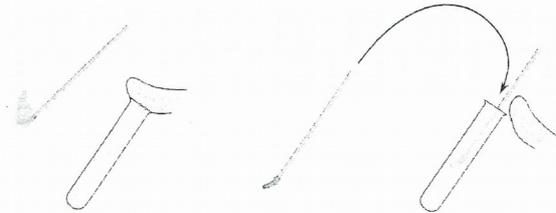


3. Chemische Reaktionen

3.1 Nachweisreaktionen

3.1.1 Sauerstoff (O₂): Glimmspanprobe

V In ein Reagenzglas mit Sauerstoff wird ein Glimmspan (glühender Holzspan) gehalten.



B Der Glimmspan glüht hell auf (evtl. entflammt er auch).

E Voraussetzung für eine Verbrennung ist Sauerstoff. Daher fördert eine sauerstoffhaltige Umgebung die Verbrennung und der Glimmspan glimmt auf.

3.1.2 Kohlenstoffdioxid (CO₂): Kalkwasserprobe

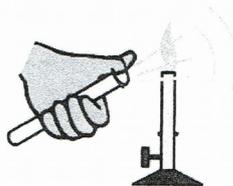
V In eine Calciumhydroxid-Lösung (Ca(OH)₂) wird mit einem Strohhalm Ausatemluft gepustet.

B Die farblose Flüssigkeit färbt sich weiß.

E Durch das Kohlenstoffdioxid in der Ausatemluft kommt es zu einer chemischen Reaktion, bei der Kalk (CaCO₃) entsteht.

3.1.3 Wasserstoff (H₂): Knallgasprobe

V Ein Reagenzglas mit Wasserstoff wird an die Bunsenbrennerflamme gehalten.



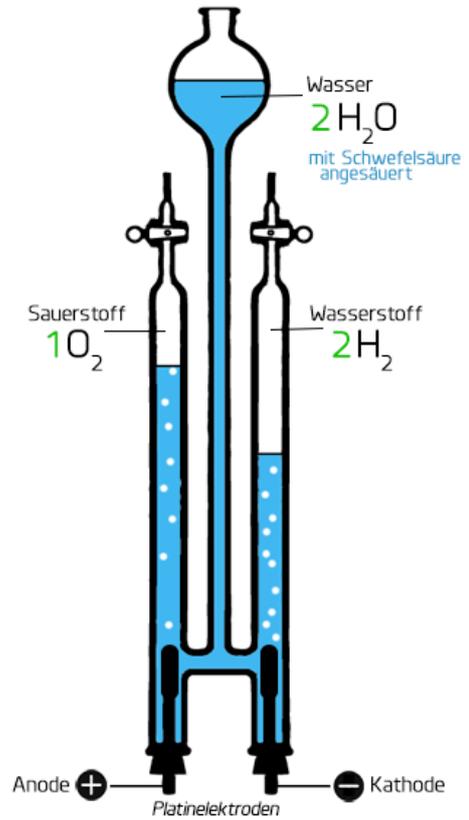
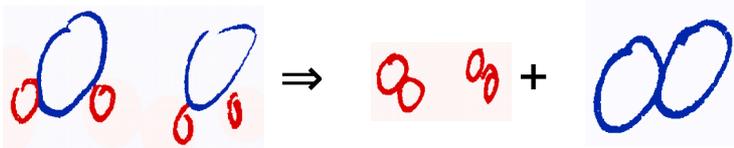
B Ein Pfeifton / Knall ist zu hören und das Reagenzglas beschlägt.

E Bei Energiezufuhr (= Flamme) reagiert Wasserstoff mit dem Sauerstoff aus der Luft zu Wasser.

3.2 Die Analyse

V: Hoffmann'sche Zersetzungsapparat:
Wasser wird elektrolysiert

B: Lässt man durch Wasser Gleichstrom fließen,
bilden sich zwei Gase im Verhältnis 2:1

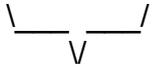


E: Unter dem Einfluss elektrischer Energie zersetzt
sich Wasser in Wasserstoff und Sauerstoff

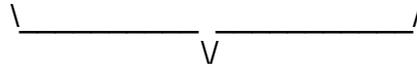
Wasser → Wasserstoff + Sauerstoff



<X1>



„Ausgangsstoff“
Edukte <in tab!>



„Endstoffe“
Produkte

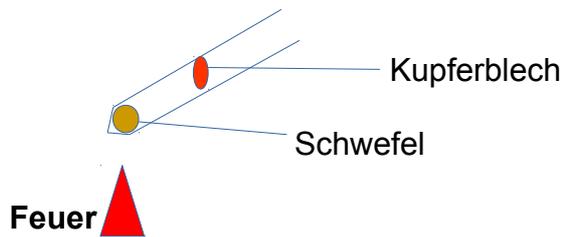
Eine chemische Reaktion bei der sich ein Edukt in mehrere Produkte zersetzt, wird
Analyse genannt.

Bsp.: Erhitzen von Diiodpentoxyd (I_2O_5) $2 \text{I}_2\text{O}_5 \rightarrow 5 \text{O}_2 + 2 \text{I}_2$

Bsp.: Erhitzen von Quecksilberoxyd (HgO) $2 \text{HgO} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$

3.3 Synthese

V: Erhitzen eines Schwefel-Kupfer-Gemischess



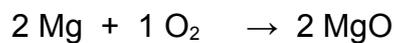
B: - Kupferblech glüht durch
- blauer, spröder Feststoff
- Geruchentwicklung



Vereinigen sich zwei Stoffe zu einem neuen Stoff, so spricht man von einer Synthese.

Edukt1 + Edukt 2 + ... → Produkt

Bsp: Mg, O → Verbrennt



3.4 Umsetzung

V: Schwarzes Kupferoxid (CuO) und Kohlenstoff werden erhitzt.

B: - Im Reagenzglas bildet sich ein rötlicher Stoff
- positive Kalkwasserprobe



Entstehen aus 2 oder mehr Edukten 2 oder mehr Produkte, so spricht man von einer Umsetzung.

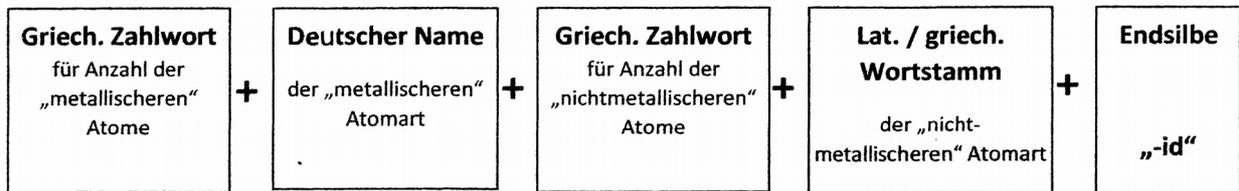
Bsp: Fotosynthese



3.5 Benennung von Molekülen: Die Molekülformel

Bsp: H_2O H,H,O
 NH_3 N,H,H,H

Eine Molekülformel (= Summenformel) beschreibt Art und Anzahl der Atome in einer Verbindung.



<u>Griechische Zahlwörter:</u>	
1: Mono	6: Hexa
2: Di	7: Hepta
3: Tri	8: Octa
4: Tetra	9: Nona
5: Penta	10: Deca

<u>Wichtige Endungen:</u>	
- oxid (Sauerstoff)	- hydrid (Wasserstoff)
- sulfid (Schwefel)	- nitrid (Stickstoff)
- fluorid (Fluor)	- iodid (Iod)
- chlorid (Chlor)	- bromid (Brom)

Bsp:

SO_2	Schwefeldioxid	
P_4O_{10}	Tetraphosphordecaoxid	
CO_2	Kohlenstoffdioxid	
CO	Kohlenstoffmonoxid	→ Sonderfall (Mono normal weglassen)

3.6 Die Wertigkeit

Die Wertigkeit eines Elements ist die Anzahl der Wasserstoffatome, die ein Atom dieses Elements binden (oder ersetzen) kann.

Wichtige Regeln für die Wertigkeit

- Wasserstoff hat immer die Wertigkeit I
- Sauerstoff hat die Wertigkeit II (Ausnahme: Wasserstoffperoxid $H_2O_2 = I$)

Hauptgruppe	1	2	3	4	5	6	7	8
Häufigste Wertigkeit	I	II	III	IV	III	II	I	0

3.7 Salze: Verhältnisformel

Die Verhältnisformel gibt an, welchem Zahlenverhältnis die einzelnen Ionen in einer Verbindung vorliegen.

z.B.: $MgCl_2 \Rightarrow \frac{Mg^{+2}}{Cl^{-1}} = \frac{1}{2}$

Aufstellen von Verhältnisformeln (z.B. Al und O)

1. Elementsymbole notieren: Al O
(M-NM)
2. Wertigkeiten notieren: 
3. Wertigkeiten über Kreuz schreiben Al_2O_3
4. Falls möglich: kürzen: $Mg_2O_2 \rightarrow MgO$
5. Benennung wie Moleküle, ohne Zahlenwörter **Aluminiumoxid**

3.8 Molekülonen

Molekülonen sind geladene Moleküle und fast ausschließlich Anionen. Als Wertigkeit kann die Ladung des Molekülonen gesehen werden.

Name des Anions	Ion
Nitrat	NO_3^-
Nitrit	NO_2^-
Sulfat	SO_4^{2-}
Sulfit	SO_3^{2-}
Carbonat	CO_3^{2-}
Phosphat	PO_4^{3-}
Hydroxid	OH^-
Ammonium	NH_4^+

Beispiele:

Formel	Name
KNO_3	Kaliumnitrat
$NaNO_2$	Natriumnitrit
K_2SO_4	Kaliumsulfat
$MgSO_3$	Magnesiumsulfit
$CaCO_3$	Calciumcarbonat
K_3PO_4	Kaliumphosphat
$NaOH$	Natriumhydroxid
NH_4OH	Ammoniumhydroxid



3.9 Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen

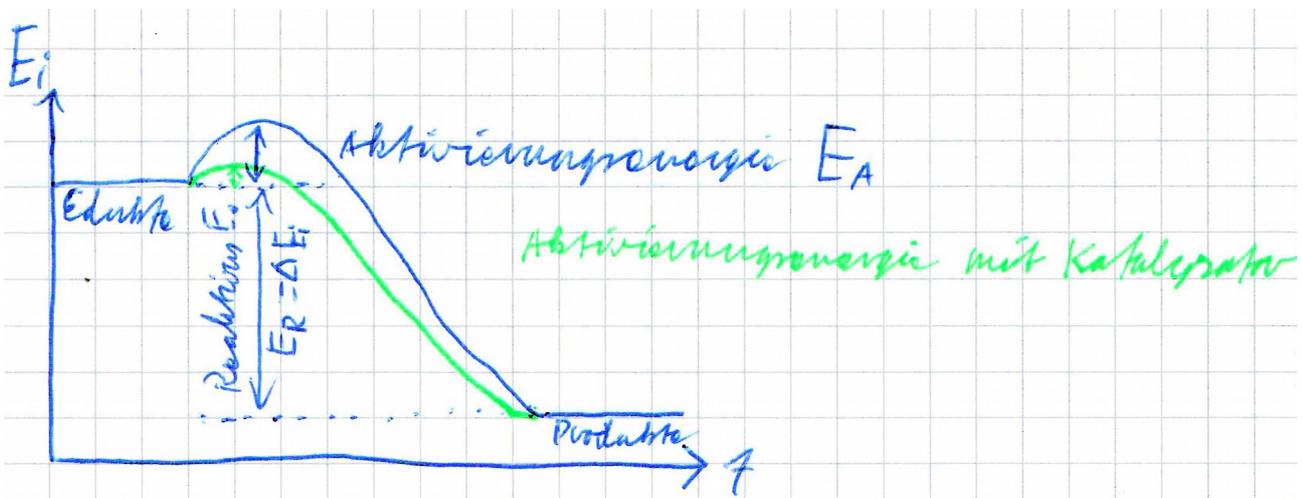
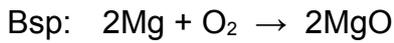
Innere Energie E_i : Die gesamte in einem ruhenden Körper enthaltene Energie.

→ nicht direkt messbar, daher wird nur der Unterschied der inneren Energie betrachtet.

$$\Delta E_i = E_i (\text{Produkte}) - E_i (\text{Edukte})$$

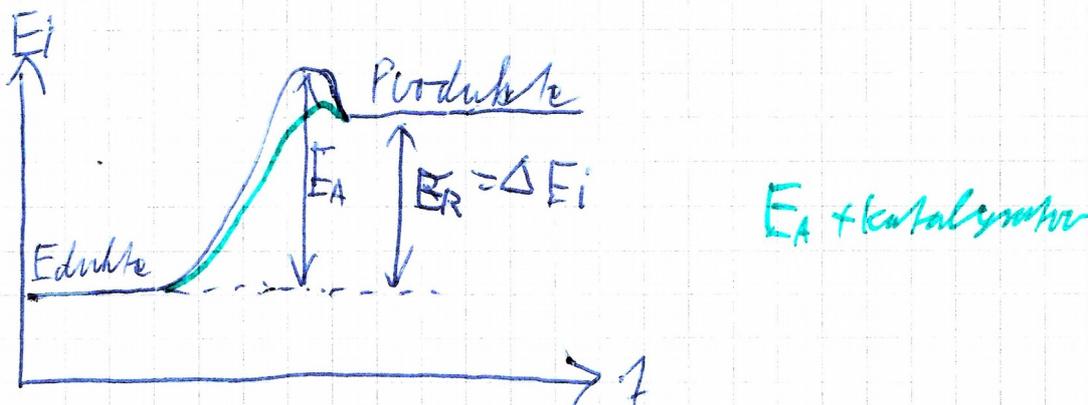
3.9.1 Exotherme Reaktionen

→ Energie wird frei



Für exotherme Reaktionen gilt: $\Delta E_i < 0$

3.9.1 endotherme Reaktionen



Bei endothermen Reaktionen ist das Energieniveau der Edukte niedriger als das der Produkte

Für endotherme Reaktionen gilt: $\Delta E_i > 0$

3.9.3 Katalysator

Ein Katalysator ist ein stoff, der:

- Die Aktivierungsenergie herabsetzt
- bei der Reaktion nicht verbraucht wird
- beschleunigt die Reaktion
- Die Reaktionsenergie ΔE_i bleibt gleich