  Silber + Schwefel Analyse  
 Silber+Kupfer  $\rightarrow$  Kupfersulfid Synthese

4.2 endotherm; exotherm (Bild siehe vorne)

$$5.1 \quad \frac{x}{100} = \frac{13}{15};$$

$$x = 13,33$$

$$5.2 \quad 6g \cdot \frac{13}{2} = 39g$$

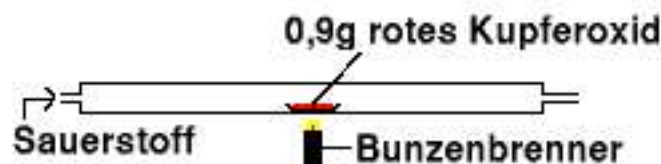
39g, weil Sauerstoff das knappere der beteiligten Elemente ist und deshalb Blei übrig bleibt.

### Gesetz der multiplen Proportionen

Es gibt 2 verschiedene Verbindungen aus Kupfer und Sauerstoff:

rotes Kupferoxid  $MV_{(\text{Kupfer:Sauerstoff})} = 8:1$

schwarzes Kupferoxid  $MV_{(\text{Kupfer:Sauerstoff})} = 4:1$



Nach dem Erkalten erhält man 1g schwarzes Kupferoxid.

Im roten Kupferoxid 0,8g Cu und 0,1g O

Im schwarzen Kupferoxid 0,8g Cu und 0,2g O

=> MV im schwarzen Kupferoxid 4:1

Verbindung	Massenverhältnis	Verhältnis der Metalle	Verhältnis der Nichtmetalle
rotes Kupferoxid	8 1	2	1
schwarzes Kupferoxid	4 1	1	1
Eisensulfid	7 4	1	1
Pyrit	7 8	1	2
braunes Bleioxid	13 2	1	2
gelbes Bleioxid	13 1	1	1

### Gesetz der multiplen (vielfachen) Massenverhältnisse

**Bilden 2 Elemente verschiedene Verbindungen, dann stehen die unterschiedlichen Massen des einen Elements, die sich mit jeweils der selben Masse des anderen Elements zu verschiedenen Verbindungen vereinigen zueinander im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen.**

Verhalten von Gasen

Boyle-Mariotte

**$p \cdot V = \text{const.}$**  (T=const.)

p=Druck

V=Volumen

T=Temperatur in Kelvin  
 Umrechnung von °C in Kelvin (K)  
 0°C entspr. 273 Kelvin  
 25°C entspr. 273+25 Kelvin=298K  
 X°C entspr. 273K+XK

**Das Volumen eines Gases ist zu seinem Druck umgekehrt proportional.**

Gay-Lussac

$V/T = \text{const.}$        $p/T = \text{const.}$

**Das Volumen eines Gases ist zu der absoluten Temperatur proportional.**

Zusammenhang zwischen T, p und V

$(p \cdot V)/T = \text{const.}$

Allgemeine Gasgleichung

$p \cdot V = N \cdot R \cdot T$

N=Teilchenzahl

R=Gaskonstante (Größe von  $R=8,31 \text{ (hPa} \cdot \text{l)/(mol} \cdot \text{k)}$ )

Satz von Avogadro

$p = \text{const.}$

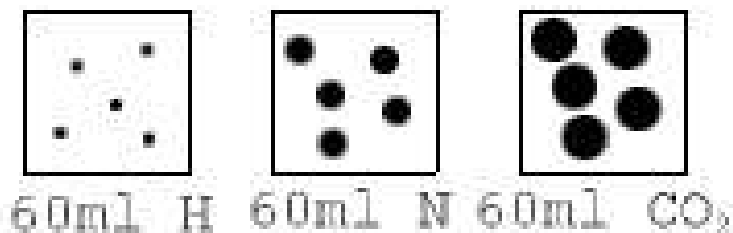
$T = \text{const.}$

**Satz von Avogadro**

**Im gleichen Volumina verschiedener Gase sind gleich viele Teilchen enthalten, wenn der Druck der Gasportionen und deren Temperaturen gleich sind.**

Die Verhältnisformel

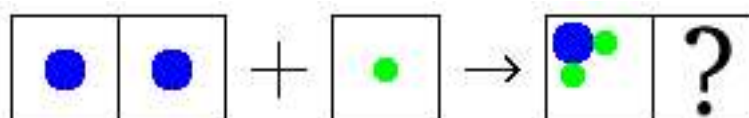
Es verbinden sich immer 2 Volumenteile Wasserstoff mit 1 Volumenteile Sauerstoff zu 2 Volumenteilen Wasser.

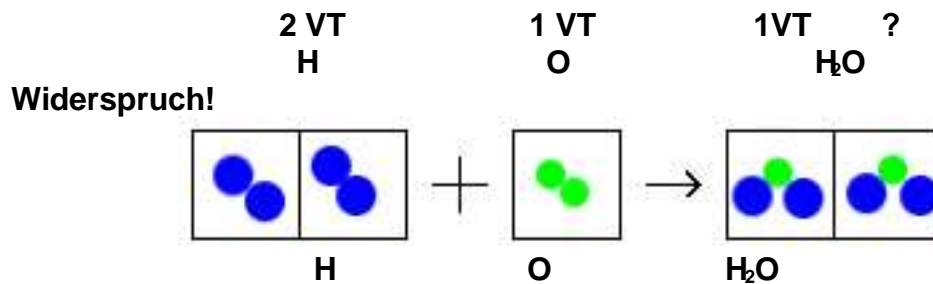


Volumengesetz von Gay-Lussac

**Gase reagieren bei konstantem Druck und konstanter Temperatur stets miteinander in konstanten Volumenverhältnissen.**

1. Hypothese



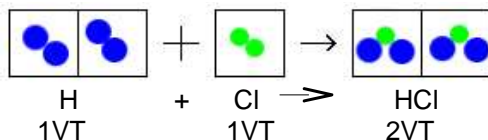


**Die Elemente Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff, Fluor, Brom, Jod und Chlor kommen unter Normalbedingungen als zweiatomige Moleküle vor. Moleküle sind Teilchen, die aus zwei oder mehr miteinander fest verbundenen Atomen bestehen.**

**$\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{J}_2$**

#### Beispiele

Wasserstoff + Chlor  $\rightarrow$  Wasserstoffchlorid



Stickstoff + Wasserstoff  $\rightarrow$  Ammoniak



#### Einschub: Atommassen

##### 1. Die „exakten“ Atommassen

$\rightarrow$  Massenspektrometer

z.B.: ein Wasserstoffatom =  $1,67 \cdot 10^{-24} \text{g}$

##### 2. Die relativen Atommassen

für: Wasserstoff + Sauerstoff  $\rightarrow$  Wasser

Massenverhältnis  $\text{H/O} = \text{Atomzahlenverh. H/O} \cdot \text{Atommassenverh. H/O}$

$1/8$

$2/1$

$x/y = 1/16$

Ein Sauerstoffatom ist 16 mal so schwer wie ein Wasserstoffatom.

Seit 1962: Angabe der Atommassen in atomaren Masseneinheiten  $u$  (unit)

**$1u = 1/12 m_a(\text{12C})$**

**$m_a = \text{Atommassen}$**

$1u = 1,661 m_a \cdot 10^{-24} \text{g}$

$\Rightarrow m_a(\text{H}) = 1u$

$m_a(\text{O}) = 16u$

$m_a(\text{C}) = 12u$

$m_M(\text{H}_2\text{O}) = 18u$  (Molekülmasse)

$\text{H}_2\text{O}$

Index (pl.: Indices)

Index 1 entfällt





**Die Formel einer chemischen Verbindung gibt die Art und Anzahl der in**

der Verbindung vorhandenen Atome wieder. Der Index drückt das Atomzahlenverhältnis aus.

### 1. Die Wertigkeit



Unter stöchiometrischer Wertigkeit versteht man die Anzahl der H-Atome, die ein Atom eines Elements binden (oder ersetzen) kann.

	Wasserstoffchlorid	Wasser	Ammoniak	Methan
Teilchenmodell				
Formel	HCl	H <sub>2</sub> O	NH <sub>3</sub>	CH <sub>4</sub>
Wertigkeit	Chlor(I)	Sauerstoff(II)	Stickstoff(III)	Kohlenstoff(IV)

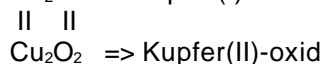
### Aufstellen von Formeln binärer Verbindungen

Bsp.: Aluminiumoxid

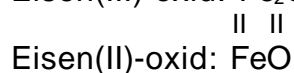
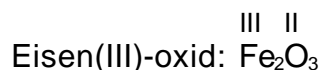
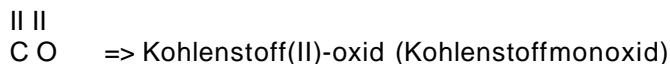
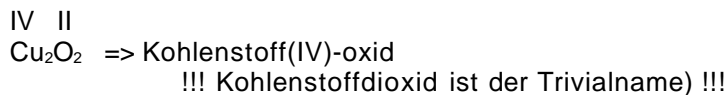
- 1.) Elementensymbole:  $\text{Al} \quad \text{O}$
- 2.) Feststellen der Wertigkeit:  $\text{III} \quad \text{II}$
- 3.) kgV der Wertigkeit:  $\text{II} \quad * \quad \text{III} \quad = \quad 6$
- 4.) kgV/Wertigkeiten dividieren:  $6 : \text{III} = 2 \quad 6 : \text{II} = 3$
- 5.) Formel:  $\text{Al}_2\text{O}_3$

### Übung

Kupferoxid

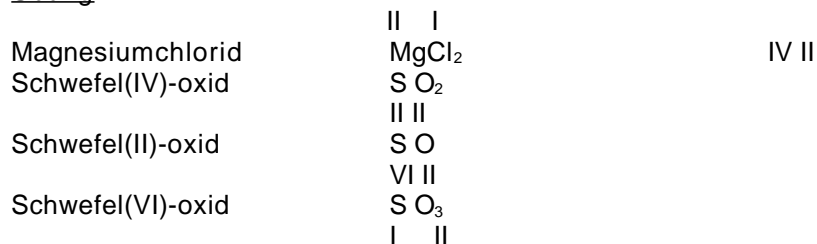


Kohlenstoffdioxid



Treten die Atome eines Elementes in mehreren Wertigkeiten auf, so wird im Namen der Verbindung zusätzlich ihre Wertigkeit angegeben.

### Übung



Natriumoxid	Na <sub>2</sub> O
	III I
Aluminiumbromid	Al Br <sub>3</sub>
	I I
Silberchlorid	AgCl
	II VI
Zinksulfid	ZnS
	I II
Litiumoxid	Li <sub>2</sub> O
	II II
Eisen(II)-oxid	FeO
	III II
Eisen(III)-oxid	Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>
	II II
Bariumoxid	BaO <sub>2</sub>
	I II
Jodpentaoxid	J <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
	I II
Wasser	H <sub>2</sub> O
	I II
Kupferoxid	Cu <sub>2</sub> O
	II I
Eisen(II)-sulfid	FeS <sub>2</sub>
	II II
Magnesiumoxid	MgO
	I I
Salzsäure	HCl
	II I
Eisen(II)-chlorid	FeCl <sub>2</sub>
	II/IV/VI I
Schwefelwasserstoff	S H <sub>2/4/6</sub>
	II II
Bleioxid	PbO
	II/IV II
Kupferoxid	Cu O <sub>1/2</sub>
	II I
Pyrit	FeS <sub>2</sub>
	I I
Wasserstoffchlorid	HCl
	III I
Ammoniak	N H <sub>3</sub>
	III I
Aluminiumflourid	Al F <sub>3</sub>
	II II
Bariumoxid	BaO
	IV II
Eisen(IV)-oxid	Fe S <sub>2</sub>

### Die Reaktionsgleichung

bisher: Eisen + Schwefel → Eisensulfid

jetzt: Fe + S → FeS

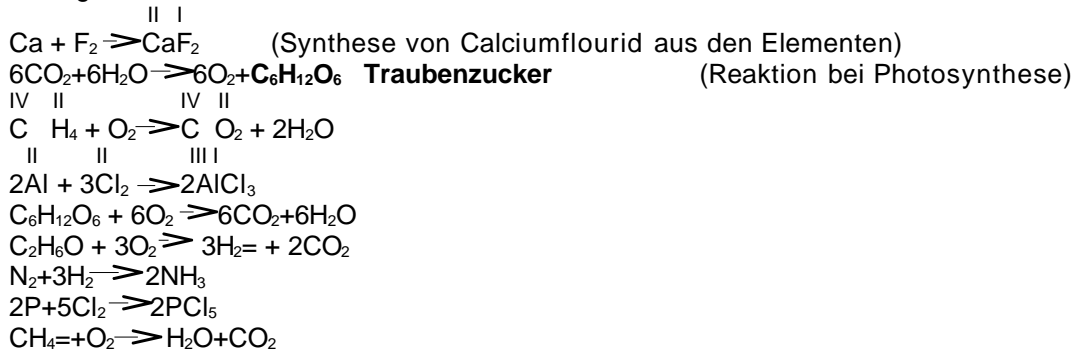
bisher: Wasserstoff + Sauerstoff → Wasser

jetzt: 2H<sub>2</sub> + O → 2H<sub>2</sub>O

## Koeffizient(en)

**Allgemeines Schema:**

- 1.) Anschreiben der Summe der Edukte und der Summe der Produkte in Formelschreibweise (dazwischen ein Reaktionspfeil)
  - 2.) Ausgleichen der Atombilanzen durch Einfügen der Koeffizienten.
- Keine Veränderung der Indices!**

ÜbungKatalysatoren

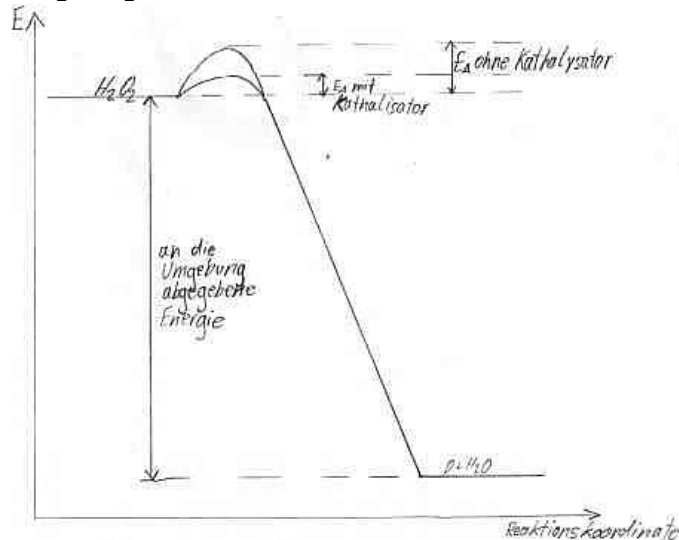
V: Wasserstoffperoxid (eine metastabile Verbindung aus Wasserstoff und Sauerstoff) wird mit einer kleinen Portion Braunstein versetzt.

Anfangs- und Endtemperatur werden gemessen.

B: Gasentwicklung, Glimmspanprobe: positiv!

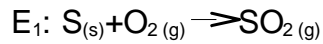
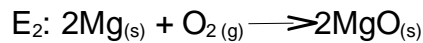
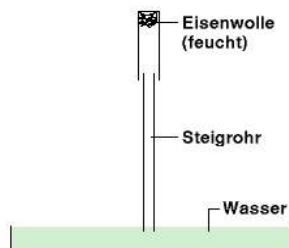
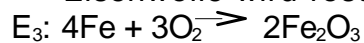
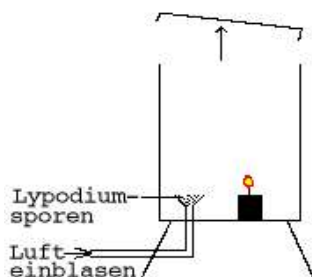
$T_{\text{Anfang}} < T_{\text{Ende}}$ ; Braunstein liegt nach der Reaktion unverändert vor!

E:  $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Braunstein}} \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$



Ein Katalysator setzt die Aktivierungsenergie einer chem. Reaktion herab. Durch ihn wird die Reaktion beschleunigt oder bei einer niedrigeren Temperatur ermöglicht.

Ein Katalysator liegt nach der Reaktion unverändert vor.

Oxidationena) VerbrennungV<sub>1</sub>: Verbrennung von Schwefel in reinem SauerstoffB<sub>2</sub>: Blaue FlammeV<sub>2</sub>: Verbrennung von MagnesiumB<sub>2</sub>: helle Flammeb) stille OxidationV<sub>3</sub>:B<sub>3</sub>: Wasser steigt im Steigrohr  
Eisenwolle wird rostbraunc) ExplosionV<sub>4</sub>: MehlstaubexplosionB<sub>4</sub>: Es findet eine heftige Explosion statt.E<sub>4</sub>: Aufgrund der großen Oberfläche verbrennen die Sporen explosionsartig.

**Die Reaktion eines Stoffes mit Sauerstoff wird als Oxidation bezeichnet, die Produkte der Oxidation nennt man Oxide.**

<i>Oxide</i>	
<u>Nichtmetalloxide</u> (meist gasförmig) -Schwefeldioxid: SO -Wasser: H <sub>2</sub> O -Kohlenstoffdioxid: CO <sub>2</sub>	<u>Metalloxide</u> (meist fest) -Magnesiumoxid: MgO -Eisenoxid: FeO

Sauerstoff1. Eigenschaften

- bei Standardbedingungen gasförmig
- farblos
- geschmacklos, geruchslos
- 1,33 g/dm<sup>3</sup> bei 20°C
- Schmelztemperatur: -219°C
- Siedetemperatur: -183°C

**Sauerstoff brennt selber nicht, aber er unterhält die Verbrennung.**

2. Nachweis

Glimmspanprobe

3. Gewinnung von Sauerstoff aus der Luft (Lindeverfahren)

1. Luft zusammenpressen => Temperatur steigt
2. Temperatur abführen
3. Luft ausdehnen lassen
4. 1.-3. wiederholen
5. durch Destillation Gase trennen
6. Sauerstoff abfüllen

Ozon (griechisch: ozein=riechen)

Molekülformel: O<sub>3</sub>

Wasserstoff H<sub>2(g)</sub>

V<sub>1</sub>: Ein mit Wasserstoff gefüllter, schwebender Ballon wird erhitzt.

B<sub>2</sub>: H<sub>2(g)</sub> verbrennt in einer heftigen Reaktion

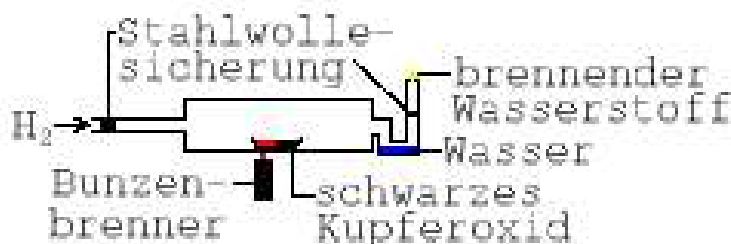
**Wasserstoff hat die geringste Dichte aller Elemente**

**(Dichte(H<sub>2</sub>)<sub>20°C</sub>=0,083g/cm<sup>3</sup>). Er ist farblos, geruchlos und brennbar, unterhält die Verbrennung jedoch nicht.**

V<sub>2</sub>: Knallgasreaktion

E<sub>2</sub>: **Wasserstoff-Luftgemische sind explosiv!**

V<sub>3</sub>: Schwarzes Kupferoxid (CuO) wird in H<sub>2</sub>-Atmosphäre erhitzt.



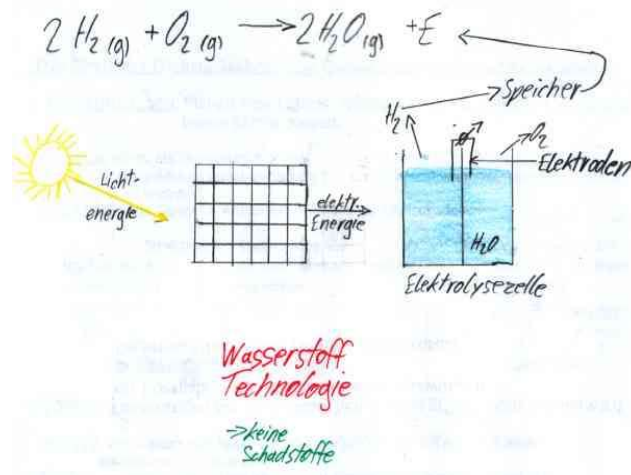
B<sub>3</sub>: Aufglühen. Nach dem Abkühlen bleibt ein roter Stoff zurück.

Wasserdampf kondensiert in der Röhre.

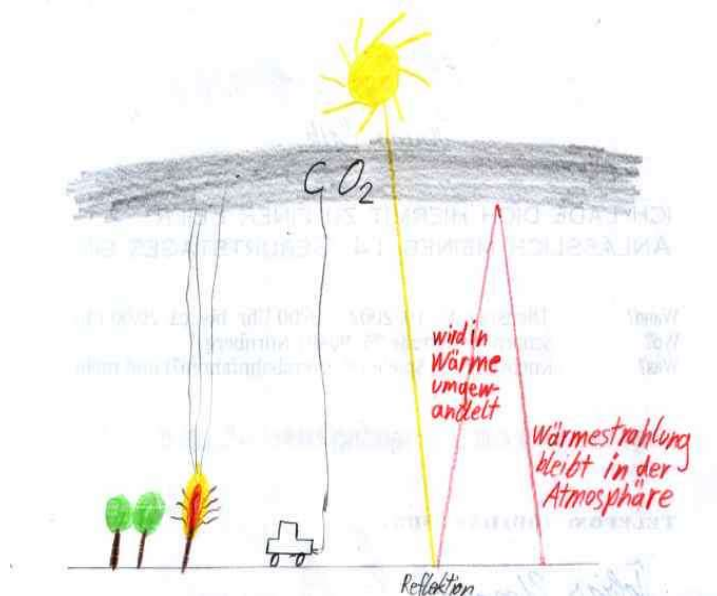
**Wasserstoff kann bestimmten Metalloxiden den Sauerstoff entziehen. Eine chemische Reaktion, bei der Oxiden der Sauerstoff entzogen wird, nennt man Reduktion (lat. reducere=zurückführen).**

**Wasserstoff reduziert CuO<sub>(s)</sub>**

## Wasserstoff als Energieträger



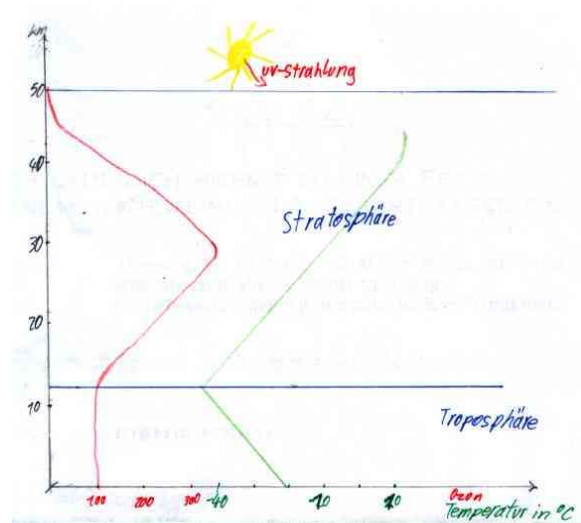
## Der Treibhauseffekt



**Folge des Treibhauseffekts: Die Atmosphäre erwärmt sich.**

Kohlenstoffmonoxid (CO)

Kohlenstoffmonoxid ist ein Atemgift.

Ozon (O<sub>3</sub>)Redoxreaktionen

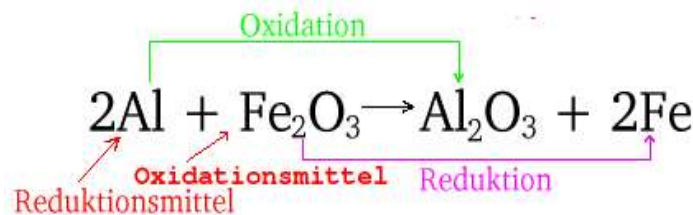
V: Ein Aluminium-Eisen(II)-oxid-Gemisch (Thermit) wird zur Reaktion gebracht.

B: Nach dem Abkühlen lässt sich Eisen nachweisen.

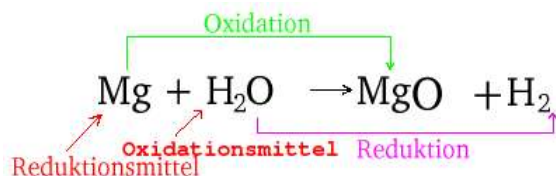
E:  $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$  (Redoxreaktion)

$\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{Fe} + 3\langle\text{O}\rangle$  (Analyse, Reduktion)

$2\text{Al} + 3\langle\text{O}\rangle \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$



Reaktionen, bei denen Oxidation und Reduktion gleichzeitig ablaufen, nennt man Redoxreaktionen. Stoffe, die Sauerstoff an einen anderen Stoff abgeben, nennt man Oxidationsmittel. Reduktionsmittel sind Stoffe, die anderen Stoffen Sauerstoff entziehen. Bei einer Redoxreaktion wird Sauerstoff von einem Oxidationsmittel auf ein Reduktionsmittel übertragen.



(Redoxreaktion; Umsetzung)

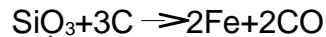
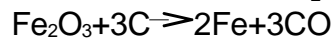
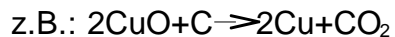
$2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H} + \text{O}_2$  (Reduktion; Analyse)

$2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$  (Oxidation; Synthese)

$\text{Cu}_2\text{O} + \text{C} \rightarrow \text{CO} + 2\text{Cu}$

Metallgewinnung aus Erzen

Seit ca. 4000 vor Christus



Sand

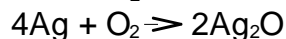
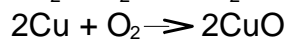
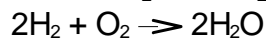
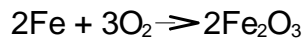
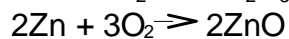
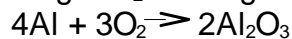
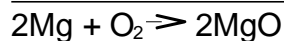
SO<sub>2</sub> – Schwefeldioxid/SO<sub>3</sub>

Eigenschaften: anorganisches Reizgas, farblos, stechend riechend

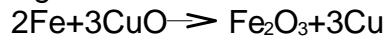
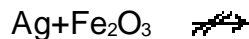
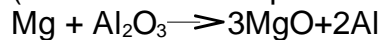
Entstehung: 90% in Kraftwerken, bei Verbrennung von schwefelhaltigen Energieträgern (z.B.: Kohle, Heiz- und Dieselöl)

SO<sub>2</sub> reagiert mit Wasser zu schwefeliger Säure => saurer Regen

Eindämmung der Emissionen: schwefelarmes Benzin, Rauchgasentschwefelung

Affinitätsreihe der Metalle

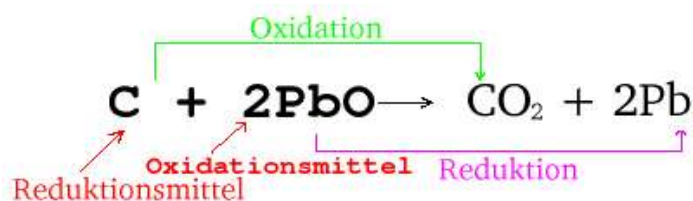
(weiter oben entspr. zunehmende reduzierende Wirkung)

**Ein Reduktionsmittel reduziert nur ein in der Affinitätsreihe darunterliegendes Oxid.**

Seite 92/3

a) Blei, CO<sub>2</sub> entweicht, da es unter Standardbedingungen gasförmig ist.

b+c)



Säuren und alkalische Lösungen

alkal. Lösungen = Laugen = Base in Wasser gelöst

Versuch:

Oxide	$S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$ $P_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow P_4O_{10(g)}$	$2Mg_{(s)} + O_2 \rightarrow 2MgO_{(s)}$ $4Na_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Na_2O$
in Wasser gelöste Oxide	$SO_{2(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_2SO_{3(aq)}$ Schwefelsäure $P_4O_{10(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3PO_{4(aq)}$ Phosphorsäure	$MgO_{(s)} + H_2O \rightarrow Mg(OH)_{2(aq)}$ Magnesiumhydroxidlg. entspr. Magnesiallsg. $Na_2O_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NaOH_{(aq)}$ Natriumhydroxidlg. entspr. Natronlauge
Färbung von Lackmus	rot	blau

**aq: in Wasser gelöst****Lösungen von Nichtmetalloxid reagieren sauer. Es sind Säuren.****Lösungen von Metalloxiden reagieren alkalisch. Es sind Laugen.****Farbstoffe, welche in saurer Lösung eine andere Farbe zeigen als in alkalischer bzw. neutraler Lösung nennt man Indikatoren.**pH-Wert

Def.: pH-Wert (pH=potentia hydrogenii) gibt an, wie stark die Konzentration der Teilchen, die eine saure Lösung ausmachen, ist.

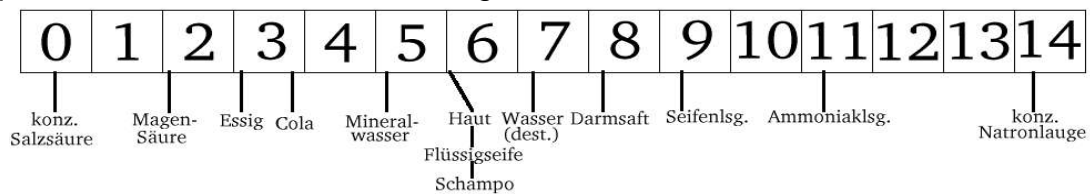
Er gibt nicht die Stärke der sauren Lösung an.

Der pH-Wert gilt auch für alkalische Lösungen.

pH&lt;7 =&gt;saure Lösung

pH=7 =&gt;neutrale Lösung

pH&gt;7 =&gt;alkalische Lösung



Wichtige Säuren und deren Reste

<b>Oxid</b>	<b>Säure</b>	<b>Säurerest (Wertigkeit)</b>
SO <sub>2</sub> (g)	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> (aq) Schwefelige Säure	SO <sub>3</sub> -Rest (II) Sulfidrest
SO <sub>3</sub> (g)	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (aq) Schwefelsäure	SO <sub>4</sub> -Rest (II) Sulfat-Rest
CO <sub>2</sub> (g)	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (aq) Kohlensäure	CO <sub>3</sub> -Rest (II) Carbonat-Rest
P <sub>4</sub> O <sub>10</sub> (g)	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> (aq) Phosphorsäure	PO <sub>4</sub> -Rest (III) Phosphat-Rest
	HNO <sub>3</sub> (aq) Salpetersäure	NO <sub>3</sub> -Rest (I) Nitrat-Rest
	HCl (aq) Salzsäure	Cl-Rest (I) Chlorid-Rest

**Säurewasserstoff**Wichtige Basen/alkalische Lösungen

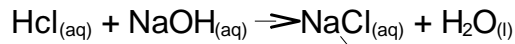
<b>Oxid</b>	<b>Base</b>	<b>alkalische Lösung</b>
Na <sub>2</sub> O <sub>(s)</sub>	NaOH <sub>(s)</sub> Natriumhydroxid	NaOH <sub>(aq)</sub> Natriumhydroxidlsg. (Natronlauge)
K <sub>2</sub> O <sub>(s)</sub>	KOH <sub>(s)</sub> Kaliumhydroxid	KOH <sub>(aq)</sub> Kaliumhydroxidlsg. (Kaliumlauge)
CaO <sub>(s)</sub>	Ca(OH) <sub>2 (s)</sub> Calciumhydroxid	Ca(OH) <sub>2 (aq)</sub> Calciumhydroxidlsg. (Kalkwasser)
BaO <sub>(s)</sub>	Ba(OH) <sub>2 (s)</sub> Bariumhydroxid	Ba(OH) <sub>2 (aq)</sub> Bariumhydroxidlsg. (Barrytwasser)

OH-Gruppe (Hydroxid-Gruppe) Wertigkeit: I

Zu einer mit Bromthymolblau versetzten Salzsäure (gelb) wird Natronlauge, die ebenfalls mit dem Indikator versetzt wurde (blau), bis zur Grünfärbung zugegeben.

Anschließend wird der Ph-Wert bestimmt.

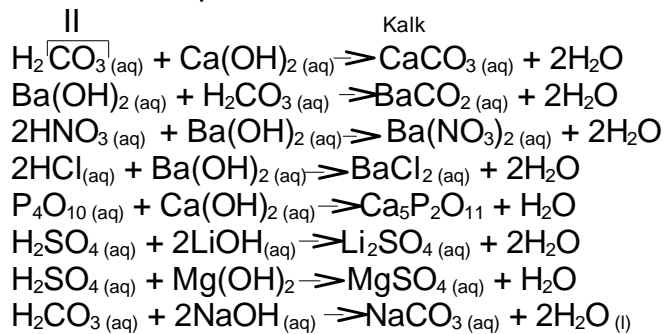
Der Ph-Wert ist 7.



Kochsalz (gelöst)

**Heben sich bei einer chemischen Reaktion die saure und alkalische Wirkung gegenseitig auf, so nennt man dies Neutralisationsreaktion.**

Weitere Beispiele:



### Einheiten in der Chemie

Größen dienen der quantitativen Beschreibung eines Systems.

$$\text{Masse: } m_{(\text{Fe})} = 5 \text{ kg}$$

Zeichen für System die Größe      Zahlenwert      Einheit

**Jede Größe ist das Produkt aus Zahlen, Wert und Einheit.**

Größe	Zeichen für die Größe	Einheit
Volumen	V	dm <sup>3</sup> , cm <sup>3</sup> (1dm <sup>3</sup> =1l)
Dichte	ρ	g/cm <sup>3</sup>
Temperatur	T	K (Kelvin)
Druck	p	hPa, bar
Atommasse	m <sub>a</sub>	u (unit)