

# Crash-Kurs und Übungen

AB: Stoffe, Eigenschaften, Teilchenmodell	2	AB: Bindungslehre 1	14
AB: Chem. Reaktion, Reaktionsenerg., Einteilung	3	AB: Bindungslehre 2	15
AB: Redoxreakt., Katalysator, Reaktionsschema	4	AB: Vergleich zwischenmolekularer Kräfte	16
AB: Satz von AVOGADRO, chemische Formeln	5	AB: Säure-Base-Reaktionen	17
AB: Übungen zu Reaktionsschemata	6	AB: Vergleich: Redox- u. Säure-Base-Reaktionen	18
AB: Alkali- und Erdalkalimetalle	7	AB: Protolysen, Redoxreakt., Oxidationszahlen	19
AB: Die Halogene / Übungsaufgaben	8	AB: Überblick Organische Chemie 1	20
AB: Übungsaufgaben (s. S. 8)	9	AB: Überblick Organische Chemie 2	22
AB: Die Edelgase / Atombau / RUTHERFORD	10	AB: Stoffklassen der organischen Chemie 1	24
AB: Die Atomhülle	11	AB: Stoffklassen der organischen Chemie 2	25
AB: Gitterenergie und Ionengitter	12	AB: Strukturen und Reaktionen	26
AB: Redox-Reaktionen	13		

Anmerkung: es gibt kaum Quellenangaben, diese Materialien sind ausschließlich zur Nachbereitung meines Unterrichts vorgesehen, nicht für eine weitere Veröffentlichung.

# Stoffe, Eigenschaften, Teilchenmodell

## Naturwissenschaften

### Biologie

Wissenschaft vom Leben

(bios, gr.: Leben)

### Chemie

Wissenschaft von den Stoffen, ihren Eigenschaften und den Veränderungen der Stoffe

(chemi, arab.: **schwarz**)

### Physik

Wissenschaft von der unbelebten Natur, den Körpern und Kräften

(Physis, gr.: Natur, Kraft)

## Woran erkennen wir Stoffe? an ihren Eigenschaften!

mit Sinnesorganen erfassbar	mit Messgeräten erfassbar	weitere Merkmale
Aggregatzustand (fest, flüssig, gasig)	Magnetismus	Giftigkeit
Farbe	Radioaktivität	Reaktionsvermögen
Geruch (Geschmack)	elektrische Leitfähigkeit	Brennbarkeit
Verformbarkeit	Masse => Dichte	Löslichkeit
Form	Gefrier- bzw. Schmelztemp.	
	Siedetemperatur	

## Charakteristische Eigenschaften der verschiedenen Stoffklassen

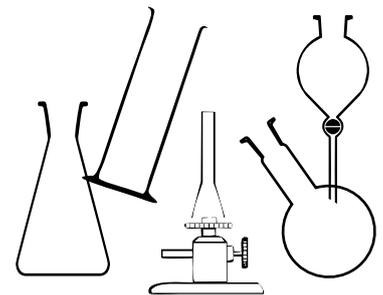
*metallische Stoffe:* elektrische Leitfähigkeit, gute Wärmeleitfähigkeit, Glanz, Verformbarkeit

*salzartige Stoffe:* häufig wasserlöslich, dann ist die Lösung elektr. leitend, spröde, regelmäßige Form (bei großen Kristallen)

*flüchtige Stoffe:* niedere Schmelz- und Siedetemperaturen

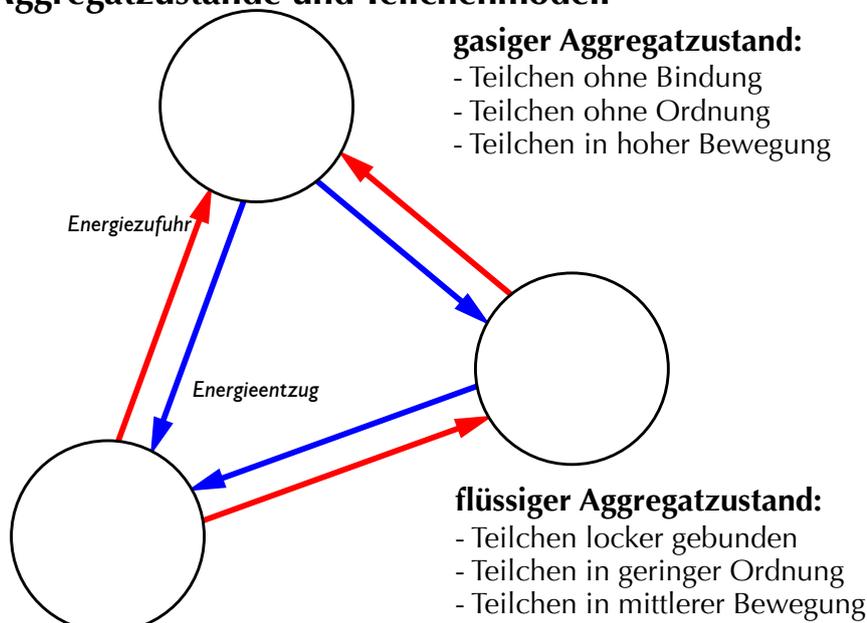
*diamantartige Stoffe:* unlöslich, hart, keine Leitfähigkeit

*makromolekulare Stoffe:* Zersetzung bei starkem Erhitzen.



Die einer bestimmten Stoffklasse zugeordneten Stoffe sind durch ganz charakteristische Eigenschaften gekennzeichnet.

## Aggregatzustände und Teilchenmodell



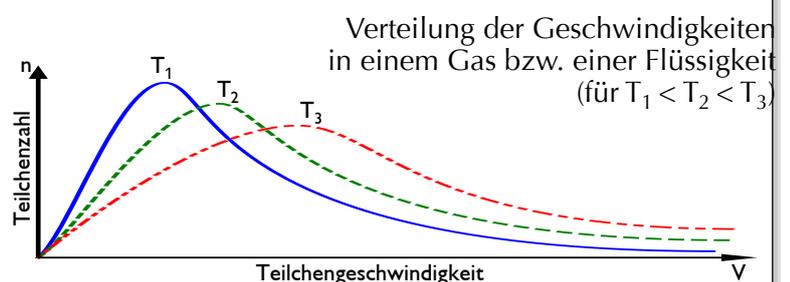
**Energiezufuhr bedeutet:**  
Teilchenbewegung nimmt zu, Ordnung der Teilchen wird geringer, Bindungskräfte nehmen ab.

**Energieentzug bedeutet:**  
Teilchenbewegung nimmt ab, Ordnung der Teilchen wird größer, Bindungskräfte nehmen zu.

### fester Aggregatzustand:

- Teilchen sehr fest gebunden
- Teilchen in sehr hoher Ordnung
- Teilchen in geringer Bewegung

### MAXWELL'sche Geschwindigkeitsverteilung:



# Chem. Reaktion, Reaktionsenerg., Einteilung

## Die chemische Reaktion.

Chemische Reaktionen sind Vorgänge, bei denen Stoffe mit neuen Eigenschaften gebildet werden. Dabei wird Energie aufgenommen oder abgegeben.

## Die exotherme Reaktion.

Viele chemische Reaktionen verlaufen unter Energieabgabe. Man nennt sie exotherme Reaktionen! Jedes System besitzt einen gewissen Energieinhalt (vgl. potentielle Energie). Wenn es dann in einen Zustand mit niedrigerem Energieinhalt überführt wird (z. B. durch eine chemische Reaktion) gibt es Energie (Wärme, Licht) ab.

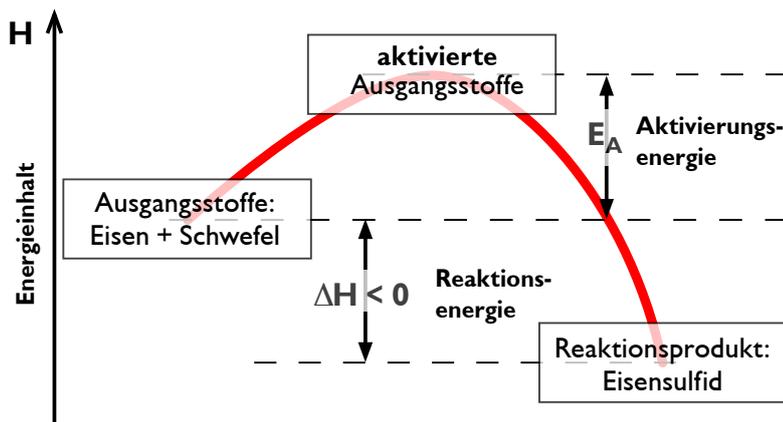
## Die Aktivierungsenergie:

Einheit **H** von ‚heat‘ (englisch: Hitze).

Der Energieinhalt **H** eines Systems ist nicht direkt messbar. Man kann nur die Energiedifferenz ( $\Delta H$ ) messen.

Chemische Reaktionen kommen durch Teilchenstöße zustande. Wenn wir Stoffe erhitzen, bewegen sich die Teilchen schneller, es gibt mehr und heftigere Stöße zwischen den Teilchen.

Die zum ‚Auslösen‘ einer chemischen Reaktion notwendige Energie heißt Aktivierungsenergie.



## Die endotherme chemische Reaktion.

Bei einer endothermen chemischen Reaktion ist der Energieinhalt der Ausgangsstoffe (Edukte) immer kleiner als der Energieinhalt der Endstoffe (Produkte).

## Synthese und Analyse:

Synthese: Aufbau einer Verbindung aus den Elementen durch eine chemische Reaktion (meist exotherm).

Analyse: Zerlegung einer Verbindung durch eine chemische Reaktion (meist endotherm).



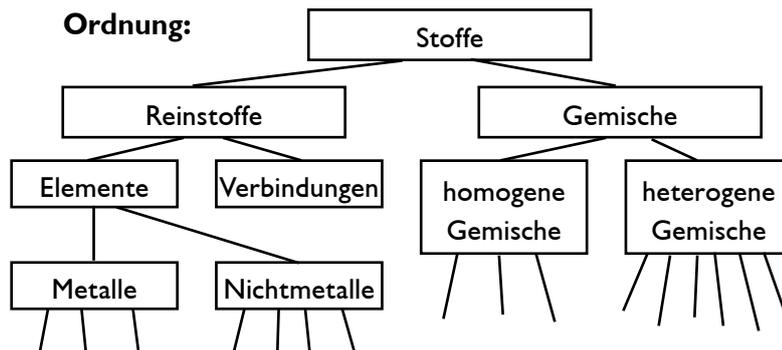
## Einteilung der Stoffe.

### Element und Verbindung:

**Elemente:** Stoffe, die sich nicht mehr weiter zerlegen lassen.  
*Beispiele:* Eisen, Schwefel, Kupfer.

**Verbindungen:** Aus zwei (oder mehreren) Elementen bestehende Reinstoffe, sie lassen sich durch chemische Reaktionen in die Elemente zerlegen.  
*Beispiele:* Kupfersulfid, Kupfersulfat, Wasser, ...

### Ordnung:



# Redoxreakt., Katalysator, Reaktionsschema

## Redoxreaktion



Wasserstoff ist ein *Reduktionsmittel*, da es das Kupferoxid *reduziert* (ihm den Sauerstoff *entzieht*). Reduktion und Oxidation kommen immer gemeinsam vor. In der Klasse 9 steht die Oxidation für die Sauerstoffaufnahme, die Reduktion für die Abgabe von Sauerstoff. Welche Definition ist denn die umfassendere (und für uns geltende)?

## Der Katalysator:

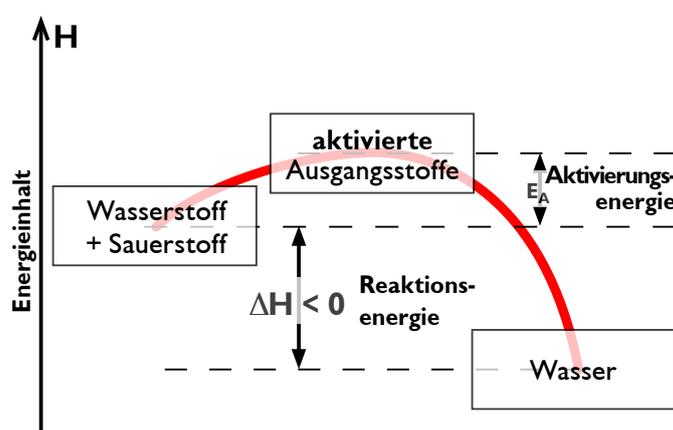
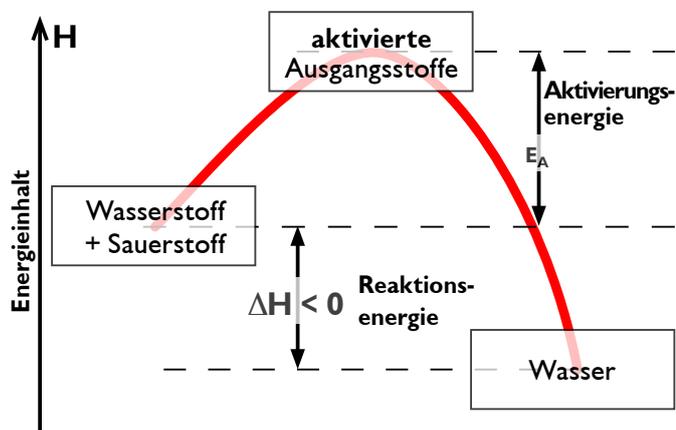
- Ein *Katalysator* setzt die *Aktivierungsenergie* einer chemischen Reaktion *herab*.
- Durch ihn wird eine chemische Reaktion bei einer niedrigeren Temperatur ermöglicht oder beschleunigt.
- Ein *Katalysator* nimmt an einer Reaktion teil, liegt aber nach der Reaktion *unverändert* vor.
- Die *Reaktionsenergie*  $\Delta H$  wird durch einen Katalysator *nicht verändert*.

Heute werden in vielen Bereichen der Technik und der chem. Industrie Katalysatoren eingesetzt (Kat im Auto).

## Enthalpiediagramme am Beispiel der Synthese von Wasser aus den Elementen Wasserstoff und Sauerstoff:

Energiediagramm der Reaktion ohne Katalysator:

Energiediagramm der Reaktion beim Einsatz eines Katalysators:



## Reaktionsschemata:

In der Chemie interessiert uns ganz besonders, wieviele kleinste Teilchen (Atome, Moleküle, bzw. „Elementargruppen“) eines Elementes bzw. einer Verbindung mit wieviel kleinsten Teilchen eines anderen Elementes bzw. einer anderen Verbindung reagieren.

Da wir aber nicht mit einzelnen, kleinsten Teilchen arbeiten können, betrachten wir immer ein bestimmtes Vielfaches von kleinsten Teilchen. Nehmen wir immer ein Mol kleinster Teilchen, so haben wir den Vorteil, dass sich die Masse von einem Teilchen (in u) und die Masse von einem Mol kleinster Teilchen (in g) nur durch die Einheit, nicht aber im Zahlenwert unterscheiden.

Bsp.: 1 Atom Eisen hat die Masse 55,8 u  
 1 Mol Eisenatome haben die Masse 55,8 g.

Wenn nun ein Atom Eisen mit einem Atom Schwefel zu Eisensulfid reagiert, so heißt das doch auch, dass 1 Mol Eisenatome mit 1 Mol Schwefelatome reagieren. Dann muss aber im Endprodukt Eisensulfid das Teilchenverhältnis Eisen : Schwefel gleich 1 : 1 sein. Dies können wir in einem Reaktionsschema ausdrücken:



Bestimmt man in einem Versuch, dass 8 g Kupfer mit 2 g Schwefel reagieren, so ist die Frage, wieviel Mol dies jeweils sind: 1 mol Kupferatome haben die Masse 63,5 g. 1 g Kupfer entspricht  $\frac{1}{63,5}$  mol. 8 g Kupfer entsprechen  $\frac{8}{63,5}$  mol =  $\frac{1}{8}$  mol.

1 mol Schwefelatome haben die Masse 32 g. 1 g Schwefel entspricht  $\frac{1}{32}$  mol. 2 g Schwefel entsprechen  $\frac{2}{32}$  mol =  $\frac{1}{16}$  mol.

Damit reagieren also  $\frac{1}{8}$  mol Kupferatome mit  $\frac{1}{16}$  mol Schwefelatomen bzw. es reagieren 2 mol Kupferatome mit 1 mol Schwefelatomen zu 1 mol Elementargruppen Kupfersulfid (= 1 mol Kupfersulfid). Im Kupfersulfid ist also das Verhältnis der Kupferatome zu den Schwefelatomen 2 : 1.



## Satz von AVOGADRO, chemische Formeln

### Satz von AVOGADRO:

Nachdem jeder Stoff eine bestimmte Dichte hat, muss 1 Mol eines jeden Stoffes ein bestimmtes Volumen haben, das *molare Volumen*. Dichte = Masse/Volumen. Daraus folgt: molares Volumen = molare Masse/Dichte!

Berechnet man verschiedene molare Volumina, so ergeben sich wichtige Faktoren:

1. Das molare Volumen fester Stoffe (bei denen die Teilchen dicht aneinanderliegen) ist sehr verschieden.
2. Das molare Volumen der Edelgase (die aus Atomen bestehen) ist 22,4 L (Normalbedingungen zugrundegelegt).
3. Das molare Volumen anderer gasiger Stoffe ist nicht 22,4 L, wenn man Normalbedingungen zugrunde legt und davon ausgeht, dass die kleinsten Teilchen dieser Gase ebenfalls Atome seien. Geht man aber davon aus, dass diese Gase *mehratomige* Moleküle als kleinste Teilchen enthalten, so ist auch ihr molares Volumen 22,4 L (wie immer: Normalbedingungen vorausgesetzt).

Beispiel: *Sauerstoff*: 1 mol Sauerstoffatome haben die Masse 16 g.

(bei einer Dichte von 1,43 g/L  $\longrightarrow$  molares Volumen = 11,2 L/mol)

1 mol Sauerstoffmoleküle haben die Masse 32 g.

(bei einer Dichte von 1,43 g/L  $\longrightarrow$  molares Volumen = 22,4 L/mol)

### Dies lässt sich im Satz von AVOGADRO zusammenfassen:

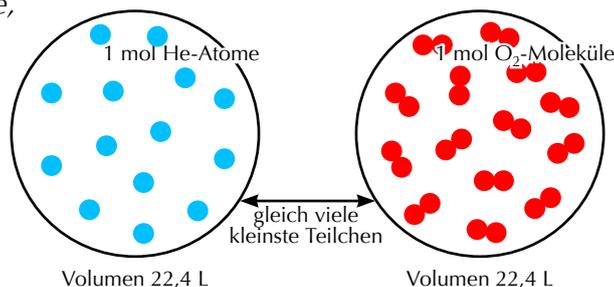
- I. Alle Gase haben ungefähr das gleiche molare Volumen, nämlich 22,4 l unter Normbedingungen.
- II. Die Teilchenmassen aller Gase sind proportional zu ihren Dichten.
- III. Gleiche Volumina aller Gase enthalten unter gleichen Bedingungen gleich viele kleinsten Teilchen.

wichtig: Bei Edelgasen sind diese kleinsten Teilchen Atome, bei den anderen Gasen mehratomige Moleküle.

Beispiel: He, Ne, Ar

aber: O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>

### Veranschaulichung:



### Übung zum Aufstellen von Formeln:

Ein Versuch ergibt, dass eine bestimmte Verbindung aus Aluminium und Sauerstoff besteht.

Symbol für Aluminium

Symbol für Sauerstoff

Das **Massenverhältnis** von Aluminium zu Sauerstoff beträgt bei der

Verbindung 9 : 8

Wir wollen uns diese Verbindung herstellen. Wieviel Sauerstoff wird verbraucht, wenn wir 54 g Aluminium vollständig reagieren lassen?

Masse des eingesetzten Aluminiums

Masse des benötigten Sauerstoffes

In welchem **Teilchenverhältnis** liegen die Elemente vor?

Masse von 1 Aluminiumatom 27 u

Masse von 1 Sauerstoffatom 16 u

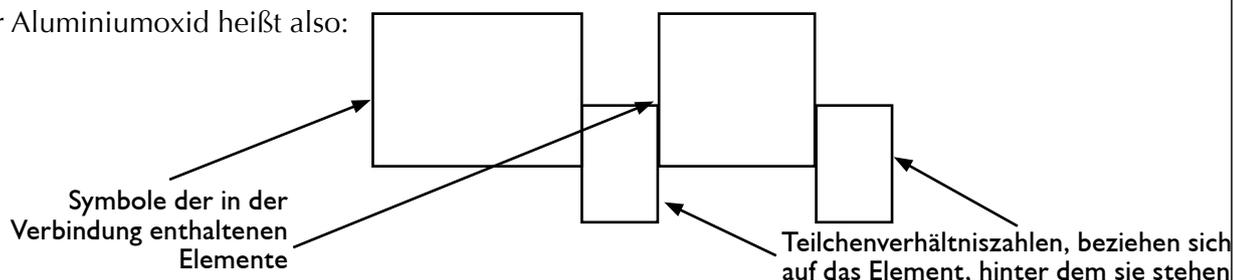
eingesetzte Teilchenmenge Aluminiumatome

eingesetzte Teilchenmenge Sauerstoffatome

Das Teilchenverhältnis im Aluminiumoxid beträgt:

Aluminiumatome :  Sauerstoffatome

Die **Formel** für Aluminiumoxid heißt also:

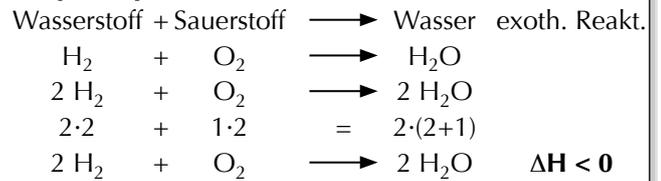


# Übungen zu Reaktionsschemata

### Aufstellen von Reaktionsschemata:

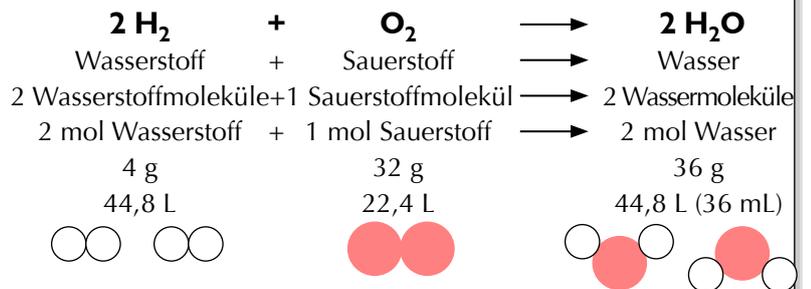
1. Schritt: Aufstellen des Reaktionsschemas in Worten
2. Schritt: Einsetzen der Teilchenformeln (bzw. Elementsymbole)
3. Schritt: Rechnerische Richtigstellung durch Koeffizienten
4. Schritt: Kontrolle der Atome
5. Schritt: Energetische Betrachtung

### Beispiel: Synthese von Wasser aus den Elementen



### Aussagen des Reaktionsschemas:

1. Stoffe: (Welche Stoffe reagieren und entstehen?)
2. Teilchen: (Wieviele Teilchen sind beteiligt?)
3. Stoffmenge: (Welche Stoffmenge wird eingesetzt?)
4. Masse: (Wieviel wiegen diese Stoffportionen?)
5. Volumen: (Bei Gasen: Volumina/AVOGADRO)
6. Modelle: (Wie sehen die Modelle aus)

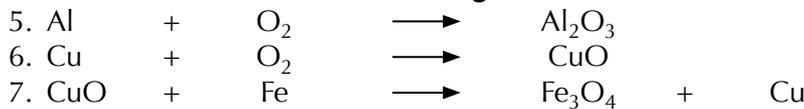


### Übungsaufgaben:

#### Stelle die Reaktionsschemata auf:

1. Synthese von Ammoniak aus den Elementen
2. Verbrennung von Kohlenstoff zu Kohlenstoffdioxid
3. Verbrennung von Methan (CH<sub>4</sub>) mit Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und Wasser
4. Oxidation von Magnesium zu Magnesiumoxid (MgO)

#### Stelle die Reaktionsschemata richtig:



#### Berechne:

8. 2 mol Sauerstoff reagieren mit Schwefel zu Schwefeldioxid (SO<sub>2</sub>).  
Wieviel Gramm Schwefel werden benötigt?
9. Wieviel Gramm Magnesium benötigt man zur Reduktion von 4 g Kupferoxid (CuO)?
10. Wieviel Gramm Schwefel reagieren mit 1 g Silber zu Silbersulfid (Ag<sub>2</sub>S)?
11. Wieviel % Eisen enthält reiner Magnetit (Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>)?
12. Wieviel Liter Wasserstoff kann man bei der Zersetzung von Wasserdampf durch 10 g Zink bei Raumtemperatur (!) erhalten? Wieviel Gramm Zinkoxid (ZnO) entstehen ebenfalls?

### Lösungen:



# Alkali- und Erdalkalimetalle

## Die Alkalimetalle – eine Elementgruppe

Name und Symbol	molare Masse [g/mol]	Dichte [g/cm <sup>3</sup> ]	Schmelztemp. (Smt.) [°C]	Siedetemp. (Sdt.) [°C]	Härte	Farbe des Metalls	elektrische Leitfähigkeit	Reaktion mit Sauerstoff	Reaktion mit Wasser	Flammenfärbung
	6,9	0,53	179	1340	↓	↑	↑	↓	↓	
	23,0	0,97	98	883						
	39,1	0,86	63	760						
	85,5	1,53	39	713						
	132,9	1,87	28	690						

### Die Erdalkalimetalle.

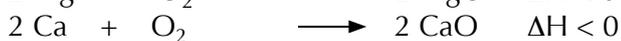
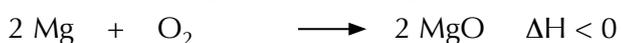
- Beryllium (Be) (Beryll - Edelstein)
- Magnesium (Mg) (Magnesia - Ort in Kleinasien)
- Calcium (Ca) (calcis - lat.: der Kalk)
- Strontium (Sr) (Strontian - Ort in Schottland)
- Barium (Ba) (barys - griech.: schwer)
- Radium (Ra) (radius - lat.: Lichtstrahl)

### Gemeinsame Eigenschaften:

- metallisch, geringere Härte als Stahl, nicht magnetisch, elektrisch leitend, silbrig-grau
- oxidieren leicht an der Oberfläche

### Reaktion mit Sauerstoff:

Die Metalle reagieren z. T. heftig mit Sauerstoff

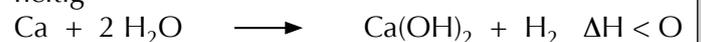


Magnesium u. Sauerstoff reagieren zu Magnesiumoxid

Calcium u. Sauerstoff reagieren zu Calciumoxid

### Reaktion mit Wasser:

Magnesium reagiert sehr langsam, Calcium reagiert heftig



Es entstehen Calcium- und Magnesiumhydroxid

Bei der Reaktion der Erdalkalimetalle mit Wasser kann ein Erdalkalimetallatom genau zwei Wasserstoffatome ersetzen.

Erdalkalimetalle sind zweiwertig.

Löst man Calciumhydroxid in Wasser, so entsteht „Kalkwasser“ (siehe auch CO<sub>2</sub>-Nachweis).

### Flammenfärbung:

Magnesium	- (weiß)
Calcium	ziegelrot
Strontium	rot
Barium	grün

# Die Halogene / Übungsaufgaben

## Die Halogene

	Fluor	Chlor	Brom	Iod
<b>Elementsymbol</b>	F	Cl	Br	I
<b>Formel</b>	F <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>	Br <sub>2</sub>	I <sub>2</sub>
<b>Aggregatzustand</b>	gasig	gasig	flüssig	fest
<b>Farbe</b>	hellgrün	gelbgrün	braun	schwarzviolett
<b>Geruch</b>	?	nach Hallenbad	nach Hallenbad	nach Hallenbad (schwach)
<b>Löslichkeit in Wasser</b>	reagiert mit Wasser	mittel löslich	etwas löslich	schlechtlöslich (mit brauner Farbe)
<b>Löslichkeit in Benzin</b>	reagiert mit Benzin	gut löslich	gut löslich	gut löslich (mit violetter Farbe)
<b>weitere Eigenschaften</b>	stark ätzend	ätzend	ätzend	schwach ätzend
	giftig	giftig	giftig	etwas giftig
		bleichend		desinfizierend

## Aufgaben:

### 1. Bitte das Reaktionsschema mit Formeln aufstellen:



### 2. Welche Wertigkeit haben folgende Elemente:

Na, F, C, P, Al, Ca, S, O, Cl, Li, Ba, Br, Be, B, I, N, Si, Mg, H, K, Rb, Ra, Cs, Sr, Fe, Zn, Cu, Ag, Ti ?

- Aluminium + Brom
- Eisen + Chlor
- Magnesiumoxid + Kupfer
- Calcium + Bromwasserstoff
- Lithium + Chlorwasserstoff
- Eisen(III)oxid + Chlorwasserstoff
- Natriumoxid + Iodwasserstoff
- Magnesiumsulfid + Bromwasserstoff
- Eisen + Schwefel
- Analyse von Silberoxid
- Synthese von Eisen(III)oxid
- Elektrolyse von Wasser
- Kupfer(II)oxid + Kohlenstoff
- Chlorwasserstoff + Magnesium

### 3. Berechnung der molaren Masse / Formel:

Feuerzeuggas besteht aus einer Verbindung, die nur aus den Elementen Kohlenstoff und Wasserstoff aufgebaut ist. 100 mL des Gases wiegen bei Normbedingungen 258,9 mg. Berechne die molare Masse des Gases! Berechne die Molekülmasse des Gases! Versuche eine Formel für das Gas aufzustellen!

### 4. Aufstellen der Reaktionsschemata, zuerst in Worten, dann mit Formeln:

- Magnesium + Iod
- Natrium + Brom
- Wasserstoff + Brom
- Kupfer(II)oxid + Magnesium
- Eisen(III)oxid + Aluminium
- Natriumjodid + Brom
- Kaliumbromid + Chlor
- Calciumjodid + Chlor
- Wasserstoff + Chlor

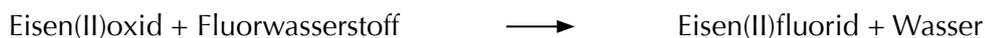
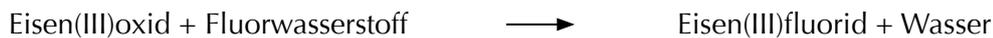
#### Zusatzaufgaben ab Klasse 10:

- Natriumchlorid + Schwefelsäure
- Ammoniak + Schwefelsäure
- Phosphorsäure + Natronlauge
- Natriumcarbonat + Salzsäure
- Natriumphosphat + Schwefelsäure
- Zinkoxid + Salpetersäure

(für *alle* Reaktionen: welche Oxidationszahlen haben die beteiligten Atome?)

## Übungsaufgaben (s. S. 8)

### 1. Bitte die Reaktionsgleichungen mit Formeln aufstellen:



### 2. Welche Wertigkeit haben folgende Elemente (gib nur die häufigste(n) Wertigkeit(en) an):

Na ( ), F ( ), C ( ), P ( ), Al ( ), Ca ( ), S ( ), O ( ), Cl ( ), Li ( ), Ba ( ), Br ( ),  
 Be ( ), B ( ), I ( ), N ( ), Si ( ), Mg ( ), H ( ), K ( ), Rb ( ), Ra ( ), Cs ( ), Sr ( ),  
 Fe ( ), Zn ( ), Cu ( ), Ag ( ), Ti ( )?

### 3. Berechnung der molaren Masse / Formel:

Feuerzeuggas besteht aus einer Verbindung, die nur aus den Elementen Kohlenstoff und Wasserstoff aufgebaut ist. 100 mL des Gases wiegen bei Normbedingungen 258,9 mg.

Berechne die molare Masse des Gases!

Berechne die Molekülmasse des Gases!

Versuche eine Formel für das Gas aufzustellen!

### 4. Aufstellen von Reaktionsschemata und -gleichungen (zuerst in Worten, dann mit Formeln):

- |   |  |
|---|--|
| <ul style="list-style-type: none"> <li>- Magnesium + Iod</li> <li>- Natrium + Brom</li> <li>- Wasserstoff + Brom</li> <li>- Kupfer(II)oxid + Magnesium</li> <li>- Eisen(III)oxid + Aluminium</li> <li>- Natriumiodid + Brom</li> <li>- Kaliumbromid + Chlor</li> <li>- Elektrolyse von Kupfer(II)bromid</li> <li>- Calciumiodid + Chlor</li> <li>- Wasserstoff + Chlor</li> <li>- Aluminium + Brom</li> <li>- Eisen + Chlor</li> <li>- Magnesiumoxid + Kupfer</li> <li>- Elektrolyse von Eisen(III)chlorid</li> <li>- Calcium + Bromwasserstoff</li> <li>- Lithium + Chlorwasserstoff</li> <li>- Eisen(III)oxid + Chlorwasserstoff</li> <li>- Natriumoxid + Iodwasserstoff</li> </ul> | <ul style="list-style-type: none"> <li>- Elektrolyse von Aluminiumsulfid</li> <li>- Magnesiumsulfid + Bromwasserstoff</li> <li>- Eisen + Schwefel</li> <li>- Analyse von Silberoxid</li> <li>- Synthese von Eisen(III)oxid</li> <li>- Elektrolyse von Wasser</li> <li>- Kupfer(II)oxid + Kohlenstoff</li> <li>- Chlorwasserstoff + Magnesium</li> <li>- Natriumchlorid + Schwefelsäure</li> <li>- Ammoniak + Schwefelsäure</li> <li>- Phosphorsäure + Natronlauge</li> <li>- Natriumcarbonat + Salzsäure</li> <li>- Natriumphosphat + Schwefelsäure</li> <li>- Zinkoxid + Salpetersäure</li> </ul> |
|---|--|

(für *alle* Reaktionen: Oxidationszahlen aller Atome?)

# Die Edelgase / Atombau / RUTHERFORD

## Die Edelgase

Name	Symbol	Atommasse	Sdt. (in °C)
Helium	He	4,0 u	- 269
Neon	Ne	20,2 u	- 246
Argon	Ar	39,9 u	- 186
Krypton	Kr	83,8 u	- 153
Xenon	Xe	131,3 u	- 108
Radon	Rn	(222 u)	- 62

### Vorkommen:

in Luft: He (0,00046 %); Ne (0,00161 %); Ar (0,9327 %) Kr (0,000108 %); Xe (0,0000087 %); Rn ( $6 \cdot 10^{-18}$  %). In Erdgasen: He (z.T. bis 8 %). In uranhaltigen Mineralien: He (radioaktiver Zerfall von Uran)

### Eigenschaften:

alle gasig, farblos, geruchlos, sehr reaktionsträge, liegen **atomar** vor!

### Verwendung:

als Schutzgas (beim Schweißen): Argon, Helium  
als Leuchtgas („Neon-Röhren“): Neon, Krypton, Xenon  
als Traggas (z.B. Wetter-Ballons): Helium ( $\rho = 0,18 \text{ g/l}$ )

## Die Radioaktivität

1895 RÖNTGEN entdeckt die nach ihm benannten Strahlen.

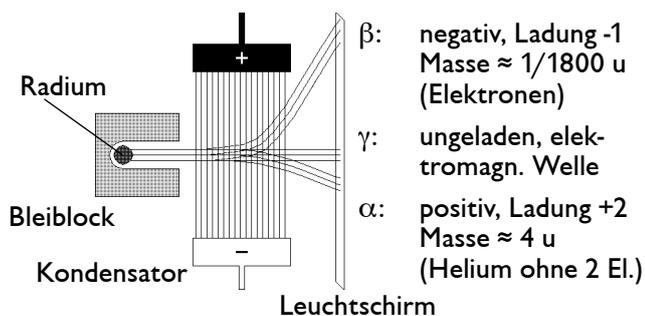
1896 BECQUEREL entdeckt Strahlung im Uran (U).

1897 Ehepaar CURIE isoliert die strahlenden Bestandteile der Pechblende (radioaktives Erz). Entdeckung der Elemente Radium (Ra) und Polonium (Po).

1903 RUTHERFORD findet 3 verschiedene Strahlenarten:  $\alpha$ -,  $\beta$ - und  $\gamma$ -Strahlen.



### Versuchsaufbau RUTHERFORDS:



### RUTHERFORDS Erklärung:

Radioaktive Strahlung beruht auf einem Zerfall radioaktiver Atome.  $\alpha$ - und  $\beta$ -Strahlen sind Atombruchstücke,  $\gamma$ -Strahlen sind elektromagnetische Wellen.

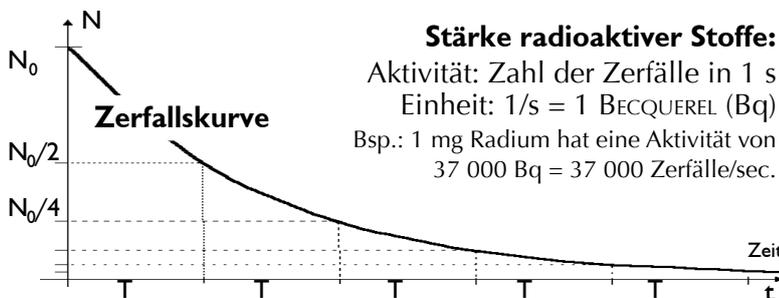
### Konsequenz:

Atome sind keine unteilbaren Teilchen, sie können in Bruchstücke zerfallen, und senden dabei radioaktive Strahlung aus.

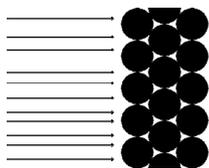
### Halbwertszeit:

Jedes radioaktive Element hat eine bestimmte Zerfallsgeschwindigkeit. Die Halbwertszeit ist die Zeit, in der jeweils die Hälfte der vorhandenen Atome zerfällt.

- Beispiele:
- Radium:  $T \approx 1580$  Jahre
  - Iod-131:  $T \approx 8$  Tage
  - Caesium-137:  $T \approx 30$  Jahre
  - Kohlenstoff-14:  $T \approx 5730$  Jahre

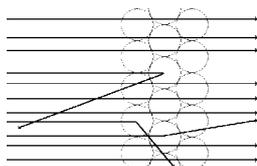


## Das Atommodell von RUTHERFORD.



Auf eine dünne Goldfolie (ca. 1000 Atomlagen) wird ein Bündel  $\alpha$ -Strahlen gerichtet. Bei der Annahme, daß Atome kompakte Kugeln seien, müßte jedes  $\alpha$ -Teilchen abprallen und reflektiert werden oder stecken bleiben.

Im Versuch war jedoch folgendes zu beobachten:



1. Nahezu alle  $\alpha$ -Teilchen durchdrangen die Folie ungehindert! (RUTHERFORD: „es war, als schieße man gegen einen Geist“)
2. Ganz wenige (eines von 20 000) wurden schwach abgelenkt bzw. zurückgeworfen! (RUTHERFORD: „wie wenn man eine Granate gegen Seidenpapier wirft, und sie fliegt zurück“)

Atome bestehen aus einem winzigen positiv geladenen Atomkern (ca.  $10^{-15} \text{ m}$ ), in dem praktisch die gesamte Masse vereinigt ist und einer Atomhülle (ca.  $10^{-10} \text{ m}$ ), in der sich die negativ geladenen Elektronen aufhalten. (Kern-Hülle-Modell)

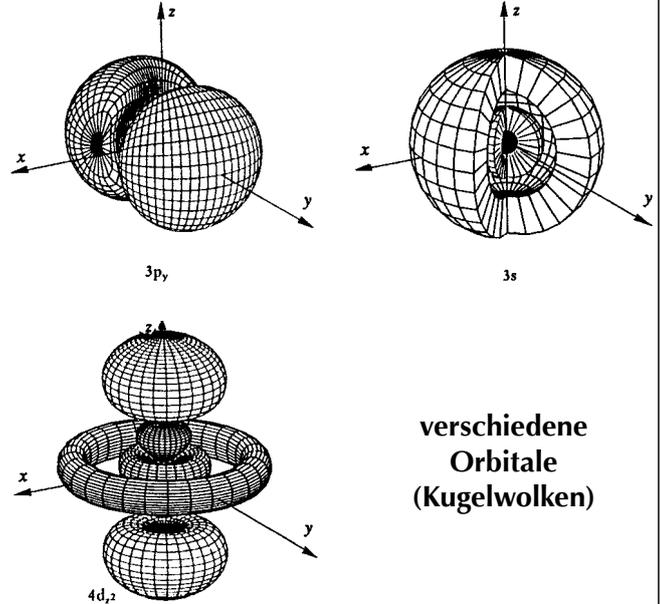
# Die Atomhülle

## 6.3. Verteilung der Elektronen in der Atomhülle:

Alle **Elektronen** eines Atoms sind **völlig gleich!** Alle Aussagen über den Aufbau der Atomhülle betreffen nur die statistische Verteilung der Elektronen!

Aufgrund der experimentell gewonnenen Erkenntnisse lassen sich weitere Aussagen über den Aufbau der Atomhülle machen:

1. Die Elektronen eines Atoms befinden sich auf verschiedenen Energiestufen (**Energieniveaus**).
2. Diesen Energieniveaus entsprechen **räumliche Bereiche** innerhalb der Elektronenwolke, die sogenannten **Schalen**; die Elektronenwolke (= Atomhülle) hat somit einen schalenförmigen Aufbau (1, 2, 3, 4, ...).
3. Innerhalb einer Schale lassen sich noch weitere verschiedene Aufenthaltsräume unterscheiden, diese Bereiche nennen wir **Kugelwolken** bzw. **Orbitale** (s, p, d, f).
4. Die Elektronen, die sich in der äußersten noch besetzten Schale befinden bezeichnet man als **Valenzelektronen** (oder Außenelektronen).
5. Alle anderen Elektronen und der Atomkern zusammen ergeben den **Atomrumpf**.
6. Für das **chemische Verhalten** der Atome sind nur die **Valenzelektronen** wichtig!



verschiedene Orbitale (Kugelwolken)

Zeichne die Elektronen in die entsprechenden Orbitale!

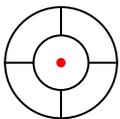
H



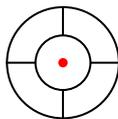
He



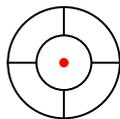
Li



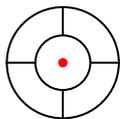
Be



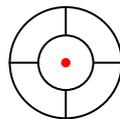
B



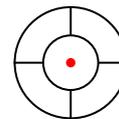
C



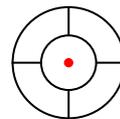
N



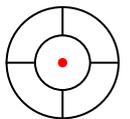
O



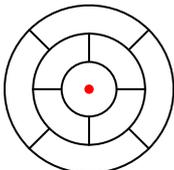
F



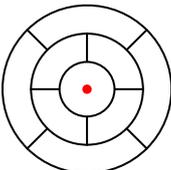
Ne



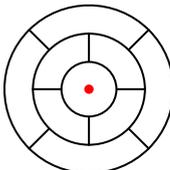
Na



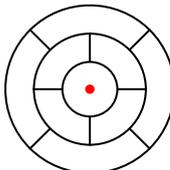
Mg



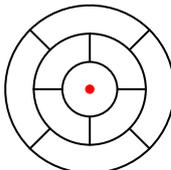
Al



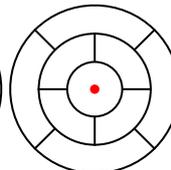
Si



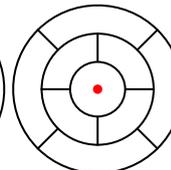
P



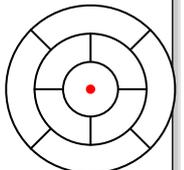
S



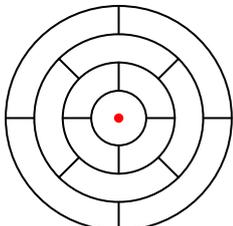
Cl



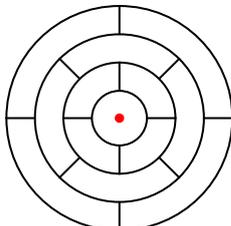
Ar



K

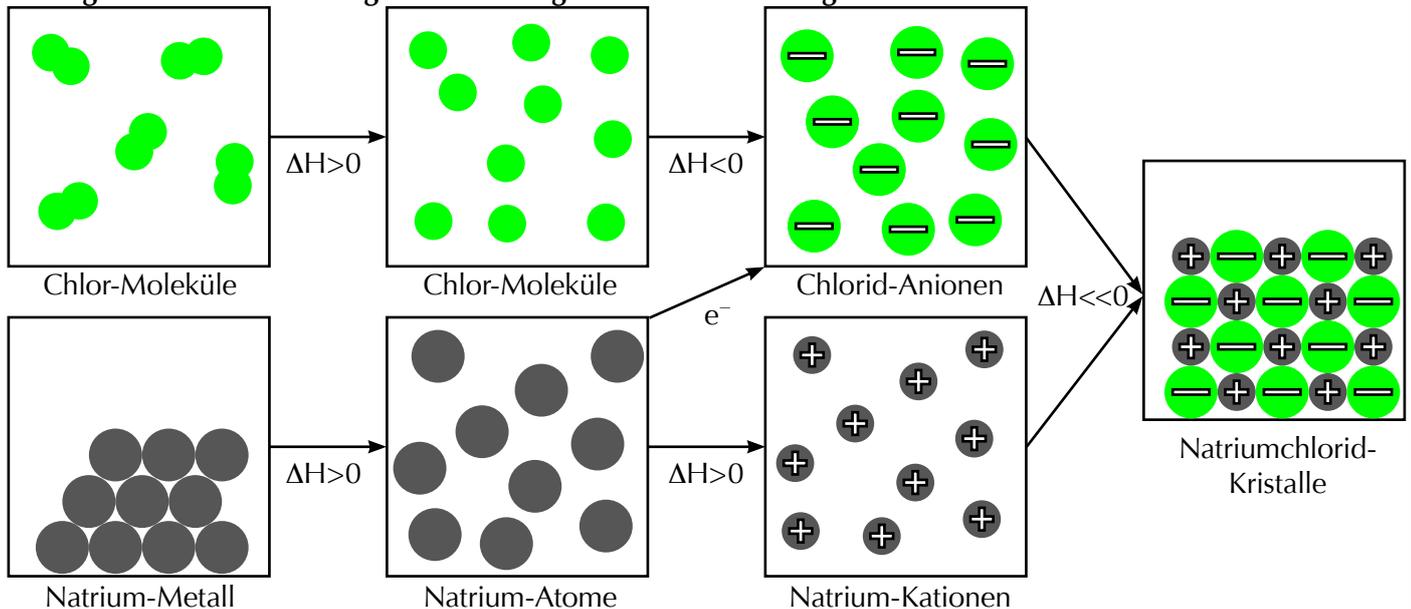


Ca



# Gitterenergie und Ionengitter

## Bildung von Ionenverbindungen unter energetischen Betrachtungen



### Die Gitterenergie

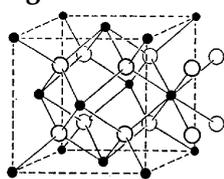
Beim Aufbau des Kristallgitters aus den Ionen wird sehr viel Energie frei (=Gitterenergie). Die Bildung des Ionengitters stellt die Triebkraft der Reaktion dar.

Die Gitterenergie ist abhängig von der Ladung der Ionen, ihrem Abstand (d. h. der Ionengröße) und dem Kristalltyp (vgl. die Punkte 3.13. und 2.7.). Je größer die Ionenladung und je geringer der Abstand der Ionen voneinander ist, desto größer ist die Gitterenergie.

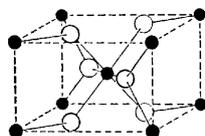
### Abhängigkeit der Schmelztemperatur und Härte bei Ionenverbindungen von der Gitterenergie (bzw. von Ionenladung und Ionenabstand)

Verbindung	Ionenladung	Ionenabstand im Gitter [pm]	Gitterenergie [kJ/mol]	Schmelztemperatur [°C]	Härte nach Mohs
LiF	1	190	1039	870	
NaCl	1	276	780	800	
KBr	1	328	680	742	
CsI	1	370	599	626	
NaF	1	231	920	992	3,2
MgO	2	210	3 930	ca. 2 800	6,5
AlN	3	223	ca. 8 000	2 200 (unter Druck)	9
TiC	4	223	ca. 15 000	3 140	10

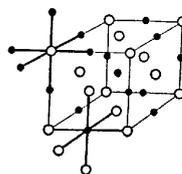
### Einige Kristallstrukturen



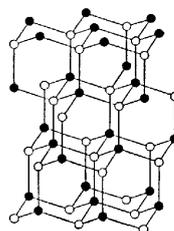
Fluorit (CaF<sub>2</sub>)  
Koordination 8:4  
● Ca ○ F



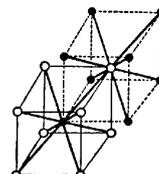
Rutil (TiO<sub>2</sub>)  
Koordination 6:3  
● Ti ○ O



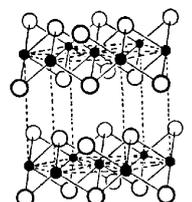
Natriumchlorid (NaCl)  
Koordination 6:6  
● Na ○ Cl



Zinkblende (ZnS)  
Koordination 4:4  
● Zn ○ S



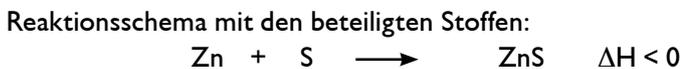
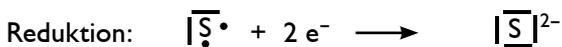
Cäsiumchlorid (CsCl)  
Koordination 8:8  
● Cs ○ Cl



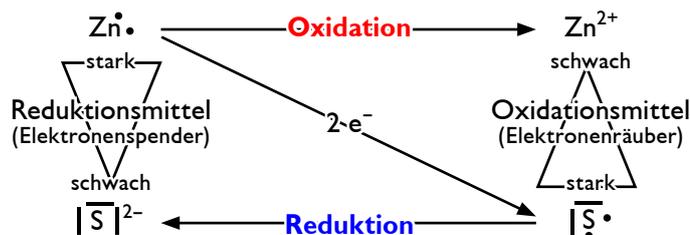
Cadmiumjodid (CdI<sub>2</sub>)  
Schichtgitter  
● Cd ○ I

# Redox-Reaktionen

## Reaktion von Zink und Schwefel



### Redoxschema:



Zink ist ein **Reduktionsmittel**, es bewirkt die **Reduktion** von Schwefel, indem es ihm 2 Elektronen liefert (Zink wird selbst dabei oxidiert).

Schwefel ist ein **Oxidationsmittel**, es bewirkt die **Oxidation** von Zink, es nimmt ihm 2 Elektronen weg (Schwefel wird dabei reduziert).

## Die Oxidationszahl

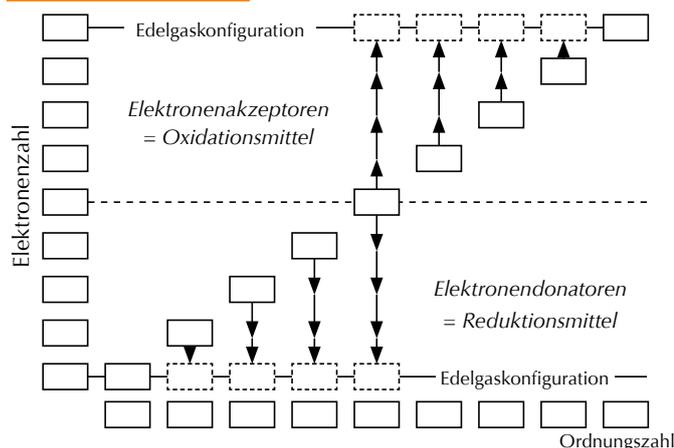
1. Elemente besitzen die Oxidationszahl 0
2. Die Summe der Oxidationszahlen in einer Verbindung ist 0
3. Die Ionenladung eines einatomigen Ions entspricht der Oxidationszahl des Atoms
4. Metalle besitzen immer eine **positive** Oxidationszahl
5. **Fluor** hat in Verbindungen immer **-I**, **Sauerstoff** meistens **-II**, **Wasserstoff** meistens **+I**.

Ändern sich bei einer chemischen Reaktion die Oxidationszahlen, so handelt es sich um eine Redoxreaktion.

### Die am häufigsten gebildeten Ionen:

1. Hauptgruppe:  $Me^{+}$  (Alkalimetalle)
2. Hauptgruppe:  $Me^{2+}$  (Erdalkalimetalle)
3. Hauptgruppe:  $Me^{3+}$  (Borgruppe)
6. Hauptgruppe:  $X^{2-}$  (Sauerstoffgruppe)
7. Hauptgruppe:  $X^{-}$  (Halogene)

## Aufnahme bzw. Abgabe von Elektronen bei Elementen der dritten Periode

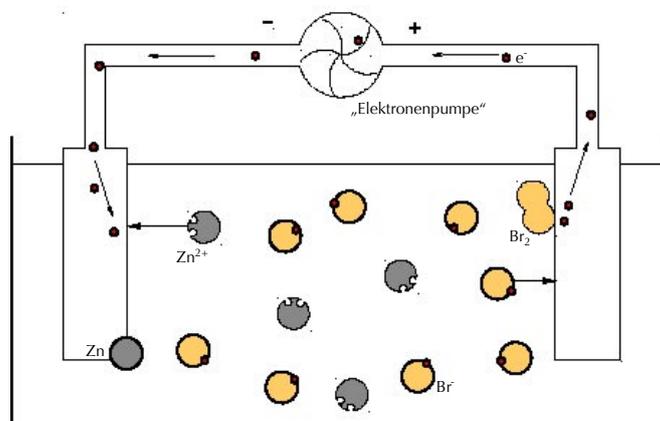


**Definition:** Gibt ein Stoff Elektronen ab (Elektronenspender bzw. Elektronendonator), spricht man von einer **Oxidation** (der Stoff wird oxidiert).

Die Aufnahme von Elektronen heißt **Reduktion**. Der aufnehmende Stoff wird reduziert (Elektronenräuber bzw. Elektronenakzeptor).

**Reduktion** und **Oxidation** kommen immer gemeinsam vor, solche Reaktionen heißen deshalb **Redoxreaktionen**. (Elektronenaustauschreaktionen).

## Die Elektrolyse

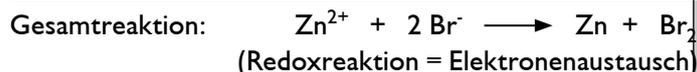
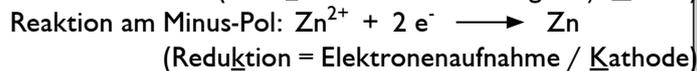
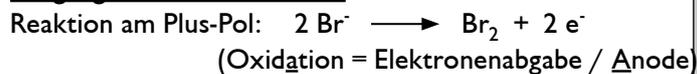


## Elektrolyse einer Zinkbromidlösung

### 5.2. Ergebnis

Bei der Elektrolyse einer Zinkbromidlösung entsteht Zink und Brom. Die Vorgänge bei der Elektrolyse laufen nicht freiwillig ab. Es sind erzwungene Redoxreaktionen ( $\Delta H$  ist positiv). Die Reaktion verläuft genau in die umgekehrte Richtung, als sie freiwillig verlaufen würde!

### Vorgänge an den Elektroden:



### 5.4. Übungen

- Elektrolyse von Kupfer(II)bromid
- Elektrolyse von Eisen(III)chlorid
- Elektrolyse von Aluminiumsulfid

# Bindungslehre 1

## Ionenbindung:

Reagieren Metalle mit Nichtmetallen, so findet ein Elektronenübergang statt: die Metallatome geben ihre Valenzelektronen ab und werden zu positiven Ionen, während die Nichtmetallatome Elektronen aufnehmen und zu negativen Ionen werden, wobei sie ihre äußerste Schale zur Edelgaskonfiguration ergänzen.

Die bei der Verbindung eines Metalls mit einem Nichtmetall gebildeten Ionen ziehen sich gegenseitig an. Die *elektrostatistischen* Kräfte wirken jedoch von einem Punkt aus *in alle Richtungen*. Aus diesem Grund verbinden sich *nicht* zwei Ionen paarweise zu *einem* Teilchen (Molekül), sondern jedes Ion umgibt sich *allseitig* mit so vielen *entgegengesetzt geladenen Ionen*, wie aus *räumlichen Gründen Platz finden*. Auf diese Weise bilden sich dreidimensionale **Ionengitter**.

**Salze** sind Ionenverbindungen (*Natriumchlorid* NaCl, *Magnesiumoxid* MgO), welche im festen Zustand ein Ionengitter bilden.

**Energetische Betrachtung:** Die **Gitterenergie** ist diejenige Energie, die frei wird, wenn sich Ionen zu einem Ionengitter zusammenlagern (auf je 1 mol bezogen => Einheit: kJ/mol).

**Aufstellen von Verhältnisformel:** Die Verhältnisformel wird durch die Ladung der einzelnen Ionen bestimmt, da die Substanz als Ganzes elektrisch neutral sein muss. Die Ladung der Ionen von Hauptgruppenelementen lassen sich aus dem Periodensystem ableiten: Für positive Ionen ist sie gleich der Gruppennummer, für negative Ionen gleich der Zahl der bis zum nächsten Edelgas fehlenden Plätze.

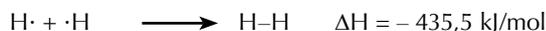
Beispiele: NaCl, Na<sub>2</sub>O, Na<sub>3</sub>N; MgCl<sub>2</sub>, MgO, Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub>; AlCl<sub>3</sub>, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, AlN

## Atombindung:

Ein Wasserstoffatom enthält als Kern ein Proton und in der Atomhülle ein Elektron. Wenn sich zwei Wasserstoffatome einander nähern, können sich die beiden Elektronenwolken durchdringen, wobei *beide* Kerne anziehende Kräfte auf *beide* Elektronen ausüben. Diese werden sich darum am häufigsten zwischen den beiden Kernen aufhalten. Die beiden Elektronenwolken der ursprünglichen Atome vereinigen sich zu einer einzigen, jetzt mit zwei Elektronen besetzten Wolke.

Der Zusammenhalt erfolgt durch *elektrostatistische* Kräfte. Dabei herrscht eine Art Gleichgewicht zwischen den anziehenden Kräften (Kerne, d.h. Protonen zu den Elektronen) und der zwischen den beiden Kernen wirkenden Abstoßung.

Weil den beiden miteinander „verbundenen“ Atomen zwei Elektronen gemeinsam angehören, nennt man diese Art Bindung auch Elektronenpaarbindung. Die Bezeichnung Atombindung bringt zum Ausdruck, dass es sich um eine Bindung zwischen Atomen (und nicht zwischen Ionen) handelt! Die Bildung eines Wasserstoffmoleküls aus zwei Atomen ist eine exotherme Reaktion:



Will man diese Bindung wieder trennen, so muss man diesen Energiebetrag (Bindungsenergie) wieder dafür aufwenden.

Weitere Beispiele: Fluor F<sub>2</sub>, Chlor Cl<sub>2</sub>, Brom Br<sub>2</sub>, Iod I<sub>2</sub>, Sauerstoff O<sub>2</sub> (mit Doppelbindung), Stickstoff N<sub>2</sub> (mit Dreifachbindung), Methan CH<sub>4</sub>, ...

**Oktettregel:** Betrachten wir die Zahl der Bindungselektronen der verschiedenen Atome in den Molekülen, so fällt auf, dass Wasserstoff stets zwei, die anderen stets acht Außenelektronen besitzen. Dies entspricht der äußersten Elektronenschale der Edelgase (Edelgaskonfiguration); diese stellt einen beständigen Zustand dar. Diese Regel ist ein Hilfsmittel um sich die Molekülformeln (v.a. der 2. Periode) herzuleiten.

Nur *Nichtmetallatome* sind in der Lage durch Ausbildung von *Atombindungen* Edelgaskonfiguration zu erreichen. Metallatome verbinden sich in der Regel nicht durch Atombindungen!

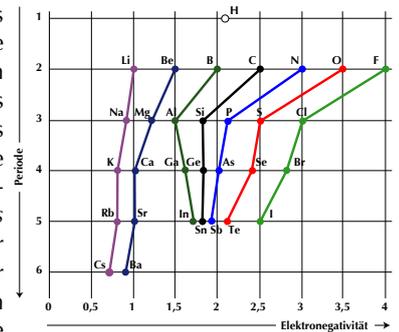
Wenn sich zwei gleiche Atome miteinander durch eine Atombindung verbinden, halten sich die gemeinsamen Elektronen im *Durchschnitt* genau in der Mitte zwischen den Atomkernen auf, da beide Atome die bindenden Elektronenpaare *gleich stark* anziehen (*unpolare Atombindung*).

Sind jedoch *verschiedene* Atome miteinander verbunden, so ist die *Ladungsdichteverteilung* der gemeinsamen Elektronen gewöhnlich *nicht mehr symmetrisch*, weil sich die zwei Atome meistens darin unterscheiden, wie stark sie die Bindungselektronen anziehen.

Diese *Fähigkeit eines Atomes, die gemeinsamen Elektronen in einer Atombindung anzuziehen*, nennt man seine **Elektronegativität**.

Die Elektronegativität eines Atoms hängt vor allem von zwei Faktoren ab: von der *Ladung* und der *Größe* seines *Atomrumpfes*. Je höher geladen nämlich der Atomrumpf ist, desto stärker werden die Valenzelektronen und damit auch die bindenden Elektronen angezogen, desto höher ist also die **EN** des Atoms. Zudem wird die anziehende Wirkung des Atomrumpfes umso größer, je kleiner dieser ist, denn dann ist seine Ladung auf einen kleinen Raum konzentriert und damit nach außen stärker wirksam.

Innerhalb einer Periode des Periodensystems nimmt die Zahl der Valenzelektronen und damit die Ladung des Atomrumpfes zu, so dass *innerhalb der Periode* die Elektronegativität der Elemente *von links nach rechts zunimmt*. Innerhalb einer Elementgruppe wächst der Atomradius von oben nach unten, die EN der Elemente *innerhalb einer Gruppe* nimmt daher *von oben nach unten ab*. Die Elemente Fluor, Sauerstoff, Stickstoff und Chlor besitzen demnach die höchste Elektronegativität (siehe Tabelle).



**Auswirkungen der Elektronegativität:** Sind nun zwei Atome von unterschiedlicher EN miteinander verbunden, so hält sich das bindende Elektronenpaar im Durchschnitt näher bei dem stärker anziehenden (= elektronegativeren) Atom auf. Dadurch tritt eine *Verschiebung der negativen Ladung* zu diesem Atom ein, so dass dieses Atom eine geringe negative, das andere eine geringe positive Überschussladung erhält. Die *Atombindung* wird *polar*, die Moleküle haben ein positives und ein negatives Ende:



Mit einem Keil deutet man manchmal

an, dass die gemeinsamen Elektronen stärker zum Fluoratom hin verschoben sind, die Bezeichnungen  $\delta^+$  und  $\delta^-$  deuten die bei den beiden Atomen vorhandenen Teilladungen an.

Je größer die *EN-Differenz* zweier miteinander verbundener Atome ist, desto stärker werden die gemeinsamen Elektronen zum elektronegativeren Atom hin verschoben, desto *polarer* wird die Bindung.

Polare Bindungen haben in der Regel höhere Bindungsenergien als unpolare, sie lassen sich also schwerer in Atome trennen als unpolare.

## Metallische Bindung:

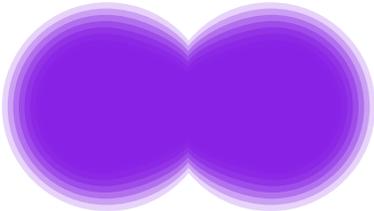
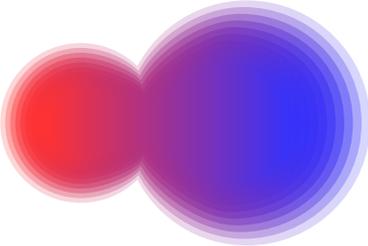
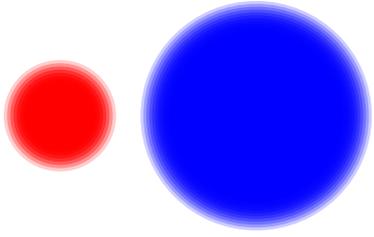
Kombiniert man zwei im Periodensystem der Elemente **links** stehende Atome, etwa zwei *Natriumatome*, miteinander, so kann **weder** durch den Übergang eines Elektrons vom einen zum anderen Atom ( $\text{Na} \cdot + \text{Na} \cdot \longrightarrow [\text{Na}^+] [\text{:Na}^-]$ , also Ionenbindung) **noch** durch gemeinsame Beanspruchung eines Elektronenpaares seitens beider Natriumatome ( $\text{Na} \cdot + \text{Na} \cdot \longrightarrow [\text{Na}-\text{Na}]$ , also Atombindung) eine stabile **Achterschale** für beide Na-Atome geschaffen werden. Dies ist vielmehr nur dadurch möglich, dass **beide** Natriumatome ihre Valenzelektronen abgeben, und dass die entstehenden **positiven** Natrium-Kationen (Neon-Konfiguration) durch die beiden **negativen** Elektronen zusammengehalten werden.



Diese Art der Bindung wird **Metallbindung** genannt!

(-> elektrische Leitfähigkeit durch frei bewegliche Elektronen)

## Bindungslehre 2

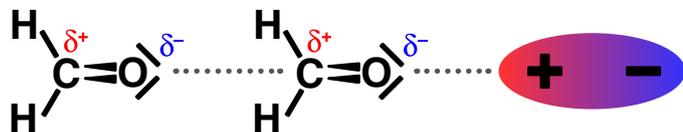
	unpolare Atombindung	polare Atombindung	Ionenbindung
<b>Bindung</b>	gemeinsames bindendes Elektronenpaar	gemeinsames bindendes Elektronenpaar	<b>kein</b> gemeinsames bindendes Elektronenpaar
<b>Ladung</b>	Ladungsschwerpunkt in der Mitte <u>keine</u> Ladungen	bindendes Elektronenpaar zum elektronegativeren Atom verschoben Partialladungen $\delta^+$ $\delta^-$	vollständiger Übergang von Elektronen zum elektronegativeren Partner: ganze Ladungen $+, -, 2+, 2-, \dots$
<b>Elektronegativitätsdifferenz</b>	Null oder fast null (0 – 0,4)	$\Delta EN < 1,7$ (0,5 – 1,7 ...)	EN-Differenz: (deutlich) $> 1,7$
<b>Teilchen</b>	Moleküle	Moleküle (evtl. Dipolmoleküle)	Ionen
<b>Kräfte innerhalb der Teilchen</b>	Atombindungskräfte	Atombindungskräfte	— (außer bei Molekülionen, z.B.: $\text{OH}^-$ , $\text{SO}_4^{2-}$ , $\text{NH}_4^+$ , ...)
<b>Kräfte zwischen den Teilchen</b>	VAN-DER-WAALS-Kräfte	VAN-DER-WAALS-Kräfte, evtl. zusätzlich: Dipol-Dipol-Kräfte und Wasserstoffbrückenbindungen	COULOMBSche Kräfte (= elektrostatische Kräfte)
<b>Zusammenhalt, Schmelz- u. Siedetemp.</b>	gasige oder zumindest leicht flüchtige Stoffe. Bei großen Molekülen: Feststoffe mit niedrigen Schmelztemperaturen	gasige oder flüssige Stoffe. Bei großen Molekülen: Feststoffe mit niedrigen Schmelztemperaturen	salzartige Stoffe, fest, spröde, sehr hohe Schmelztemperaturen
<b>Beispiele</b>	$\text{O}_2$ $\text{N}_2$ $\text{Cl}_2$ $\text{Br}_2$ $\text{I}_2$ $\text{NCl}_3$ $\text{CH}_4$ $\text{CBr}_4$ ...	$\text{NH}_3$ $\text{CCl}_4$ $\text{CO}_2$ $\text{HCl}$ $\text{HBr}$ $\text{H}_2\text{O}$	$\text{Na}^+ \text{Cl}^-$ $\text{Ag}^+ \text{Br}^-$ $\text{Na}^+ \text{OH}^-$ $\text{Mg}^{2+} \text{O}^{2-}$ $\text{Al}^{3+} \text{N}^{3-}$ $\text{Ti}^{4+} \text{C}^{4-}$
<b>Elektronenverteilung</b>	symmetrische Ladungsverteilung 	$\delta^+$ $\delta^-$ 	+    - 

# Vergleich zwischenmolekularer Kräfte

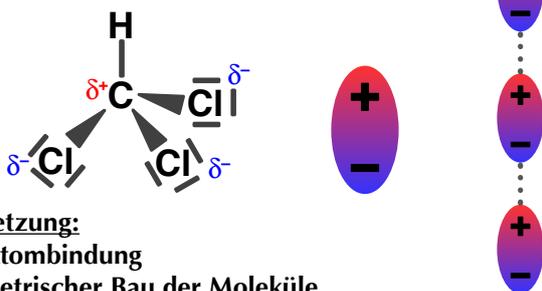
## 1. Dipol-Dipol-Kräfte

Dipole ziehen sich gegenseitig an:

Beispiele:  $\text{CH}_2\text{O}$  (Methanal/Formaldehyd)



$\text{CHCl}_3$  (Trichlormethan/Chloroform)



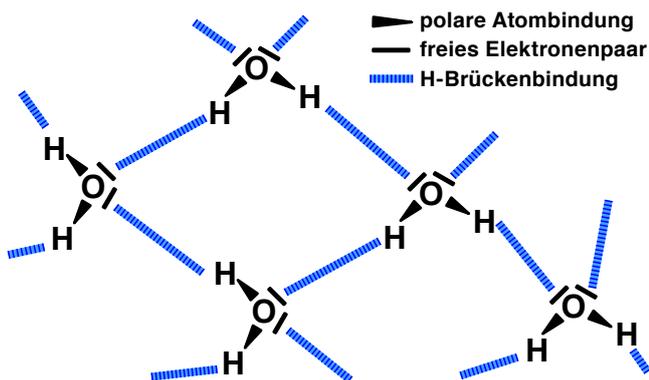
**Voraussetzung:**  
polare Atombindung  
unsymmetrischer Bau der Moleküle

## 2. Wasserstoffbrückenbindungen

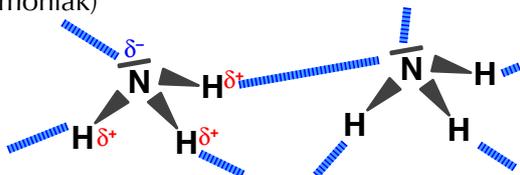
(Spezialfall der Dipol-Dipol-Kräfte)

Zwischen einem stark negativ polarisierten ( $\delta^-$ ) Nichtmetallatom (N, O, F) des einen Moleküls und dem stark positiv polarisierten ( $\delta^+$ ) Wasserstoffatom eines anderen Moleküls treten (relativ starke) Bindungskräfte auf – sogenannte Wasserstoffbrückenbindungen. An ihnen sind auch freie (nichtbindende) Elektronenpaare beteiligt.

Beispiele:  $\text{H}_2\text{O}$  (Wasser)



$\text{NH}_3$  (Ammoniak)



**Folge:** Stoffe, deren Moleküle untereinander Wasserstoffbrückenbindungen (—) ausbilden können, besitzen relativ hohe Siedetemperaturen (vgl.:  $\text{H}_2\text{O}$  [100 °C] zu  $\text{O}_2$  [-183°C]).

## 3. VAN DER WAALS-Kräfte

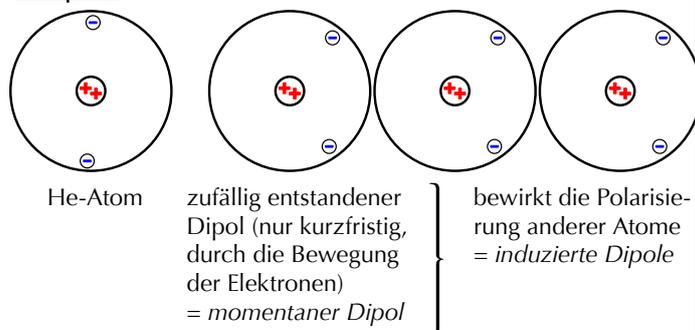
Auch zwischen den Nicht-Dipol-Molekülen müssen gewisse Kräfte wirken!

Zu so aufgebauten Stoffen zählen:

- Edelgase (einzelne Atome: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)
- gleichatomige Moleküle ( $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{S}_8$ )
- Moleküle mit unpolaren Atombindungen ( $\text{NCl}_3$ ,  $\text{CH}_4$ )
- Moleküle mit polaren Atombindungen, die aber aufgrund ihres symmetrischen Aufbaus keine Dipole sind ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{CF}_4$ ,  $\text{CCl}_4$ ).

Die relativ zur molaren Masse niedrigen Siedetemperaturen lassen darauf schließen, dass die vorhandenen Kräfte sehr klein sind.

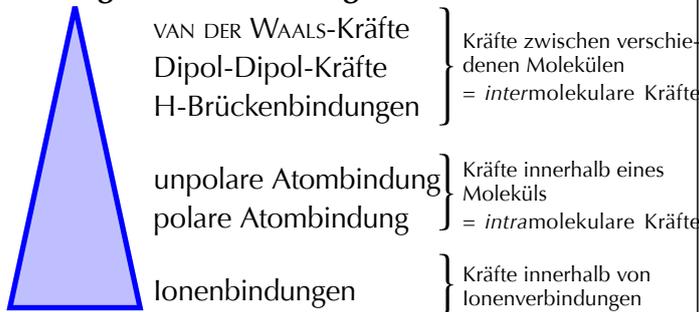
Beispiel:



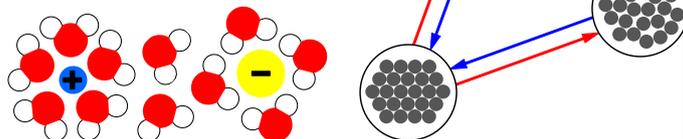
VAN DER WAALS-Kräfte kommen durch kurzfristige unsymmetrische Ladungsverteilung zustande.

Je größer die Atome bzw. Moleküle sind, desto leichter lassen sich solche Dipole induzieren, desto größer sind die VAN DER WAALS-Kräfte.

## 4. Vergleich der Bindungskräfte



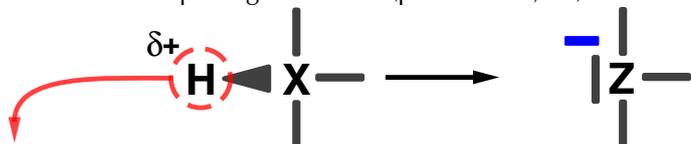
Die zwischenmolekularen Kräfte haben nicht nur Auswirkungen auf Schmelz- und Siedetemperaturen, sondern z. B. auch auf die Wasserlöslichkeit!



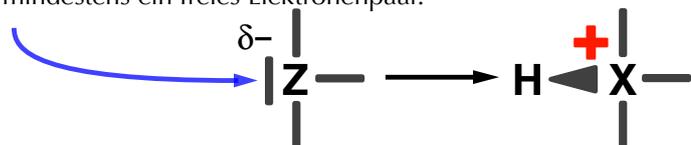
# Säure-Base-Reaktionen

## Allgemeine Säure-Base-Definition nach BRÖNSTED (1923)

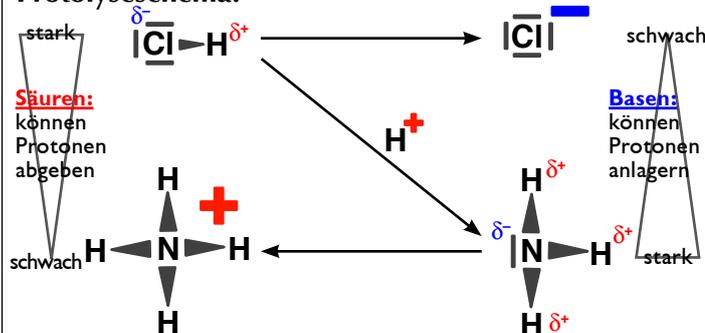
**Säuren** sind Teilchen, die Protonen abgeben können (Protonen-donator, „Protonenspender“). Diese Teilchen enthalten mindestens ein polar gebundenes (positiviertes,  $\delta^+$ ) H-Atom.



**Basen** sind Teilchen, die Protonen aufnehmen können (Protonen-akzeptor, „Protonenräuber“), dabei wird eine neue polare Atombindung gebildet. Diese Teilchen enthalten mindestens ein freies Elektronenpaar.



### Protolyseschema:



HCl und  $\text{Cl}^-$  sind ein korrespondierendes Säure-Base-Paar. HCl ist die Säure, denn sie gibt ein Proton ab,  $\text{Cl}^-$  ist eine Base, denn sie kann ein Proton aufnehmen. Auch  $\text{NH}_4^+$  und  $\text{NH}_3$  sind ein korrespondierendes Säure-Base-Paar.

## Indikatoren und pH-Wert

Indikatoren sind Stoffe, die meist durch ihre Farbe anzeigen, ob eine Flüssigkeit sauer, neutral oder basisch ist.

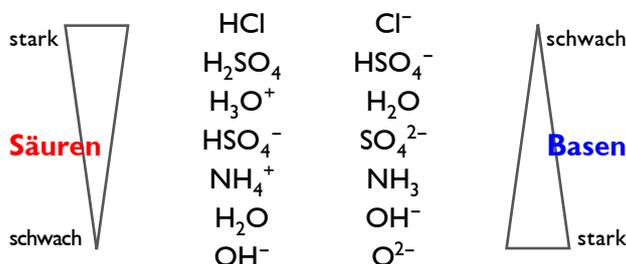
Indikatoren sind selbst korrespondierende Säure-Base-Paare, sie ändern ihre Farbe, je nach dem, ob sie in der Säure- ( $\text{H-Ind}$ ) oder der Base-Form ( $\text{Ind}^-$ ) vorliegen. Ihre Farbe ist von der Konzentration der  $\text{H}_3\text{O}^+$ - bzw. der  $\text{OH}^-$ -Ionen abhängig. Der pH-Wert ist ein direktes Maß für die  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionenkonzentration:

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

Beispiel: Für eine 0,01 molaren Salzsäure-Lösung gilt:  
 $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,01 \text{ mol/l}$

$$\text{pH} = -\lg 0,01 = 2$$

## Säure-Base-Reihe



HCl... $\text{H}_2\text{SO}_4$ ... $\text{H}_3\text{O}^+$ ... $\text{HSO}_4^-$ ... $\text{NH}_4^+$ ... $\text{H}_2\text{O}$ ... $\text{NH}_3$ ... $\text{OH}^-$ ... $\text{O}^{2-}$   
 starke Säuren ..... neutral ..... starke Basen

In wässriger Lösung ist die **stärkste Säure  $\text{H}_3\text{O}^+$**  und die **stärkste Base  $\text{OH}^-$** .

Auch Salze können sauer oder alkalisch reagieren:

Bsp.: Natriumhydrogensulfat ( $\text{NaHSO}_4$ ) reagiert sauer; Acetate ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) reagieren basisch.

Säuren	HCl Salzsäure	$\text{H}_2\text{SO}_4$ Schwefel-säure	$\text{HNO}_3$ Salpetersäure	$\text{H}_3\text{PO}_4$ Phosphor-säure	$\text{H}_2\text{CO}_3$ Kohlensäure	$\text{CH}_3\text{-COOH}$ Essigsäure
Basen						
NaOH Natronlauge						
KOH Kalilauge						
$\text{NH}_3$ Ammoniak						

## Vergleich: Redox- u. Säure-Base-Reaktionen

Redoxreaktion	Protolysereaktion
<u>Kennzeichnung</u> In beiden Fällen wechseln geladene Teilchen ihre Plätze	
Alle Atome behalten ihren Platz nur <b>Elektronen</b> wandern	Alle Elektronen behalten ihren Platz nur <b>Protonen</b> wandern
<u>Reaktionsschemata</u>	
$\underbrace{\text{Redm. 1} + \text{Oxm. 2}}_{\text{stark}} \longrightarrow \underbrace{\text{Oxm. 1} + \text{Redm. 2}}_{\text{schwach}}$	$\underbrace{\text{Säure 1} + \text{Base 2}}_{\text{stark}} \longrightarrow \underbrace{\text{Base 1} + \text{Säure 2}}_{\text{schwach}}$
<u>Beispiel:</u>	
$2 \text{Na}\cdot + \text{ \underline{F}}-\text{ \underline{F}}  \longrightarrow 2 \text{Na}^+ + 2 \text{ \underline{F}} \text{I}^-$	$\text{H}-\text{ \underline{Cl}}  + \text{ \underline{O}}-\text{H} \longrightarrow \text{ \underline{Cl}} \text{I}^- + \text{H}-\text{ \underline{O}}-\text{H}$
<u>korrespondierende Paare</u>	
korrespondierende Redox-Paare Reduktionsmittel $\xrightleftharpoons[+e^-]{-e^-}$ Oxidationsmittel + e <sup>-</sup> $\text{Fe}\cdot \qquad \qquad \text{Fe}^{3+} + 3 e^-$ Elektronendonator <span style="margin-left: 100px;"></span> Elektronenakzeptor	korrespondierende Säure-Base-Paare Säure $\xrightleftharpoons[+H^+]{-H^+}$ Base + H <sup>+</sup> $\text{H}-\text{ \underline{O}}^+-\text{H} \qquad \qquad \text{H}-\text{ \underline{O}}-\text{H} + \text{H}^+$ Protonendonator <span style="margin-left: 100px;"></span> Protonenakzeptor
Oxidation = Elektronenabgabe Reduktion = Elektronenaufnahme	Säurereaktion = Protonenabgabe Basereaktion = Protonenaufnahme

Stelle jeweils **drei** eigene Beispiele auf:


## Protolysen, Redoxreakt., Oxidationszahlen

Gib die jeweils fehlende korrespondierende Säure bzw. Base an!

Säure	Base	Säure	Base
a) H <sub>2</sub> O	_____	g) HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	_____
b) _____	I <sup>-</sup>	h) _____	H <sub>2</sub> O
c) _____	ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	i) [Fe(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup>	_____
d) H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	_____	k) CH <sub>3</sub> COOH	_____
e) _____	HCOO <sup>-</sup>	l) _____	HO <sub>2</sub> <sup>-</sup>
f) _____	O <sup>2-</sup>	m) _____	[Zn(OH)(H <sub>2</sub> O) <sub>5</sub> ] <sup>+</sup>

Welche der folgenden Reaktionen sind Protolysen, welche Redoxreaktionen? Die Reaktionsgleichungen sind bezüglich der Koeffizienten möglicherweise unvollständig und sollen, soweit nötig, richtiggestellt werden!

- a) CaO(s) + H<sub>2</sub>O(l) → Ca(OH)<sub>2</sub>(aq)
- b) CaH<sub>2</sub>(s) + H<sub>2</sub>O(l) → Ca(OH)<sub>2</sub>(aq) + H<sub>2</sub>(g)
- c) H<sub>2</sub>S(g) + HNO<sub>3</sub>(aq) → S(s) + NO(g) + H<sub>2</sub>O(l)
- d) Cl<sub>2</sub>(g) + OH<sup>-</sup>(aq) → Cl<sup>-</sup>(aq) + ClO<sup>-</sup>(aq) + H<sub>2</sub>O(l)
- e) Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub>(s) + H<sub>2</sub>O(l) → NH<sub>3</sub>(g) + Mg(OH)<sub>2</sub>(aq)
- f) SO<sub>2</sub>(g) + O<sub>2</sub>(g) + H<sub>2</sub>O(l) → SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>(aq) + H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>(aq)
- g) HBr(g) + NH<sub>3</sub>(g) → NH<sub>4</sub>Br(s)
- h) HNO<sub>3</sub>(aq) + Cu(s) → Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>(aq) + NO<sub>2</sub>(g) + H<sub>2</sub>O(l)
- i) S<sup>2-</sup>(aq) + NH<sub>4</sub><sup>+</sup>(aq) → H<sub>2</sub>S(g) + NH<sub>3</sub>(g)
- k) H<sub>2</sub>SeO<sub>4</sub>(aq) + HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>(aq) → CO<sub>2</sub>(g) + H<sub>2</sub>O(l) + HSeO<sub>4</sub><sup>-</sup>(aq)

was bedeuten die Buchstaben in Klammern?

Welche der folgenden Reaktionen sind Redoxreaktionen? Entscheide mit Hilfe von Oxidationszahlen!

- a) 3CuO + 2NH<sub>3</sub> → 3H<sub>2</sub>O + N<sub>2</sub> + 3Cu
- b) 4FeS<sub>2</sub> + 11O<sub>2</sub> → 2Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + 8SO<sub>2</sub>
- c) PbO<sub>2</sub> + SO<sub>2</sub> → PbSO<sub>4</sub>
- d) 2KNO<sub>3</sub> → 2KNO<sub>2</sub> + O<sub>2</sub>
- e) CaSO<sub>3</sub> + 2HCl → CaCl<sub>2</sub> + SO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O
- f) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + 6HCl → 2FeCl<sub>3</sub> + 3H<sub>2</sub>O
- g) 3Mg + N<sub>2</sub> → Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub>
- h) Ca<sup>2+</sup> + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> → CaSO<sub>4</sub>
- i) Cl<sub>2</sub> + 2KBr → 2KCl + Br<sub>2</sub>
- k) MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> + 5Fe<sup>2+</sup> + 8H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> → Mn<sup>2+</sup> + 5Fe<sup>3+</sup> + 12H<sub>2</sub>O
- l) N<sub>2</sub> + 3H<sub>2</sub> → 2NH<sub>3</sub>
- m) Mg + 2H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> → H<sub>2</sub> + Mg<sup>2+</sup> + 2H<sub>2</sub>O
- n) Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub> + 6H<sub>2</sub>O → 2NH<sub>3</sub> + 3Mg(OH)<sub>2</sub>
- o) 3H<sub>2</sub>S + 2HNO<sub>3</sub> → 3S + 2NO + 4H<sub>2</sub>O
- p) H<sub>2</sub>SeO<sub>4</sub> + HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> → CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O + HSeO<sub>4</sub><sup>-</sup>

Ermittle die Oxidationszahlen der hervorgehobenen Atome in den folgenden Verbindungen:

**Mg**H<sub>2</sub>, **CCl**<sub>4</sub>, **CH**<sub>4</sub>, **SO**<sub>2</sub>, **C**<sub>6</sub>H<sub>6</sub>, **P**<sub>4</sub>O<sub>10</sub>, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, **NH**<sub>3</sub>, **N**<sub>2</sub>, **SF**<sub>2</sub>, **HClO**<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>**SO**<sub>3</sub>, **Li**<sub>2</sub>O, **ClO**<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>**SO**<sub>4</sub>, **H**<sub>2</sub>**S**, **N**<sub>2</sub>**H**<sub>4</sub>, **N**<sub>2</sub>O, **Cr**<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, **HClO**, **S**<sub>8</sub>, **H**<sub>2</sub>**C**<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, **H**<sub>5</sub>**IO**<sub>6</sub>, **Cu**<sub>2</sub>O, **Al**<sub>2</sub>(**SO**<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, **Mg**<sub>3</sub>**N**<sub>2</sub>, **NO**, **OF**<sub>2</sub>, **H**<sub>3</sub>**PO**<sub>4</sub>, **SiH**<sub>4</sub>, **CF**<sub>2</sub>**H**<sub>2</sub>, **CH**<sub>2</sub>O, **HCN**

Ermittle die Oxidationszahlen der hervorgehobenen Atome in den folgenden Ionen:

- a) **CO**<sub>3</sub><sup>2-</sup>
- b) **SO**<sub>3</sub><sup>2-</sup>
- c) **SO**<sub>4</sub><sup>2-</sup>
- d) **S**<sup>2-</sup>
- e) **Ti**<sub>2</sub>O<sub>5</sub><sup>2-</sup>
- f) **HS**<sup>-</sup>
- g) **Mn**O<sub>4</sub><sup>-</sup>
- h) **Cr**<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>
- i) **Br**O<sub>3</sub><sup>-</sup>
- j) **N**<sup>3-</sup>
- k) **C**<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>2-</sup>
- l) **N**<sup>3-</sup>
- m) **SiF**<sub>6</sub><sup>2-</sup>
- n) **NO**<sub>3</sub><sup>-</sup>
- o) **OH**<sup>-</sup>
- p) **NH**<sub>4</sub><sup>+</sup>
- q) **HPO**<sub>4</sub><sup>2-</sup>
- r) **PO**<sub>4</sub><sup>3-</sup>
- s) **H**<sub>3</sub>O<sup>+</sup>

Überblick Organische Chemie 1

Name	Beispiel / Formel / Struktur	zwischenmolekulare Kräfte
<b>Alkane</b>	Methan, Ethan, Propan, ... (homologe Reihe)      allg. Summenformel	nur VAN DER WAALS-Kräfte
<b>Alkene</b>	Ethen, Propen, ... allg. Summenformel für unsubstituierte Alkene:	VAN DER WAALS-Kräfte
<b>Alkine</b>	Ethin, Propin, ... :	VAN DER WAALS-Kräfte
<b>Benzol und Aromaten</b>		VAN DER WAALS-Kräfte
<b>Halogenalkane</b>		+ evtl. Dipol-Dipol-Kräfte
<b>Alkohole</b>	Methanol, Ethanol, Propanol, ... allg. Summenformel:	Wasserstoffbrückenbindungen
<b>Aldehyde</b>		Dipol-Dipol-Kräfte
<b>Ketone</b>		Dipol-Dipol-Kräfte
<b>Carbonsäuren</b>		Wasserstoffbrückenbindungen
<b>Ester</b>		Dipol-Dipol-Kräfte

zwischenmolekulare Kräfte	Wichtiges: z.B. Vorkommen u. Verwendung (V); Herstellung (H); Eigenschaften (E); typ. Reaktionen (R); mehr Beispiele
nur VAN DER WAALS-Kräfte	V: Erdgas, Erdöl; Lösungsmittel, Treibstoffe, Schmiermittel, Grundsubstanzen. H: fraktionierte Destillation von Erdöl. E: unpolar, relativ niedere Siedetemperaturen (nur VAN DER WAALS-Kräfte) lipophil, reaktionsträge, brennbar, geringere Dichte als Wasser; Bildung von Ketten, Verzweigungen, Ringen. R: Radikalische Substitution ( $S_R$ ), z.B. Bromierung unter UV-Einfluss. Homologe Reihe: <b>Definition</b>
VAN DER WAALS-Kräfte	V: Erdgas, Erdöl; Ethen und die substituierten Alkene sind wichtige Ausgangsstoffe für die Kunststoffherzeugung (Polymerisation $\rightarrow$ Kunststoffe) R: Additionsreaktion (A) von verschiedenen Stoffen z. B. Ethen + Brom zu 1,2-Dibromethan ( $\rightarrow$ Halogenalkane); Ethen + Wasser ( $H_2O$ ) zu $\rightarrow$ Ethanol.
VAN DER WAALS-Kräfte	V: Erdgas; Beleuchtung und Autogenschweißen; H: Aus Calciumcarbid ( $CaC_2 + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$ ). R: Addition von vielen verschiedenen Stoffen, dadurch erhält man die Derivate von $\rightarrow$ Ethen zur $\rightarrow$ Kunststoffherstellung
VAN DER WAALS-Kräfte	V: Erdöl; Benzinzusatz als Antiklopffmittel, Grundchemikalie zur Synthese von vielen weiteren Stoffen; E: Achtung Benzol ist krebserregend, nicht jedoch viele der auf das Benzol aufbauenden aromatischen Verbindungen (Stoffe, die in ihrer Molekülstruktur den Benzolring enthalten).
+ evtl. Dipol-Dipol-Kräfte	V: kommen in der Natur nicht vor; Verwendung in vielen verschiedenen Bereichen z. B. Frigene (Treibgase, Kühlflüssigkeiten); Halone (Brandbekämpfung); DDT, Lindan (Insektizide); Gore-Tex <sup>®</sup> , Teflon <sup>®</sup> , .....
Wasserstoffbrückenbindungen	
Dipol-Dipol-Kräfte	
Dipol-Dipol-Kräfte	
Wasserstoffbrückenbindungen	
Dipol-Dipol-Kräfte	

Überblick Organische Chemie 2	Name	Beispiel / Formel / Struktur	zwischenmolekulare Kräfte
	Kohlenhydrate		
	Fette		
	Aminosäuren und Eiweiße		
	Seifen und Tenside		
	Kunststoffe		

zwischenmolekulare Kräfte	Wichtiges: z.B. Vorkommen u. Verwendung (V); Herstellung (H); Eigenschaften (E); typ. Reaktionen (R); mehr Beispiele

## Stoffklassen der organischen Chemie 1

Die Stoffklassen sind alphabetisch angeordnet. Die **funktionellen Gruppen** sind fett gedruckt.

Bedeutung der Symbole: R-, R'- Alkyl- bzw. Arylrest oder Wasserstoff

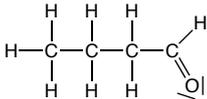
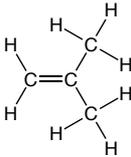
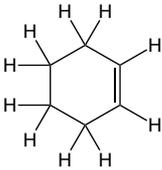
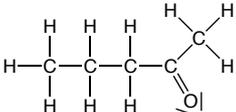
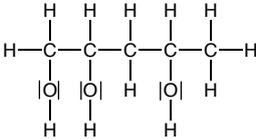
R<sub>1</sub>- Alkylrest  
 -R<sub>x</sub>- zweibindiger Kohlenwasserstoffrest (z. B. -(CH<sub>2</sub>-)<sub>n</sub>, n = 1, 2, ...)  
 H- Wasserstoff

Name	allgemeine Strukturformel	Bemerkung	Name	allgemeine Strukturformel	Bemerkung
Acetal	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{R}_1 \\   \\ \text{O}-\text{R}_1 \end{array}$		Amid	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}-\text{NH}_2 \\    \\ \text{O} \end{array}$	Alkansäureamid liegt vor, wenn R = R <sub>1</sub> , H.
Aldehyd	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}-\text{H} \\    \\ \text{O} \end{array}$	Alkanale liegen vor, wenn R = R <sub>1</sub> , H.	Amin	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{a) R}-\text{N} \\   \\ \text{H} \end{array}$	R ≠ H
Alkan	$\begin{array}{c} \text{R} \quad \text{R} \\   \quad   \\ \text{R}-\text{C}-\text{C}-\text{R} \\   \quad   \\ \text{R} \quad \text{R} \end{array}$		$\begin{array}{c} \text{R} \\   \\ \text{b) R}-\text{N} \\   \\ \text{H} \end{array}$		
Alken	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}=\text{C}-\text{R} \\   \quad   \\ \text{R} \quad \text{R} \end{array}$		$\begin{array}{c} \text{R} \\   \\ \text{c) R}-\text{N} \\   \\ \text{R} \end{array}$		
Alkin	$\text{R}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{R}$		$\begin{array}{c} \text{R} \\   \\ \text{d) R}-\text{N}^{\oplus}-\text{R} \\   \\ \text{R} \end{array}$		
Alkohol	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{a) R}-\text{C}-\text{OH} \\   \\ \text{H} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{R} \\   \\ \text{b) R}-\text{C}-\text{OH} \\   \\ \text{H} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{R} \\   \\ \text{c) R}-\text{C}-\text{OH} \\   \\ \text{R} \end{array}$	Alkanol liegt vor, wenn R = R <sub>1</sub> .  Ist R ein H, liegt ein „einfacher“ Alkohol vor.	a) primäres Amin b) sekundäres Amin c) tertiäres Amin d) quartäres Ammoniumion		
			Azid	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}-\text{N}_3 \\    \\ \text{O} \end{array}$	
			Carbon-säure	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}-\text{OH} \\    \\ \text{O} \end{array}$	Alkansäure liegt vor, wenn R = R <sub>1</sub> , H.
			Carbon-säure-anhydrid	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{R} \\    \quad \quad    \\ \text{O} \quad \quad \text{O} \end{array}$	Alkansäure-anhydrid liegt vor, wenn R = R <sub>1</sub> , H.
Allen	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}=\text{C}=\text{C}-\text{R} \\   \quad \quad   \\ \text{R} \quad \quad \text{R} \end{array}$	„kumulierte“ Doppelbindung			

## Stoffklassen der organischen Chemie 2

Name	allgemeine Strukturformel	Bemerkung	Name	allgemeine Strukturformel	Bemerkung
Carbon-säure-peroxid	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}$	Alkansäure-peroxid liegt vor, wenn $\text{R} = \text{R}_1, \text{H}$ .	Halogen-kohlen-wasserstoff	$\text{R}-\text{X}$	$\text{R} \neq \text{H}$ ; $\text{X} = \text{Hal}$
Dial	$\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}_x-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	$\text{R}_x$ kann auch entfallen.	Hydroxy-carbon-säure	$\text{R}-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{R}_x-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$	Hydroxyalkan-säuren liegen vor, wenn $\text{R} = \text{R}_1, \text{H}$ . $\text{R}_x$ kann auch entfallen.
Diazo-verbindung	$\text{R}-\text{N}=\text{N}-\text{R}$	$\text{R} \neq \text{H}$ , R in der Regel Arylrest	Isonitril	$\text{R}-\text{N}^{\oplus} \equiv \text{Cl}^{\ominus}$	$\text{R} \neq \text{H}$
Diazo-niumion	$\text{R}-\text{N}^{\oplus} \equiv \text{N}   \leftrightarrow \text{R}-\underset{\cdot}{\text{N}} = \text{N}  ^{\oplus}$	$\text{R} \neq \text{H}$ , R in der Regel Arylrest	Keten	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}=\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}$	
Dicarbon-säure	$\text{HO}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}_x-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$	$\text{R}_x$ kann auch entfallen.	Keto-carbon-säure	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}_x-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$	Ketoalkansäuren liegen vor, wenn $\text{R} = \text{R}_1, \text{H}$ . $\text{R}_x$ kann auch entfallen.
Dien	$\text{R}-\overset{\text{R}}{\underset{\text{R}}{\text{C}}}=\overset{\text{R}}{\underset{\text{R}}{\text{C}}}-\text{R}_x-\overset{\text{R}}{\underset{\text{R}}{\text{C}}}=\overset{\text{R}}{\underset{\text{R}}{\text{C}}}-\text{R}$	$\text{R}_x$ kann auch entfallen.	Keton	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}$	$\text{R} \neq \text{H}$ ; Alkanone liegen vor, wenn $\text{R} = \text{R}_1$ .
Diin	$\text{R}-\text{C} \equiv \text{C}-\text{R}_x-\text{C} \equiv \text{C}-\text{R}$	$\text{R}_x$ kann auch entfallen.	Lacton	$\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O} \\   \\ (\text{CH}_2)_n$	$n = 1, 2, \dots$
Diol	$\text{R}-\overset{\text{R}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}-\text{R}_x-\overset{\text{R}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}-\text{R}$	$\text{R}_x$ kann auch entfallen. 1,2-Diole heißen auch Glykole.	Nitril	$\text{R}-\text{C} \equiv \text{N}$	$\text{R} \neq \text{H}$
Dion	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}_x-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}$	$\text{R}_x$ kann auch entfallen.	Nitro-verbindung	$\text{R}-\text{NO}_2$	$\text{R} \neq \text{H}$
Ether	$\text{R}-\text{O}-\text{R}$	$\text{R} \neq \text{H}$ ; Alkoxy-alkane liegen vor, wenn $\text{R} = \text{R}_1$ .	Oxim	$\text{R}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}=\text{N}-\text{OH}$	
Ester	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{R}'$	$\text{R}' \neq \text{H}$ ; Alkyl-alkanoate liegen vor, wenn $\text{R} = \text{R}' = \text{R}_1$ .	Säure-halogenid	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{X}$	$\text{X} = \text{Hal}$
Halbacetal	$\text{R}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}-\text{O}-\text{R}$	$\text{R} \neq \text{H}$	Sulfon-säure	$\text{R}-\text{SO}_3\text{H}$	$\text{R} \neq \text{H}$
			Sulfid	$\text{R}-\text{S}-\text{R}$	$\text{R} \neq \text{H}$
			Sulfonat	$\text{R}-\text{SO}_3^-$	$\text{R} \neq \text{H}$
			Thiol	$\text{R}-\text{SH}$	$\text{R} \neq \text{H}$

## Strukturen und Reaktionen

Nomenklatur / bitte Strukturformeln bzw. Namen ergänzen		
Ethan	Chlorethan	trans-1-Chlor-2-Fluorethen
Ethanol	Ethanal	Brom-Chlor-Fluor-Iod-Methan
1-Butanol	iso-Butanol	tert-Butanol
2-Methyl-Pentan	Propanon	Butenon
$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$		
		
Reaktionen / bitte Produkt(e) nur Name(n) oder Formel(n)		
Methan + Sauerstoff $\longrightarrow$	Ethen + Chlorwasserstoff $\longrightarrow$	Propen + Chlor $\longrightarrow$
Ethan + Brom $\longrightarrow$	Ethanol + CuO $\longrightarrow$	2-Propanol + CuO $\longrightarrow$
1-Butanol + CuO $\longrightarrow$	2-Butanol + CuO $\longrightarrow$	tert-Butanol + CuO $\longrightarrow$
Stoffe: <u>sind unpolar</u> / <u>sind polar</u> / <u>haben H-Brücken</u>		
Wasser	Ethan	Propanol
Propanal	cis-2-Buten	trans-2-Buten
Glycerin	Difluormethan	cis-1,2-Dichlorethen
trans-1,2-Dichlorethen	Propanon	Ethanol
Stoffe: <u>sind brennbar</u> / <u>sind nicht brennbar</u>		
Wasserstoff	Wasser	Methan
Ethanol	Hexan	Sauerstoff