

Lückentext Editor

neu öffnen speichern import export C >>

Lückentext: [01 Elemente Namen Gesetze]

Begriffe

- Ag
- Al
- Arsen
- Avogadro-Zahl
- Ba
- Blei
- Br
- Calcium
- Cl
- Dichte
- Eisen
- F
- Gold
- g
- He
- H
- Iod
- Kohlenstoff
- Konzentration
- Kr
- Kupfer
- K
- M(X)
- Mg
- molare Masse
- mol
- m
- Natrium
- N_A
-

Wichtige Elemente Namen und Symbole und Gesetze

Name	S.		Name	S.		Name	S.
Aluminium	Al		Iod	I		Sauerstoff	O
Arsen	As		Kalium	K		Schwefel	S
Barium	Ba		Kohlenstoff	C		Silber	Ag
Blei	Pb		Krypton	Kr		Silicium	Si
Brom	Br		Kupfer	Cu		Stickstoff	N
Calcium	Ca		Magnesium	Mg		Titan	Ti
Chlor	Cl		Natrium	Na		Wasserstoff	H
Eisen	Fe		Neon	Ne		Xenon	Xe
Fluor	F		Nickel	Ni		Zink	Zn
Gold	Au		Phosphor	P			
Helium	He		Platin	Pt			

Als zweiatomige Moleküle vorkommende Elemente: H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂

Chemische und physikalische Größen

Größe	Symbol	Einheit	Bemerkungen / Bedingungen
Masse	m	g	-
Volumen	V	1L (= 1dm ³)	(häufig: 1 mL = 1cm ³)
Teilchenzahl	N _A	--	= 6.023 · 10 ²³ "Stück" (Avogadro-Zahl).
Stoffmenge	n(X)	mol	Anzahl Teilchen der Sorte X geteilt durch N _A
molare Masse	M(X)	$\frac{g}{mol}$	= ist die Masse von N _A -Teilchen der Sorte X. Bei Molekülen ist die molare Masse die Summe der molaren Massen der im Molekül vorkommenden Atome (vorher mit der Häufigkeit multiplizieren!).

Stoffmenge = $\frac{\text{Masse}}{\text{molare Masse}}$	$n = \frac{m}{M}$	Einheit: mol
(Stoffmengen-) Konzentration = $\frac{\text{Stoffmenge}}{\text{Volumen}}$	$c = \frac{n}{V}$	Einheit: $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$
Dichte (Massenkonzentration) = $\frac{\text{Masse}}{\text{Volumen}}$	$\rho = \frac{m}{V}$	Einheit: $\frac{\text{g}}{\text{mL}}$ bei Gasen: $\frac{\text{g}}{\text{L}}$

Ne	<input type="checkbox"/>
Nickel	<input checked="" type="checkbox"/>
N	<input checked="" type="checkbox"/>
O	<input checked="" type="checkbox"/>
Platin	<input checked="" type="checkbox"/>
P	<input checked="" type="checkbox"/>
Schwefel	<input checked="" type="checkbox"/>
Silicium	<input checked="" type="checkbox"/>
Stoffmenge	<input checked="" type="checkbox"/>
Stoffmenge	<input checked="" type="checkbox"/>
Titan	<input checked="" type="checkbox"/>
Volumen	<input checked="" type="checkbox"/>
Xenon	<input checked="" type="checkbox"/>
Zn	<input checked="" type="checkbox"/>

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [01a Elemente Gesetze (erw)]

Begriffe

B *I* U ~~S~~ x_2 x^2

Styles | Format | Font | Size

Elemente Namen und Gesetze (erweitert)

Name	Symbol	lat. Name	Name	Symbol	lat. Name
Aluminium	Al		Mangan	Mn	
Argon	Ar		Natrium	Na	
Arsen	As		Neon	Ne	
Barium	Ba		Nickel	Ni	
Beryllium	Be		Palladium	Pd	
Blei	Pb	Plumbum	Phosphor	P	
Bor	B		Platin	Pt	
Brom	Br		Plutonium	Pu	
Cadmium	Cd		Quecksilber	Hg	Hydrargium
Caesium	Cs		Radium	Ra	
Calcium	Ca		Rubidium	Rb	
Chlor	Cl		Sauerstoff	O	Oxygenium
Chrom	Cr		Schwefel	S	Sulfur
Cobalt	Co		Silber	Ag	Argentum

3	X
Al	X
Argon	X
Avogadro-Zahl	X
Ba	X
Calcium	X
Chrom	X
Cl	X
Co	X
deca	X
Dichte	X
di	X
eicosa	X
F	X
g/mol	X
hepta	X
He	X
hexadeca	X
Kupfer	X
L/mol	X
Li	X
Magnesium	X
Masse	X
N _A -Teilchen	X
Na	X
Neon	X
O ₂	X
O	X
Schwefel	X
	X

Eisen	Fe	Ferrum	Silicium	Si	
Fluor	F		Stickstoff	N	Nitrogenium
Gold	Au	Aurum	Strontium	Sr	
Helium	He	He	Titan	Ti	
Iod	I		Uran	U	
Kalium	K		Vanadium	V	
Kohlenstoff	C	Carboneum	Wasserstoff	H	Hydrogenium
Krypton	Kr		Wolfram	W	
Kupfer	Cu	Cuprum	Xenon	Xe	
Lithium	Li		Zink	Zn	Zincum
Magnesium	Mg		Zinn	Sn	Stannum

Als zweiatomige Moleküle vorkommende Elemente: H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂

Griechische Zahl-(vor-)silben

1	(mono)*	5	penta	9	nona	13	trideca	19	nonadeca
2	di	6	hexa	10	deca	14	tetradeca	20	eicosa
3	tri	7	hepta	11	undeca	16	hexadeca	21	heneicosa
4	tetra	8	octa	12	dodeca	17	heptadeca	22	docosa

*) wird meist weggelassen. Häufig fällt der letzte Vokal (a) weg, wenn das nachfolgende Wort mit einem Vokal beginnt.

Chemische und physikalische Größen

Größe	Symbol	Einheit	Bemerkungen / Bedingungen
Masse	m	g	-
Volumen	V	l (= 1dm ³)	(häufig: 1 ml = 1cm ³)

Silber

Stickstoff

Stoffmenge

tetra

Vokal

Wasserstoff

X

X

X

X

X

Volumen	v	LE (= Teilchen)	(Häufig. = Teilchen)
Teilchenzahl	N_A	--	= $6.023 \cdot 10^{23}$ "Stück" (Avogadro-Zahl).
Stoffmenge	$n(X)$	mol	Anzahl der Teilchen der Sorte X geteilt durch N_A .
molare Masse	$M(X)$	g/mol	= ist die Masse von N_A-Teilchen der Sorte X. Bei Molekülen ist die molare Masse die Summe der molaren Massen der im Molekül vorkommenden Atome (vorher mit der Häufigkeit multiplizieren!).
molares Volumen	V_M bzw. V_0	L/mol	= Volumen, das N_A -Teilchen bei Normalbedingungen einnehmen (22,4 L) unabhängig von der Teilchenart (z.B. unabhängig von der Teilchengröße). Faustregel: Bei Raumbedingungen beträgt V_M etwa 24,2 L

Normalbedingungen(Standard Temperatur and Pressure: STP):	Druck: $p_0 = 101,3$ kPa	Temperatur: $T_0 = 273,15$ K (entspricht 0°C)
Raumbedingungen (Standard Ambient Temperatur and Pressure SATP):	Druck: $p_0 = 101,3$ kPa	Temperatur: $T_0 = 298,15$ K (entspricht 25°C)

Stoffmenge = $\frac{\text{Masse}}{\text{molare Masse}}$	$n = \frac{m}{M}$	Einheit: mol
Stoffmenge = $\frac{\text{Volumen}}{\text{molares Volumen}}$	$n = \frac{V}{V_M}$	$n = \frac{V}{V_M} \cdot *$ *) besser:
Stoffmenge = Volumen · Konzentration	$n = c \cdot V$	Einheit: mol
(Stoffmengen-)Konzentration = $\frac{\text{Stoffmenge}}{\text{Volumen}}$	$c = \frac{n}{V}$	Einheit: $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$
Dichte (Massenkonzentration) = $\frac{\text{Masse}}{\text{Volumen}}$	$\rho = \frac{m}{V}$	Einheit: $\frac{\text{g}}{\text{mL}}$ b. Gasen: $\frac{\text{g}}{\text{L}}$

*) F ist der Volumenkorrekturfaktor. Er berücksichtigt den äußeren Luftdruck bzw den Partialdampfdruck des Wassers

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [01b Definitionen]

Begriffe



Styles

Format

Font

Size

Aggregatzustand	Einer der drei Zustände, in dem sich ein Stoff befinden kann: fest, flüssig oder gasförmig
Alkalimetall	Element der 1. Hauptgruppe im PS: Li, Na, K, Rb, Cs
Analyse	Trennung und (evtl. auch quantitative) Identifizierung von Stoffen
Anion	enthält mehr Elektronen als Protonen, ist negativ geladen, wandert zur Anode (Pluspol)
Atom	"kleinstes" Teilchen eines Elementes
Base	nimmt Protonen auf (Protonenakzeptor)
Destillation	Stofftrennung durch Verdampfen und wieder Kondensieren lassen
Dipol	Teilchen mit positiven und negativen Teilladungen ("Stange" dazwischen)
Dissoziation	Aufspaltung von Molekülen in Ionen
Edelgase	Element der 8. Hauptgruppe im PS: He, Ne, Ar, Kr, Xe; fast keine chemischen Reaktionen
Edukt	Ausgangsstoff für eine chemische Reaktion
Elektronegativität	Fähigkeit eines Atoms, bindende Elektronen näher zu sich zu ziehen
Elektron	Atomhüllenbaustein, negative Ladung (-1e), Masse: $0,911 \cdot 10^{-27}$ g, ca. $1/2000$ u
Element	besteht nur aus Atomen der gleichen Protonenzahl; ist im PSE eingetragen
endotherm	es wird Wärme vom System aufgenommen
exotherm	es wird Wärme vom System abgegeben
Halogen	Element der 7. Hauptgruppe im PS: F, Cl, Br, I
Hauptgruppe	Wichtige senkrechte Spalte im PSE
Hydroxidion	OH^- -Ion
Oxoniumion	H_3O^+ -Ion
Indikator	Anzeiger (häufig für pH-Werte)
Ion	geladenes Teilchen, entsteht durch Entfernen/Zufügen von Elektronen (Ladung oben rechts)
Isotope	Atome mit derselben Protonenzahl aber unterschiedlicher Neutronenzahl, also unterschiedlicher Masse

Aggregatzustand	<input checked="" type="checkbox"/>
Alkalimetall	<input checked="" type="checkbox"/>
Analyse	<input checked="" type="checkbox"/>
Anion	<input checked="" type="checkbox"/>
Atom	<input checked="" type="checkbox"/>
Base	<input checked="" type="checkbox"/>
Destillation	<input checked="" type="checkbox"/>
Dipol	<input checked="" type="checkbox"/>
Dissoziation	<input checked="" type="checkbox"/>
Edelgase	<input checked="" type="checkbox"/>
Edukt	<input checked="" type="checkbox"/>
Elektronegativität	<input checked="" type="checkbox"/>
Elektron	<input checked="" type="checkbox"/>
Element	<input checked="" type="checkbox"/>
endotherm	<input checked="" type="checkbox"/>
exotherm	<input checked="" type="checkbox"/>
Halogen	<input checked="" type="checkbox"/>
Hauptgruppe	<input checked="" type="checkbox"/>
Hydroxidion	<input checked="" type="checkbox"/>
Indikator	<input checked="" type="checkbox"/>
Ion	<input checked="" type="checkbox"/>
Isotope	<input checked="" type="checkbox"/>
Katalysator	<input checked="" type="checkbox"/>
Kation	<input checked="" type="checkbox"/>
Lauge	<input checked="" type="checkbox"/>
Lösung	<input checked="" type="checkbox"/>
Massenzahl	<input checked="" type="checkbox"/>
molare Masse	<input checked="" type="checkbox"/>
molares Volumen	<input checked="" type="checkbox"/>
	<input checked="" type="checkbox"/>

	neutronenzahl, also verschiedener masse.
Katalysator	Stoff, der eine Reaktion beschleunigt, am Ende aber unverändert bleibt
Kation	enthält mehr Protonen als Elektronen, ist positiv geladen, wandert zur Kathode (Minuspol)
Lauge	1. Synonym für Base 2. Lösung mit einem pH-Wert größer 7
Lösung	Stoffgemisch flüssig/flüssig, flüssig/fest oder flüssig/gasförmig
Massenzahl	in wesentlichen Summe der Protonen- und Neutronenmasse(im PS oben links am Elementsymbol)
Mol	chemischer Spezialbegriff für Stoffmenge, erleichtert Rechnen.1 mol enthält genau N_A -Teilchen
molare Masse	Masse von N_A Teilchen in g
Molekül	kleinstes Teilchen einer Verbindung , ausgenommen Ionenverbindungen
molares Volumen	Volumen von N_A gasförmigen Teilchen: 22,4 L bei Normalbedingungen
N_A	Avogadrozahl = $6.023 \cdot 10^{23}$ (= 602 300 000 000 000 000 000 000 = Sechshundertzweitrilliarden)
Neutron	Kernbaustein, keine Ladung, Masse: $1,675 \cdot 10^{-24}$ g, ca. 1 u
Oktettregel (Edelgasregel)	"8" Elektronen auf der äußersten Schale stellen einen sehr stabilen Zustand dar (Achtung: Erste Schale: nur 2 Elektronen !!)
Ordnungszahl	Anzahl der Protonen oder Anzahl der Elektronen eines Atoms(im PSE unten links am Elementsymbol)
Oxidation	Vorläufig: Aufnahme von Sauerstoff - besser: Abgabe von Elektronen
Periode	waagerechte Reihe im PSE
pH-Wert	negativer dekadischer Logarithmus der Oxoniumionenkonzentration (vor dem Logarithmieren in mol /L !)
Produkt	Ergebnis einer chemischen Reaktion
Proton	Kernbaustein, positive Ladung: (+ 1e), Masse : $1,673 \cdot 10^{-24}$ g,ca. 1 u Formel: H^+
Puffer	Stoff, dessen pH-Wert sich kaum ändert, wenn man Säure oder Lauge zugibt
Reaktion	ein chemischer Vorgang, bei dem neue Stoffe mit neuen Eigenschaften entstehen
Reduktion	Vorläufig: Abgabe von Sauerstoff; besser: Aufnahme von Elektronen
Salz	Verbindung aus Metall und einem oder mehreren Nichtmetallen
Säure	Gibt Protonen ab (Protonendonator)
sauer	Lösung mit einem pH-Wert kleiner 7
Suspension	Stoffgemisch mit Flüssigkeit, bei dem optisch unterschiedliche Teilchen erkennbar sind
Synthese	Herstellung von Verbindungen
Valenzelektron	Elektron auf der äußersten Schale
Verbindung	Stoff der sich nur durch chemische Reaktion weiter auftrennen lässt
van der Waals-Kräfte	sehr schwache intermolekulare Kräfte (zwischen Molekülen)

Molekül	—
Mol	X
N_A	X
Neutron	X
Oktettregel	X
Ordnungszahl	X
Oxidation	X
Oxoniumion	X
Periode	X
pH-Wert	X
Produkt	X
Proton	X
Puffer	X
Reaktion	X
Reduktion	X
Salz	X
sauer	X
Suspension	X
Synthese	X
Säure	X
Valenzelektron	X
van der Waals-Kräfte	X
Verbindung	X
Wertigkeit	X

Wertigkeit

ist die Anzahl H-Atome, die das Atom (die Gruppe) binden oder in einer Verbindung ersetzen kann

Autor: [Ka](#) Anmerkung: [Def](#)

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [02 Aggregatzustände / Teilchenmodell]

Begriffe

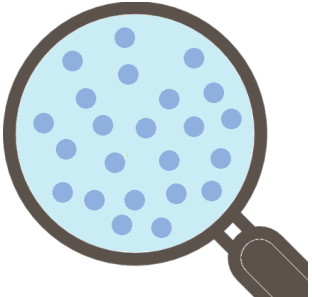
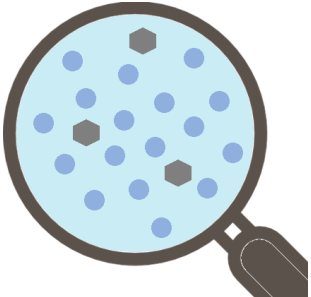
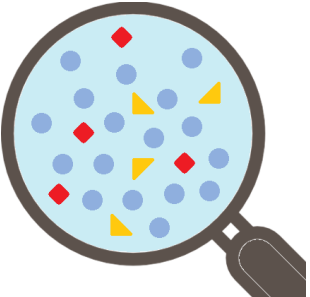


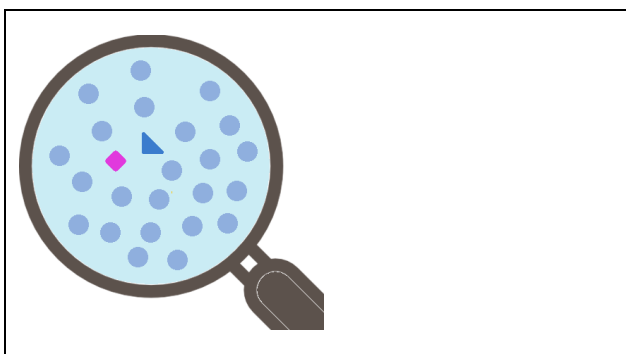
Teilchenmodell und Aggregatzustände

Schon die alten Griechen hatten die Idee, die John Dalton erst um 1800 n.Chr. wieder aufgriff: Jeder Stoff lässt sich solange **teilen**, bis physikalisch nicht mehr trennbare **Kleinste Teilchen** übrig bleiben.

Ein **Reinstoff** enthält nur **gleiche** kleinste Teilchen.

Ein **Gemisch** (früher auch: **Gemenge**) verschiedene kleinste Teilchen.

		
<p>Wasser gilt allgemein als Reinstoff:</p> <p>Es gibt nur eine Teilchensorte: Wassersteilchen</p>	<p>Klare Zuckerlösung enthält zwei unterschiedliche Teilchen: Wasser und Zuckerteilchen.</p>	<p>Eine durchsichtige Salzlösung enthält sogar drei verschiedene Teilchensorten. Wasser und 2 verschiedenen Salzteilchen, die Strom leiten .</p>



0-100 °C	<input type="checkbox"/>
> 100°C	<input type="checkbox"/>
Anziehungskraft	<input type="checkbox"/>
Beklopfen der Teilchen	<input type="checkbox"/>
Bewegungsenergie	<input type="checkbox"/>
festen Plätzen	<input type="checkbox"/>
fest	<input type="checkbox"/>
fliegen	<input type="checkbox"/>
flüssig	<input type="checkbox"/>
gasförmig	<input type="checkbox"/>
Gefrieren	<input type="checkbox"/>
Gemisch	<input type="checkbox"/>
I, III und V	<input type="checkbox"/>
II und IV	<input type="checkbox"/>
ist größer.	<input type="checkbox"/>
keine Anziehungskräfte	<input type="checkbox"/>
kinetische Energie	<input type="checkbox"/>
Kleinste Teilchen	<input type="checkbox"/>
Kondensieren	<input type="checkbox"/>
potenzielle Energie	<input type="checkbox"/>
Reinstoff	<input type="checkbox"/>
Resublimieren	<input type="checkbox"/>
Schmelzen	<input type="checkbox"/>
steigt nicht	<input type="checkbox"/>
steigt	<input type="checkbox"/>
Stärke der Bewegung	<input type="checkbox"/>
Sublimieren	<input type="checkbox"/>
teilen	<input type="checkbox"/>
Temperatur	<input type="checkbox"/>
	<input type="checkbox"/>

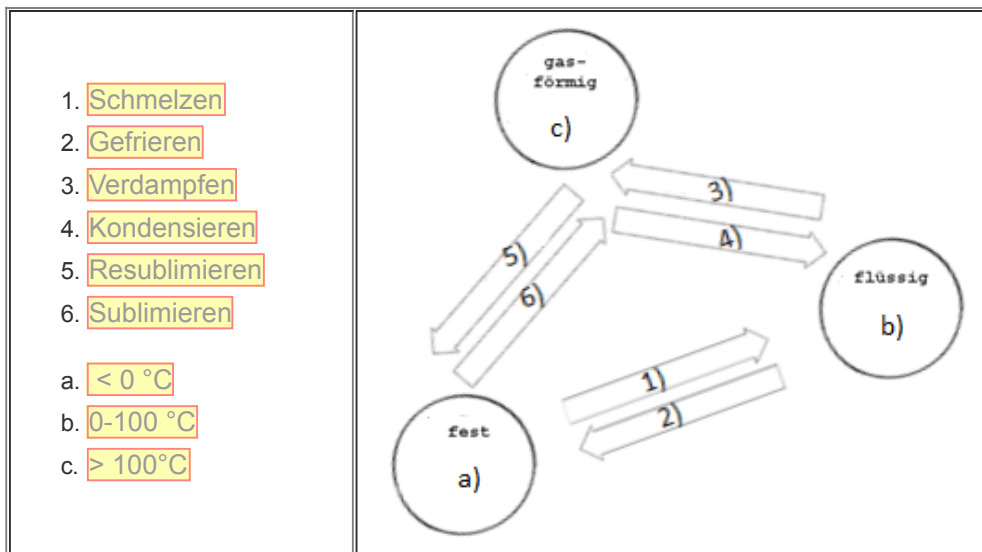
Verbänden	
Verdampfen	X
Wärme	X
< 0 °C	X

Nur für GenauhIngucker:
zwei von 10 Millionen „Reinwasserteilchen“
stoßen zusammen und bilden 2 weitere Teilchen,
die auch den Strom leiten.
Später werden sie wieder zu Wasser
Eigentlich ist Wasser deshalb "kein Reinstoff"!

Nach den Modellvorstellungen gibt es bei den kleinsten Teilchen zwei Arten von Energie:

1. Energie, beruhend auf der **Anziehungskraft** der Teilchen untereinander (**potenzielle Energie**.)
2. Die **Bewegungsenergie** der Teilchen (**kinetische Energie**)

Temperatur: Die Bewegungsenergie - nicht die Energie der Anziehung der Teilchen - äußert sich für uns als **Wärme**. Die **Temperatur** ist also nach dem Teilchenmodell ein Maß für die **Stärke der Bewegung** der kleinsten Teilchen.



Aggregatzustände und -änderungen beim Wasser

Modell der kleinsten Teilchen			
Name	fest	flüssig	gasförmig
Anziehung	Die Anziehungskräfte	Die Anziehungskräfte	Es gibt keine

	sind so groß, dass die Teilchen auf festen Plätzen sind.	sind gelockert aber noch da. Der Abstand der Teilchen ist größer.	Anziehungskräfte mehr. Energieübertragung durch Anstoßen an andere T. oder Wände.
Bewegung	Die kleinsten Teilchen "schwingen" nur um ihre Ruhelage. ("Zittern")	Die Teilchen bewegen sich einzeln aber meist in zusammenhaltenden Verbänden . Sie passen sich der Gefäßform an	Die Teilchen fliegen mit großer Geschwindigkeit und großem Abstand "regellos" gradlinig umher.

Verhalten der Stoffe bei Zufuhr von Wärmeenergie

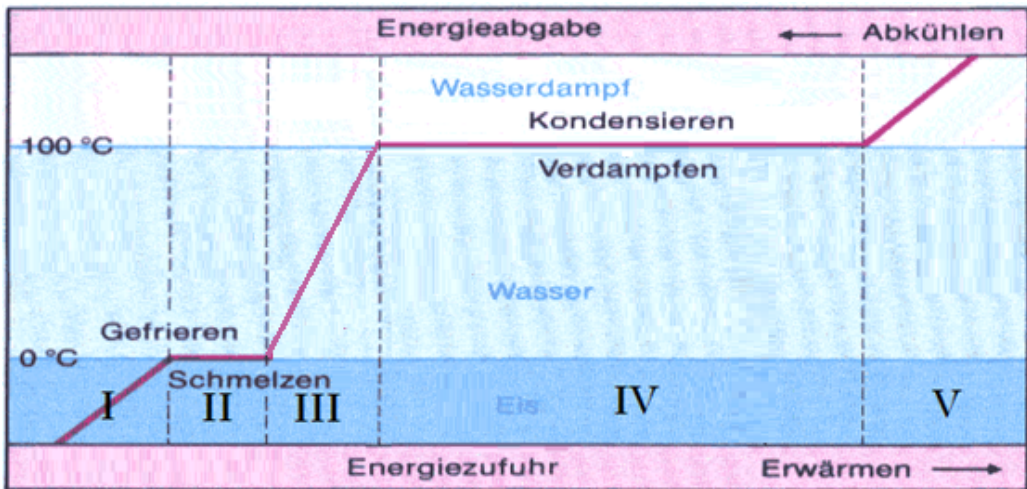
Die von außen zugeführte Wärmeenergie ("**Beklopfen der Teilchen**") wird in eine der beiden oben beschriebenen Energien umgewandelt. Man unterscheidet daher nur zwei Fälle:

1. Ohne Aggregatzustandsänderung

Die zugeführte Energie dient dazu, die **Bewegung** der Teilchen zu verstärken, die Temperatur **steigt** mit der Energiezufuhr. (Bereiche: **I, III und V**)

2. Nur Aggregatzustandsänderung

Die zugeführte Energie dient dazu, die **Anziehungskraft** der Teilchen zu vermindern bzw. aufzuheben, die Temperatur **steigt nicht** mit der Energiezufuhr; sie bleibt gleich! (Bereiche **II und IV**)



Lückentext Editor

neu öffnen speichern import export C >>

Lückentext: [03 namen von verbindungen]

Begriffe

B *I* U ~~S~~ x_2 x^2 I_x

Styles ▼ | Format ▼ | Font ▼ | Size ▼

Benennung von Verbindungen

"Vorname" (meist: Metall)	
Kation	
Ag ⁺	Silber-
Al ³⁺	Aluminium-
Ca ²⁺	Calcium-
Cu ²⁺	Kupfer-
Fe ³⁺	Eisen-
H ⁺	!!-hydrogen-!!
K ⁺	Kalium-
Mg ²⁺	Magnesium-
Na ⁺	Natrium-
NH ₄ ⁺	Ammonium-!!
Zn ²⁺	Zink-

"Nachname" (Nichtmetalle)Anion	
Br ⁻	-bromid
CO ₃ ²⁻	-carbonat
Cl ⁻	-chlorid
ClO ⁻	-hypochlorit
F ⁻	-fluorid
I ⁻	-iodid
MnO ₄ ⁻	-permanganat
NO ₂ ⁻	-nitrit
NO ₃ ⁻	-nitrat
O ²⁻	-oxid
OH ⁻	-hydroxid
PO ₄ ³⁻	-phosphat
S ²⁻	-sulfid
SO ₃ ²⁻	-sulfit
SO ₄ ²⁻	-sulfat

Namen sind Kombinationen von „Vor-“ und „Nachnamen“ unter Berücksichtigung der Ladungszahlen. Wenn es sich um eindeutige Verbindungen handelt, wird die Zahlsilbe häufig weggelassen.

Beispiele	
Ag ₂ O	(Di)Silberoxid
BaCl ₂	Barium(di)chlorid

Sonderfälle: Tivialnamen	
Wasser ((Di)Hydrogen(mono)oxid)	H ₂ O
Chlorwasserstoff (Hydrogenchlorid)	HCl

(Di)Kaliumcarbonat	X
(Di)Silberoxid	X
Al ³⁺	X
BaCl ₂	X
Br ⁻	X
C ₂ H ₅ OH	X
Ca(OH) ₂	X
Calciumcarbonat	X
Calcium	X
carbonat	X
Chlorwasserstoff	X
Cu ²⁺	X
Eisen	X
Essigsäure	X
F ⁻	X
H ⁺	X
H ₂ O	X
H ₂ SO ₄	X
H ₂ S	X
HCl(aq)	X
HNO ₂	X
hypochlorit	X
iodid	X
Kaliumnitrat	X
Kalium	X
Methan	X
Mg ²⁺	X
MnO ₄ ⁻	X
Na ₂ SO ₄	X
	X

CaCO ₃	Calciumcarbonat
Ca(OH) ₂	Calcium(di)hydroxid
K ₂ CO ₃	(Di)Kaliumcarbonat
NaCl	Natriumchlorid
NaHSO ₄	Natriumhydrogensulfat
Na ₂ SO ₄	(Di)Natriumsulfat
KNO ₃	Kaliumnitrat
NaOH	Natriumhydroxid

Salzsäure (= HCl in Wasser gelöst)	HCl(aq)
Natronlauge (= NaOH in Wasser gelöst)	NaOH(aq)
Ammoniak ((Tri)Hydrogennitrid)	NH ₃
Methan((Tetra)Hydrogencarbid)	CH ₄
Alkohol (Ethanol, Ethylalkohol)	C ₂ H ₅ OH
Essigsäure (Ethansäure)	CH ₃ CO ₂ H
Schwefelsäure ((Di)Hydrogensulfat)	H ₂ SO ₄
Schweflige Säure ((Di)Hydrogensulfit)	H ₂ SO ₃
Schwefelwasserstoff(-säure) ((Di)Hydrogensulfid)	H ₂ S
Salpetersäure (Hydrogennitrat)	HNO ₃
Salpetrige Säure (Hydrogennitrit)	HNO ₂
Phosphorsäure (Trihydrogenphosphat)	H ₃ PO ₄

NaCl	-
NaOH	X
Natriumhydrogensulfat	X
Natrium	X
Natronlauge	X
NH ₃	X
NH ₄ ⁺	X
nitrit	X
NO ₃ ⁻	X
OH ⁻	X
oxid	X
phosphat	X
Phosphorsäure	X
S ²⁻	X
Salpetersäure	X
Schweflige Säure	X
Silber	X
SO ₄ ²⁻	X
sulfit	X
Zink	X

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [03a Namen von Verbindungen (erw)]

Begriffe

B *I* U S x_2 x^2

Styles | Format | Font | Size

Benennung von Verbindungen (erweitert)

"Vorname" (meist: Metall) Kation	
Ag ⁺	Silber-
Al ³⁺	Aluminium-
Ba ²⁺	Barium-
Ca ²⁺	Calcium-
Co ²⁺	Cobalt-
Cr ³⁺	Chrom-
Cu ²⁺	Kupfer-
Fe ³⁺	Eisen-
H ⁺	!!-hydrogen-!!
K ⁺	Kalium-
Li ⁺	Lithium-
Mg ²⁺	Magnesium-
Mn ²⁺	Mangan-
Na ⁺	Natrium-
NH ₄ ⁺	Ammonium-!!
Ni ²⁺	Nickel-
Pb ²⁺	Blei-
Sn ²⁺	Zinn-
Sr ²⁺	Strontium-
Zn ²⁺	Zink-

"Nachname" (Nichtmetalle) Anion		"Nachname" Fortsetzung Anion	
Br	-bromid	I ⁻	-iodid
C ⁻ , C ₂ ²⁻	-carbid (auch: C ⁴⁻ , C ₃ ⁴⁻)	MnO ₄ ⁻	-permanganat
-HCO ₂ ⁻	-methanat (-formiat)	N ³⁻	-nitrid
-CH ₃ CO ₂ ⁻	-ethanat (-acetat)	NO ₂ ⁻	-nitrit
-C ₄ H ₄ O ₆ ²⁻	-tartrat	NO ₃ ⁻	-nitrat
CN ⁻	-cyanid	O ²⁻	-oxid
CO ₃ ²⁻	-carbonat	O ₂ ²⁻	-peroxid !
C ₂ O ₄ ²⁻	-oxalat	OH ⁻	-hydroxid
Cl ⁻	-chlorid	PO ₄ ³⁻	-phosphat
ClO ⁻	-hypochlorit	S ²⁻	-sulfid
ClO ₃ ⁻	-chlorat	SO ₃ ²⁻	-sulfit
ClO ₄ ⁻	-perchlorat	SO ₄ ²⁻	-sulfat
CrO ₄ ⁻	-chromat	S ₂ O ₃ ²⁻	-thiosulfat
Cr ₂ O ₇ ²⁻	-dichromat	S ₂ O ₈ ²⁻	-peroxodisulfat
F ⁻	-fluorid		
Fe(CN) ₆ ⁻	-hexacyanoferrat		
H ⁻	!!-hydrid !!		

!!-hydrid !!	X
!!-hydrogen-!!	X
(Di)Kaliumcarbonat	X
(Di)Silberoxid	X
Al ³⁺	X
Ammonium-!!	X
BaCl ₂	X
Barium	X
Blei	X
bromid	X
C ₂ H ₂	X
C ₂ H ₆	X
Ca(OH) ₂	X
Ca ²⁺	X
Calciumcarbonat	X
carbonat	X
CH ₃ CO ₂ H	X
CH ₃ OH	X
chlorat	X
chlorid	X
Chlorwasserstoff	X
chromat	X
Cobalt	X
Cr ³⁺	X
Ethanol	X
Ethen	X
Fe ³⁺	X
fluorid	X
H ₂ O	X
	X

Namen sind Kombinationen von „Vor-“, und „Nachnamen“ unter Berücksichtigung der Ladungszahlen. Wenn es sich um eindeutige Verbindungen handelt, wird die Zahlsilbe häufig weggelassen.

Beispiele	
Ag ₂ O	(Di)Silberoxid
BaCl ₂	Barium(di)chlorid
CaCO ₃	Calciumcarbonat
Ca(OH) ₂	Calcium(di)hydroxid
K ₂ CO ₃	(Di)Kaliumcarbonat
NaCl	Natriumchlorid
NaHCO ₂	Natriummethanat
NaCH ₃ CO ₂	Natriummethanat
NaHSO ₄	Natriumhydrogensulfat
Na ₂ SO ₄	(Di)Natriumsulfat
KNO ₃	Kaliumnitrat
K ₂ CrO ₄	(Di)Kaliumchromat
NaOH	Natriumhydroxid

Sonderfälle: Tivialnamen	
Wasser (Di)Hydrogen(mono)oxid	H ₂ O
Chlorwasserstoff (Hydrogenchlorid)	HCl
Salzsäure (= HCl in Wasser gelöst)	HCl(aq)
Natronlauge (= NaOH in Wasser gelöst)	NaOH(aq)
Ammoniak (Tri)Hydrogennitrid	NH ₃
Methan (Tetra)Hydrogencarbid	CH ₄
Methanol (Methylalkohol)	CH ₃ OH
Methansäure (Ameisensäure)	HCO ₂ H
Ethan	C ₂ H ₆
Ethen	C ₂ H ₄
Ethin	C ₂ H ₂
Ethanol (Ethylalkohol)	C ₂ H ₅ OH
Essigsäure (Ethansäure)	CH ₃ CO ₂ H
Schwefelsäure (Di)Hydrogensulfat	H ₂ SO ₄
Schweflige Säure (Di)Hydrogensulfit	H ₂ SO ₃
Schwefelwasserstoff(-säure) (Di)Hydrogensulfid	H ₂ S
Salpetersäure (Hydrogennitrat)	HNO ₃
Salpetrige Säure (Hydrogennitrit)	HNO ₂
Phosphorsäure (Trihydrogenphosphat)	H ₃ PO ₄

H ₂ SO ₃	
H ₃ PO ₄	X
HCl(aq)	X
HNO ₃	X
iodid	X
K ⁺	X
K ₂ CrO ₄	X
Kaliumnitrat	X
Kupfer	X
Lithium	X
Mangan	X
methanat	X
Methansäure	X
Methan	X
Mg ²⁺	X
Na ⁺	X
Na ₂ SO ₄	X
NaCH ₃ CO ₂	X
NaCl	X
Natriumhydrogensulfat	X
Natriumhydroxid	X
Natriummethanat	X
Natronlauge	X
NH ₃	X
Ni ²⁺	X
nitrat	X
nitrid	X
O ²⁻	X
peroxid !	X
phosphat	X
S ²⁻	X
Salpetrige Säure	X
Schwefelsäure	X
Schwefelwasserstoff	X

Silber	<input checked="" type="checkbox"/>
Sn ²⁺	<input checked="" type="checkbox"/>
Strontium	<input checked="" type="checkbox"/>
sulfit	<input checked="" type="checkbox"/>
tartrat	<input checked="" type="checkbox"/>
thiosulfat	<input checked="" type="checkbox"/>
Zn ²⁺	<input checked="" type="checkbox"/>
MnO ₄ ⁻	<input checked="" type="checkbox"/>
NO ₂ ⁻	<input checked="" type="checkbox"/>
OH ⁻	<input checked="" type="checkbox"/>
S ₂ O ₈ ²⁻	<input checked="" type="checkbox"/>
SO ₄ ²⁻	<input checked="" type="checkbox"/>

Autor: [Ka](#) Anmerkung: [Verbindungen](#)

Lückentext Editor

neu öffnen speichern import export C >>

Lückentext: [04 Atommodelle 1]

Begriffe

Styles | Format | Font | Size

Wie sind Atome aufgebaut? (vereinfacht)

Modell:

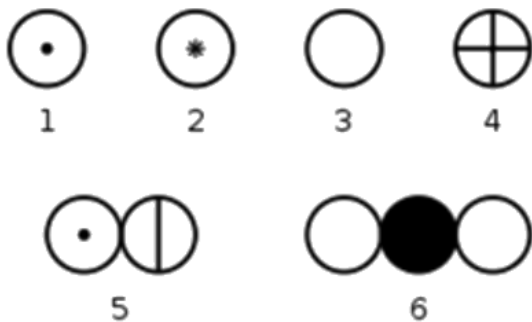
Man macht sich ein Modell von Dingen, die man nicht anfassen oder sehen kann, um sich diese **besser vorstellen** zu können. Modelle haben aber fast immer einen **Haken**.

Demokrit

war im alten Griechenland ein Denker – kein **Experimentator**. Er dachte: Jeder Stoff lässt sich solange teilen, bis die Teilchen so klein sind, dass sie nicht mehr teilbar sind. Atomos (gr.) heißt **unteilbar**.

Dalton

Reinstoffe können Verbindungen sein oder aber mit (damaligen chemischen Mitteln) nicht mehr aufzutrennende Elemente. Jedes Element besteht aus kleinsten, nicht teilbaren Teilchen, den Atomen. Die Atome eines Elementes sind jeweils untereinander gleich, haben die **gleiche Größe** und gleiche **Masse**.



Elementschreibweise nach Dalton
 1 = Wasserstoff, 2 = Magnesium,
 3 = Sauerstoff, 4 = Schwefel,
 5 = Ammoniak 6 = Kohlendioxid
 (aus Wikipedia)

Bei chemischen Reaktionen ändern sich die Atome **nicht**, sie ordnen sich neu in kleinen Zahlenverhältnissen, sodass neue, aber (chemisch) wieder teilbare Stoffe (**Verbindungen**) entstehen z.B. Natriumchlorid aus Natrium und Chlor (**1:1**) Wasser aus Wasserstoff und Sauerstoff (**2:1**) Ammoniak aus Stickstoff und Wasserstoff (**1:3**).

Thomson

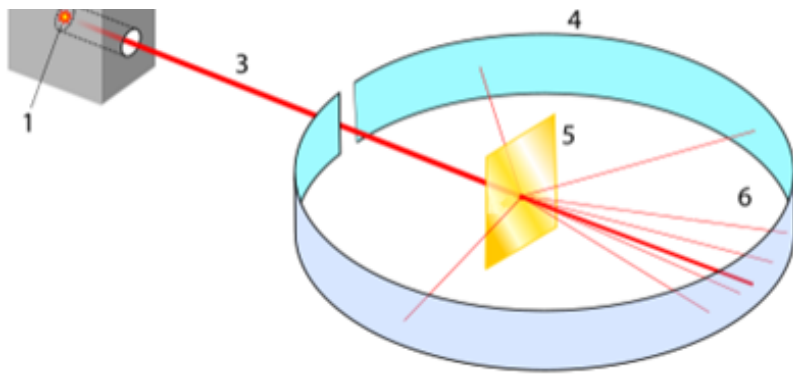
entdeckte, dass sich Atome doch teilen lassen Mit der Kathodenstrahlröhre (ähnlich wie in Oszilloskopen oder alten Fernsehern) erzeugte er einen Strahl negativer Teilchen, die sich ablenken ließen, die **Elektronen**. Er nahm an, dass die sich, wie die positiven Teilchen, irgendwie im Atom verteilen. Das Ergebnis ist das **Rosinenkuchenmodell**

Rutherford

beschoss eine **dünne Goldfolie (5)** mit einem Strahl aus positiv geladenen Heliumteilchen (3).



(2) Bleiabschirmung	<input type="checkbox"/>
(2:1)	<input type="checkbox"/>
1 Teilchen	<input type="checkbox"/>
1:1	<input type="checkbox"/>
1:3	<input type="checkbox"/>
3 km	<input type="checkbox"/>
besser vorstellen	<input type="checkbox"/>
dünne Goldfolie (5)	<input type="checkbox"/>
Elektronen	<input type="checkbox"/>
Experimentator	<input type="checkbox"/>
gleiche Größe	<input type="checkbox"/>
Haken	<input type="checkbox"/>
Hülle(8)	<input type="checkbox"/>
kleinen Kern(7)	<input type="checkbox"/>
leer	<input type="checkbox"/>
Masse	<input type="checkbox"/>
nicht richtig	<input type="checkbox"/>
nicht	<input type="checkbox"/>
Rosinenkuchenmodell	<input type="checkbox"/>
ungehindert	<input type="checkbox"/>
unteilbar	<input type="checkbox"/>
Verbindungen	<input type="checkbox"/>

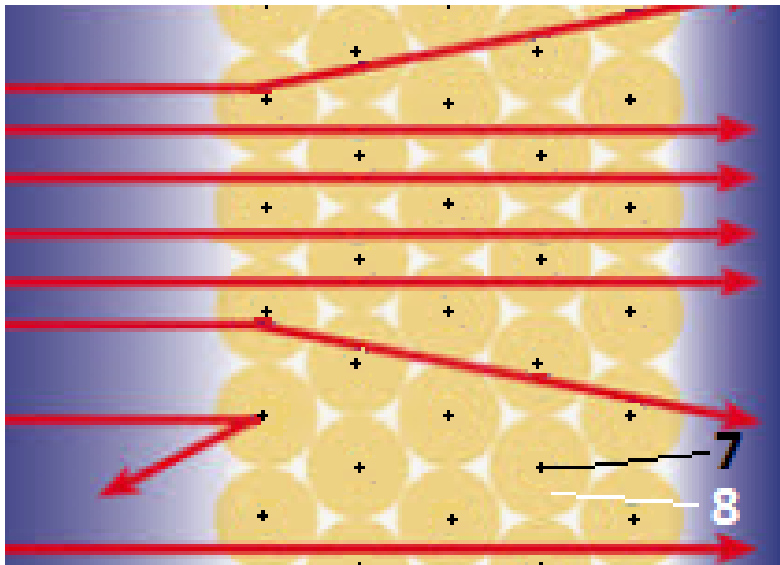


Streuversuch“ nach Rutherford

(1) radioaktive Quelle (2) Bleiabschirmung (4) fotografischer Schirm

Überraschenderweise wurde von 100.000 Teilchen nur 1 Teilchen abgelenkt (6) oder reflektiert. 99.999 flogen ungehindert hindurch.

Daraus folgerte er:



A Ein Atom ist überraschend fast ganz leer.

B. Fast die gesamte Masse des Atoms befindet sich im kleinen Kern(7) und der ist positiv geladen.

C. Da Atome nach außen neutral sind, ist das "Nichts" um den Atomkern negativ, er nennt es Hülle(8). Sie hat fast keine Masse. Da müssen die Elektronen sein, die zusammen genauso viel negative Ladung besitzen, wie der positive Kern

Achtung Größenvergleich!!

Die Zeichnungen – auch die in den Schulbüchern – geben die Größenordnungen nicht richtig wieder. Beispiel: Wäre der Kern so groß wie ein Tennisball, dann wäre die Hülle ungefähr 3 km groß. Das ist unvorstellbar. Volumenmäßig besteht ein Atom praktisch aus "Nichts".

Lückentext Editor

neu öffnen speichern import export C >>

Lückentext: [04a Atommodelle 2]

Begriffe

Atommodelle Fortsetzung

Mit weiteren Experimenten zur Radioaktivität konnte man feststellen, wie der **Atomkern** aufgebaut ist. Er besteht aus positiv geladenen **Protonen** (Masse **1 u**) und neutralen **Neutronen** (Masse **ebenfalls 1 u**).

Alle Atome mit der gleichen Protonenzahl gehören zu ein und demselben Element. **Isotope** sind Atome eines Elementes, die **gleichviele** Protonen, aber **verschieden viele** Neutronen besitzen.

Für uns gibt es drei Bausteine, aus denen ein Atom aufgebaut ist:

	Elektron	Proton	Neutron
Zeichen	e ⁻	p ⁺	n
Masse in u	0,0005	1,0073	1,0087
Ladung	-1	+1	0
Gemeinsam:	gleich große, aber entgegengesetzte Ladung		fast gleiche Masse

Darstellungsweise:

Atommasse (in u) (27) Summe von Protonen (13) und Neutronen (14)	Entspricht der molaren Masse in g/mol
--	---------------------------------------



Ordnungszahl	= Anzahl der Elektronen (13)
---------------------	-------------------------------------

- +1
- 1
- 0
- 1 u
- 105°
- 4 Elektronenpaaren
- Abstand
- abstoßen
- Aufenthaltsraum
- ausschließlich
- Bindungselektronen
- ebenfalls 1 u
- Elektronenpaar
- Elektronen
- Energien
- fast gleiche Masse
- Geschwindigkeit
- gleichviele
- Hanteln
- Isotope
- Kräftegleichgewicht
- Ladung
- leuchten
- Linie
- Masse
- mitbenutzt
- Neutronen
- n
- Oktettregel
-

Kernladungszahl

= Anzahl der **Protonen** (13)

Das Atommodell nach Bohr (Zwiebelschalenmodell)

Linienspektren

Legt man an sogenannte Gasentladungsröhren Spannung an, beginnt das Gas z.B. Wasserstoff zu **leuchten**. In einem Spektroskop erscheint kein Spektrum wie beim Regenbogen, sondern nur einzelne Linien, die bestimmten **Energien** zugeordnet werden können.

Nils Bohr

Da die Elektronen negativ sind und der Kern positiv ist, müssten sie sich eigentlich anziehen, bis sie sich vereinigen. Aus den Linienspektren schloss Bohr: Die Elektronen bewegen sich nicht regellos in der Hülle, sondern **ausschließlich** auf **ganz bestimmten** Bahnen um den Atomkern, ähnlich wie die Planeten um die Sonne.



Es gibt ein **Kräftegleichgewicht** zwischen der

- **elektrischen Anziehungskraft**, bestimmt durch die **Ladung** und den **Abstand** und der
- **Abstoßungskraft** (beruhend auf der Bewegung) der Elektronen, bestimmt durch deren **Masse** und **Geschwindigkeit**.

Die Bahnen - räumlich letztendlich Schalen - wie bei einer **Zwiebel**, können nur eine ganz bestimmte Anzahl von Elektronen aufnehmen. Das „Springen“ eines Elektrons von einer Bahn zur anderen entspricht der Energie einer bestimmten **Linie** im Linienspektrum.

Auf eine Bahn mit kleinem Radius passen nur **wenige** Elektronen, weil sie sich auf Grund **gleicher Ladung** gegenseitig **abstoßen**. Auf die innerste Schale **passen nur 2**, auf die zweite **8 Elektronen**. Die Maximalzahl (Z) auf einer Schale ist: $Z = 2 \cdot n^2$ (n ist Nummer der Schale)

Das Elektronenpaar-Abstoßungsmodell

Der größte Nachteil des Modells nach Bohr ist, dass es nicht erklären kann, wieso z. B. im **Wasser** ein **Bindungswinkel** von ca. **105°** auftritt.

Nach der Heisenbergschen Unschärferelation kann man Ort und Geschwindigkeit eines Elektrons nicht gleich genau angeben, sondern eher einen **"Aufenthaltsraum"**, in dem sich das Elektron mit großer (90%) **Wahrscheinlichkeit** befindet.

Der kleinste solcher Räume hat Platz für genau zwei Elektronen (**Elektronenpaar**).

Die Form solcher Räume wird durch Kugeln, **Hanteln** oder "Luftballons" veranschaulicht. Valenzelektronen und Edelgasregel haben auch hier ihre Gültigkeit.

Regeln:

passen nur 2

Protonen

Protonen

Punkt

Strich

Summe

Tetraeders

Wasser

—

X

X

X

X

X

X

X

1. Die "Räume" einer Stufe ordnen sich geometrisch besonders **weit voneinander** entfernt an, da sich die Elektronen aufgrund ihrer gleichen Ladung **abstoßen**. Bei den sogenannten Hauptgruppenelementen ist die Zahl der Elektronen auf der äußeren Schale maximal 8 (**Oktettregel**). Dies entspricht **4 Elektronenpaaren**, die sich so ausrichten, dass sie in die Ecken eines **Tetraeders** zeigen.

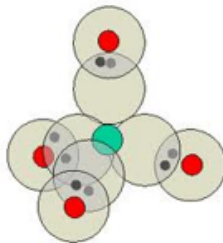
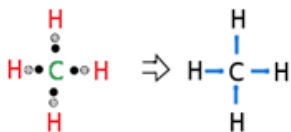
2. Um die Edelgasregel zu erfüllen, wird ein teilweise besetzter Raum von einem Elektron eines zweiten Atoms, das ebenfalls einen teilweise besetzten Raum hat, **mitbenutzt** (Bildung eines neuen Aufenthaltsraumes aus zwei teilweise besetzten Aufenthaltsräumen).

Solche **Bindungselektronen** "zählen" doppelt.

Schreibweise: **Elektron als Punkt**, **Elektronenpaar als Strich**.

Elektronenpaarabstoßungsmodell: **Methan CH₄**

Grün: C Atom mit 4 (schwarzen) Elektronen -
Rot: H Atome mit jeweils 1 (grauen) Elektron



Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [11 Alkalimetalle]

Begriffe



Die 1. Hauptgruppe des Periodensystems

Alkalimetalle:

Lithium, Li; **Natrium**, Na; Kalium, K; Rubidium, Rb; Cäsium, Cs;
(Francium, Fr)

und: **Wasserstoff**, (H)

Charakteristisches

Die Alkalimetalle sind silberhell glänzende **Metalle**, die im Vergleich zu anderen Metallen sehr weich sind.

Die Atome haben in der äußersten Elektronenschale **ein** Valenzelektron, welches sie bereitwillig **abgeben**. Sie bilden dann ein einfach positives Ion (**Kation**).

Alkalimetalle lassen sich sehr leicht oxidieren (geben leicht Elektronen ab) und sind somit starke **Reduktionsmittel**. Wegen der metallischen Bindung (Elektronengas im Metallgitter) **leiten** sie den Strom.

Sie müssen alle unter Petroleum bzw. abgeschmolzen aufbewahrt werden, da sie mit Sauerstoff oder Wasser sofort reagieren.

Reaktionsbeispiel: $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$

Alkalimetall-Halogen-Verbindungen, sowie Alkalimetall-Oxid-Verbindungen sind Salze.

Sie lassen sich in Verbindungen sehr gut durch ihre typische Flammenfärbung nachweisen (Lithium [karminrot], Natrium [**gelb**], Kalium [violett], Rubidium [rot], Cäsium [blau]).

Die Schmelz- und Siedetemperaturen nehmen vom Lithium hin zum Cäsium **ab**.

In der gleichen Richtung nimmt die Reaktivität zu Sauerstoff und Wasser **zu**.

Vorkommen

Alkalimetalle kommen sehr häufig auf der Erde vor. Sie sind aber nicht **elementar** vorhanden, sondern liegen als lösliche oder ungelöste Salze vor.

- Lithium: Silicatische Gesteine z.B. $\text{Li}(\text{AlSi}_4\text{O}_{10})$
- Natrium: **NaCl** im Meerwasser und in Salzstöcken, **Na₂CO₃** in Soda aus Meeres-Pflanzenasche
- Kalium: **KCl** (Sylvin), $\text{K}(\text{AlSi}_3\text{O}_8)$ (Kalifeldspat), **K₂CO₃** in Soda aus Land-Pflanzenasche
- Rubidium und Cäsium (selten): RbCl und CsCl in Bad Dürkheimer Mineralwasser

Darstellung

Natrium: Natrium wird mit dem Castnerverfahren (alt) oder mit dem Downsverfahren hergestellt: Beim Castnerverfahren wird festes Natriumhydroxid NaOH geschmolzen und elektrolysiert.

abgeben	X
ab	X
ein	X
elementar	X
Gas	X
gelb	X
H ₂	X
Kation	X
Knallgasreaktion	X
leiten	X
Metalle	X
Metall	X
Methan	X
molekularer	X
Natrium	X
Proton	X
Reduktionsmittel	X
Schmelzflusselektrolyse	X
Wasserstoff	X
Wasser	X
zu	X

Dabei entstehen Natrium und Sauerstoff.

Beim Downsverfahren wird NaCl geschmolzen und elektrolysiert. Dabei wird CaCl_2 hinzugesetzt, um den Schmelzpunkt des Natriumchlorids herabzusetzen.

Kalium und Lithium kann man ähnlich durch **Schmelzflusselektrolyse** gewinnen.

Rubidium und Cäsium: Gewinnung im Labor unter Hochvakuum aus Rubidiumchlorid bzw. Cäsiumchlorid mit Calcium.

Verwendung

Lithium: Legierungen mit anderen Metallen als Leichtmetalle im Flugzeugbau, beim Panzerbau und in der Raumfahrt;
 Li_2CO_3 für Emaille und Porzellan, sowie Spezialgläser;
 LiOH zur Adsorption von CO_2 .

Natrium:

NaCl Kochsalz, Streusalz;

NaOH zur Herstellung von Seife, Cellulose, Viskose, Reinigungsmittel (Rohrfrei);

Na_2CO_3 Waschmittel, Papierherstellung etc.;

NaHCO_3 (Natriumhydrogencarbonat) Backpulver, Brausepulver und Feuerlöscher;

NaNO_3 (Natriumnitrat) als Dünger;

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (Glaubersalz) Abfuhrmittel;

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (Natriumthiosulfat) "Wärmekissen";

Kalium:

KNO_3 (Kaliumnitrat) Salpeter zur Herstellung von Schwarzpulver;

KCl Kalidünger;

KO_2 (Kaliumdioxid!) adsorbiert CO_2 unter O_2 -Bildung (Atemgeräte).

Wasserstoff

Das Element Wasserstoff steht ebenfalls in der 1. Hauptgruppe, aber das Element ist kein **Metall**. Es hat mit den Alkalimetallen gemeinsam, dass es ebenfalls nur ein Valenzelektron besitzt.

Es ist ein farb- und geruchloses **Gas** und das chemische Element mit der kleinsten Dichte. Das häufigste Isotop besteht aus nur einem **Proton** und einem Elektron. Unter den Bedingungen, die normalerweise auf der Erde herrschen, kommt dieses Element nicht atomar (H) vor, sondern tritt als **molekularer Wasserstoff** (H_2) auf.

Der größte Anteil irdischen Wasserstoffs kommt in der Verbindung **Wasser** vor. Das Element kommt aber auch in allen Lebewesen, in Erdöl, Erdgas und in vielen Mineralien vor. Andere natürliche Vorkommen sind Gase, beispielsweise das **Methan** (CH_4).

Wasserstoff ist wenig reaktiv. Bei hohen Temperaturen wird das Gas reaktionsfreudig und geht mit Metallen und Nichtmetallen gleichermaßen Verbindungen ein.

die **Knallgasreaktion** $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

und die Chlorknallgasreaktion $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [12 Erdalkalimetalle]

Begriffe



Die Elemente der 2. Hauptgruppe des Periodensystems, die Erdalkalimetalle:

Beryllium (Be), **Magnesium** (Mg), Calcium (Ca), Strontium (Sr), **Barium** (Ba) und Radium (Ra).

Charakteristik

Die Atome dieser Elemente haben **zwei** Valenzelektronen, die sie leicht abgeben und dadurch zu zweifach positiv geladenen Ionen (Kationen) werden. Infolge ihrer hohen **Reaktivität** kommen die Erdalkalimetalle in der Natur nicht gediegen (elementar), sondern nur gebunden in Form ihrer Salze vor. Einige Erdalkalimetalle zeigen eine Flammenfärbung wie Calcium (ziegelrot), Strontium (karminrot) und Barium (**fahlgrün**). Die Schmelztemperatur nimmt vom Be hin zum Ra **ab**. Die Reaktivität mit Sauerstoff oder Wasser nimmt vom Mg zum Ra **zu**, während das Be mit diesen Stoffen keine Reaktion zeigt. Strontium und Barium müssen unter Petroleum aufbewahrt werden.

Vorkommen:

Beryllium ist ein sehr seltenes Element, hat seinen Namen vom Edelstein **Beryll**. Der Smaragd ist ein chromhaltiger Beryll, der Aquamarin ist durch Eisenverbindungen gefärbt.

Calcium ist ein silberglänzendes Leichtmetall und kommt in der Natur in vielen Mineralien wie z.B. **Kalkstein**, Marmor, Kreide und Gips vor.

Magnesium, Strontium und Barium kommen hauptsächlich als Carbonate und Sulfate vor.

Herstellung:

Die Herstellung der Erdalkalimetalle erfolgt durch die Schmelzflusselektrolyse oder auf dem Wege der Reduktion von Erdalkalimetallverbindungen mit Hilfe starker Reduktionsmittel (Mg oder Al).

Einzelne Erdalkalimetallverbindungen:

Beryllium:

Be ist sehr hart und hitzebeständig, wird in **Atomreaktoren** und als Hitzeschild für Raumfahrzeuge verwendet.

Calcium:

Zwei typische Reaktionen des Calciums sind die Reaktionen mit Sauerstoff zu Calciumoxid und die mit Wasser zu Calciumhydroxid und Wasserstoff.

Calciumcarbid (CaC₂) ist ein Salz.

- Herstellung von Ethin (Acetylen) durch Hydrolyse:
$$\text{CaC}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + \text{Ca(OH)}_2$$
- Entschwefelung von Rohstahl

ab	X
Anspitzer	X
Atomreaktoren	X
Barium	X
Beryll	X
CaCO ₃ ,	X
Düngemittel	X
fahlgrün	X
Feuerwerkskörpern	X
Flugzeugbau	X
Gips	X
Kalkstein	X
Kontrastmittel	X
Lebensmittelzusatzstoff	X
Magnesium	X
permanente	X
radioaktiv	X
Reaktivität	X
temporäre	X
verhindert	X
zu	X
zwei	X

Calciumoxalat (CaC_2O_4) ist Hauptbestandteil von Nierensteinen.

Calciumcarbonat (CaCO_3 ; Kalk, Marmor, Kreide, Dolomit)

Wasserhärte

In kohlendioxidhaltigem Wasser (im Volksmund: Kohlensäure) lösen sich auf dem Weg durch das Gestein vor allem CaCO_3 und MgCO_3 sowie auch CaSO_4 und MgSO_4 . Die Lösung dieser Salze bestimmt den Härtegrad des Wassers.

Lösen in der Kälte: $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{HCO}_3^-$ (Bildung der Carbonathärte)

Die sogenannte **temporäre** Härte (Carbonathärte) verschwindet beim Erhitzen aus dem Wasser. Es scheiden sich CaCO_3 (und MgCO_3) ab.

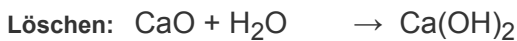
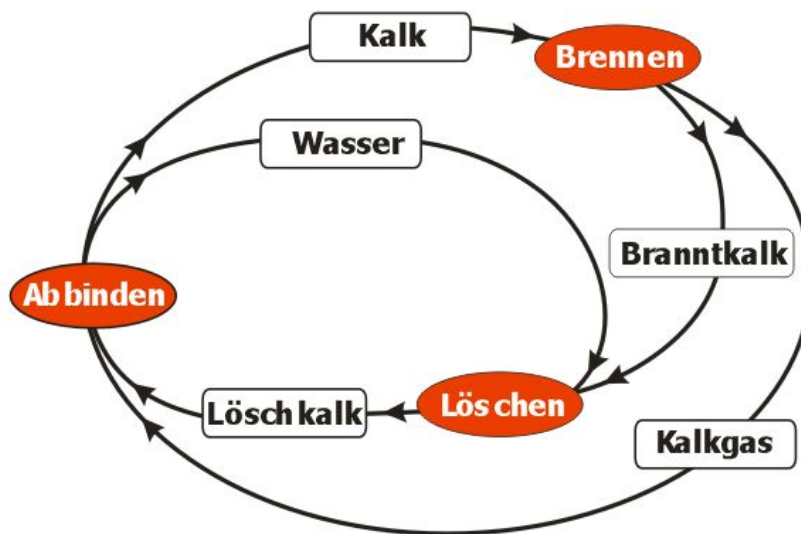
In der Hitze: $\text{Ca}^{2+} + 2 \text{HCO}_3^- \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (Kalk scheidet sich ab).

Die **permanente** Wasserhärte (Alkali-, Erdalkali-, Chlorid und Sulfationen) bleibt auch in heißem Wasser in Lösung.

Wenn Wasser verdunstet, bleiben alle gelösten Stoffe als fester Rückstand ("Kalkflecken").

"Kalkseife" Erdalkalimetallionen, insbesondere von Ca^{2+} und Mg^{2+} , können mit Seife unlösliche Verbindungen bilden. Dadurch wird die Waschwirkung der Seifen **verhindert**.

Der technische Kalkkreislauf



Caliumsulfat (**Gips**; $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) in der Natur als Gipsstein, entsteht auch in großen Mengen bei der Rauchgasentschwefelung.

Er wird beim Erhitzen zum Halbhydrat ($\text{CaSO}_4 \cdot 0,5 \text{H}_2\text{O}$). Durch Versetzen des Halbhydrats mit Wasser (Hydratation - Einbau von Wassermolekülen in das Kristallgitter) erhält man zunächst einen streich- und gießfähigen Brei. Es entsteht wieder Gips. Dieser versteift sich und erhärtet nach und nach unter Volumenvergrößerung.

Bei zu hohem Erhitzen 120°C - 180°C zum Anhydrit (CaSO_4). Anhydrit nimmt kein Wasser

mehr auf („totgebranter“ Gips).

Kalkstickstoff (CaCN_2) **Düngemittel**

Magnesium:

Magnesium ist ein silberglänzendes Leichtmetall. Magnesiumlegierungen werden besonders im **Flugzeugbau** wegen Ihrer Leichtigkeit verwendet. An der Luft überzieht sich das unedle Magnesium mit einer dünnen, luftundurchlässigen Oxidschicht, die das darunterliegende Metall vor weiterer Oxidation schützt.

Verwendung: **Anspitzer**, Unterwasserfackel

MgO (Magnesia), Säureregulator und Trennmittel (**Lebensmittelzusatzstoff** E 530); im Turnsport als Antitranspirator.

Strontium und Barium

Ihre Verbindungen haben eine wichtige Bedeutung bei der Fabrikation von **Feuerwerkskörpern**,

Bariumoxid BaO ist ein wichtiger Bestandteil von Gläsern für Monitore

Bariumsulfat BaSO_4 in der Medizin dient das im Körper unlösliche Bariumsulfat als

Kontrastmittel bei Ultraschallaufnahmen insbesondere des Nieren- und Harnbereiches.

Radium

Dieses Metall ist **radioaktiv** und wurde vom Ehepaar Curie 1898 in der Pechblende entdeckt und 1910 erstmals von Marie Curie hergestellt. Es ist ein weiß glänzendes Schwermetall. An der Luft wird es durch Bildung von Radiumnitrid Ra_3N_2 rasch schwarz. Mit Wasser reagiert es ähnlich wie die Alkalimetalle ($\text{Ra} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ra}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$).

In Verbindungen verhält sich das Radium ähnlich wie das Barium.

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [13 Borgruppe]

Begriffe



Die Elemente der Borgruppe - 3. Hauptgruppe des Periodensystems

Bor (B), Aluminium (Al), Gallium (Ga), Indium (In), Thallium (Tl)

Charakteristisch

Die Atome der 3. Hauptgruppe besitzen drei Valenzelektronen, die abgegeben werden können. Dann entstehen meist dreifach positive Kationen. Bei sehr niedrigen Temperaturen leiten Aluminium, Gallium, Indium und Thallium den elektrischen Strom ohne Widerstand (Supraleiter). Während Bor überwiegend nichtmetallische Eigenschaften aufweist, sind Aluminium, Gallium, Indium und Thallium Metalle. Sie werden auch Erdmetalle genannt. Aluminium ist nach Eisen das zweitwichtigste Gebrauchsmetall, sein großer Vorzug gegenüber Eisen und Stahl ist seine geringe Dichte.

Die Siedetemperaturen werden vom Bor (3930°C) bis zum Thallium (1483°C) kleiner.

Die Dichte und die elektrische Leitfähigkeit werden in umgekehrter Richtung größer.

Vorkommen

Der prozentuale Anteil der Borgruppenelemente an der Erdkruste beträgt etwa 7,4 %. Die Elemente treten nie elementar auf. Man findet sie nur in Form von Verbindungen (meist Oxide bzw. Hydroxide). Das Aluminium ist mit 7,4 % an der Erdkruste dort das häufigste Element. Die anderen Elemente dieser Gruppe sind mit nur etwa 0,074 % dort beteiligt.

Wichtige Vorkommen dieser Elemente sind der Bauxit, der Korund und der Rubin (alles Mineralien).

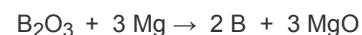
Das Vorkommen, die Herstellung und die sauerstoffhaltigen Eigenschaften werden bei den einzelnen Elementen erwähnt.

Bor

kommt in der Natur nur in Verbindungen vor. Beispiel Borax: $\text{Na}_2[\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4] \cdot 8\text{H}_2\text{O}$

Die schwarzen Borkristalle sind sehr hart, glänzen metallisch, haben aber nur eine geringe elektrische Leitfähigkeit aufgrund der kovalenten Bindungen.

Bor wird durch Reduktion von Bortrioxid B_2O_3 mit Magnesiumpulver hergestellt.



Borverbindungen finden vielfältige Anwendungen in verschiedenen Industriezweigen. Die Waschmittelindustrie verwendet Borverbindungen wie Natriumperborat in großtechnischen Maßstab als Bleichmittel. Die Glasindustrie nutzt Bor in Form seiner Boraxverbindungen für die Produktion von Gläsern und Keramiken mit hoher Chemikalienresistenz und Temperaturwechselbeständigkeit. Elementares Bor spielt in der Halbleiterindustrie eine Rolle. Borcarbid weist eine hohe Härte auf und wird als Schleifmittel verwendet.

Aluminiumoxid	X
Aluminium	X
Aluminium	X
Aluminium	X
aluminothermisches	X
Bauxit	X
Borax	X
Borgruppenelemente	X
Dichte	X
drei	X
Eisenbahnnetz	X
essigsäure Tonerde	X
Gebrauchsmetall	X
Glasindustrie	X
Halbleiter	X
Indium	X
nichtmetallische	X
niedrig	X
Oxidschicht	X
Schienen	X
Schleifmittel	X
Schmelzflusselektrolyse	X
Supraleiter	X
Wasserstoffbildung	X
Zonenschmelzen	X

Aluminium

Vorkommen und Herstellung

Al ist das häufigste Metall in der Erdkruste (99,94 %). Es kommt in Mineralien, die in der Hauptsache Aluminiumoxid enthalten, wie Korund und Rubin vor. Grundlage der Aluminiumproduktion ist der Bauxit, ein Gemisch aus Al_2O_3 und $\text{AlO}(\text{OH})$, der mit Kryolith (Na_3AlF_6) einer **Schmelzflusselektrolyse** unterzogen wird. Die Al-Gewinnung benötigt in Deutschland so viel Strom wie das gesamte Schweizer **Eisenbahnnetz**!

Eigenschaften

Das Aluminium ist ein sehr reaktionsfreudiges unedles Metall. Bei dem Thermitverfahren (**aluminothermisches** Verfahren) dient es z.B. zur Reduktion von Eisenoxid. Bei Reaktionstemperaturen von mehr als $2000\text{ }^\circ\text{C}$ fällt flüssiges Eisen an, das zum Verschweißen z. B. von **Schienen** verwendet wird.

Mit sehr elektronegativen Elementen wie Fluor, Sauerstoff und Stickstoff bildet Aluminium Salze; mit den etwas elektropositiveren Elementen Chlor, Brom, Schwefel, Phosphor, Kohlenstoff, Iod und Wasserstoff werden salzartige bis kovalente Verbindungen gebildet.

Verwendung

Aluminium ist dank seiner **Oxidschicht** ein luft- und wasserbeständiger Werkstoff. Durch das Eloxalverfahren wird die Schicht noch dicker. Dagegen wird Al von verdünnten Säuren und Laugen unter **Wasserstoffbildung** angegriffen. Aluminium wird wegen der geringen Dichte im Leichtmetallbau eingesetzt. Heutiges "Stanniol"-Papier (also eigentlich: Zinn-Folie) besteht aus **Aluminium**.

Aluminiumoxid (Al_2O_3) wird in der Technik als Trägermaterial für Katalysatoren verwendet und dient zur Herstellung von Schleif- und Poliermitteln. Aus Schmelzen von Aluminiumoxid und kleinen Mengen an Metalloxiden lassen sich künstliche Rubine und Saphire gewinnen. Basisches Aluminiumacetat $\text{Al}(\text{CH}_3\text{CO}_2)_2\text{OH}$ wird auch „**essigsaurer Tonerde**“ genannt und in der Medizin z. B. für entzündungshemmende Umschläge verwendet.

Kaliumaluminiumalaun ($\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$) war schon im Altertum bekannt und wurde wegen seiner desinfizierenden und adstringierenden (zusammenziehenden, Blutungen stillenden) Wirkung z. B. bei der Mumifizierung verwendet.

Gallium

Dieses seltene Element kommt in der Natur stets in Kombination mit anderen Elementen vor. Als wichtigstes Erz dient der Bauxit, ein Aluminiumerz.

Die Herstellung aus Galliumoxid erfolgt durch Elektrolyse einer Natrium- oder Kaliumgallatlösung im alkalischen Milieu, das durch einen Soda-Pottasche-Aufschluss gewonnen werden kann. Hochreines Gallium für **Halbleiter** wird durch Elektrolyse von durch **Zonenschmelzen** gereinigtem Galliumchlorid gewonnen.

Das Element Gallium wird in der Halbleitertechnik als Galliumarsenid (GaAs) eingesetzt.

Indium

Indium ist ein sehr seltenes Element. In der Natur kommt es elementar kaum vor. Die Gewinnung des Elements erfolgt ausschließlich aus Rückständen bei der Aufbereitung von Zink-, Blei- oder Cadmiumerzen. Auch dieses Element wird wie das Gallium in der Halbleitertechnik eingesetzt.

Thallium

Thallium kommt häufiger als Gallium und Indium vor. Es gibt aber einige Mineralien mit einem hohen Thalliumgehalt. Die überwiegende Menge ist als Begleitelement in kaliumhaltigen Tonen enthalten. Zur weltweiten Bedarfsdeckung (ca. 5 t/Jahr) ist die anfallende Menge aus der Verhüttung von Kupfer, Blei, Zink und anderen sulfidischen Erzen ausreichend.

Das Thallium wird u.a. zur Herstellung von **niedrig** schmelzenden Gläsern verwendet.

Autor: [Nagel/Kappenberg](#) Anmerkung: [Klasse 9](#)

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [14 Kohlenstoffgruppe]

Begriffe



Die Elemente der Kohlenstoffgruppe - 4. Hauptgruppe des PSE

Kohlenstoff (C), **Silicium** (Si), **Germanium** (Ge), **Zinn** (Sn), **Blei** (Pb)

Charakteristisch

Die Elemente besitzen **vier** Außenelektronen, d. h. sie müssten entweder vier Elektronen aufnehmen oder abgeben, um Edelgaskonfiguration zu erreichen. Die Ionenbildung ist energetisch ungünstig. Daher bilden die kleinen Atome von Kohlenstoff oder Silicium eher vier **Elektronenpaar-bindungen** aus. Bei den schwereren Elementen sind die Außenelektronen weiter vom Kern entfernt: Zinn und Blei können ihre Elektronen abgeben und **Ionenverbindungen** bilden.

Vorkommen:

Die Erdkruste besteht zu 27,7 % aus Elementen der Kohlenstoffgruppe. Davon entfallen 99,8 % auf **Silicium**, das zweithäufigste Element in der Erdkruste (nach Sauerstoff).

Die übrigen 0,2 % teilen sich wie folgt auf:

- 99,1 % Kohlenstoff
- 0,94 % Blei
- 0,02 % Zinn
- 0,01 % Germanium.

Mit Ausnahme von Germanium treten sie unter natürlichen Bedingungen auch in elementarer (gediegener) Form auf.

Die einzelnen Elemente

Kohlenstoff

Kohlenstoff kommt in der Natur hauptsächlich in Carbonaten z.B. **CaCO₃** vor. Vom Kohlenstoff gibt es mehrere Modifikationen, Graphit und Diamant.

Graphit ist stabiler und aus Schichten aufgebaut. Jedes Kohlenstoffatom ist mit drei Kohlenstoffatomen (6 C-Atome bilden einen **Ring**) verbunden. Das vierte Elektron bleibt frei beweglich. Graphit leitet den Strom gut und wird als Elektrodenmaterial verwendet.

Diamant entsteht, wenn man Graphit unter Druck setzt. Die C-Atome sind tetraedrisch von 4 anderen C-Atomen umgeben. Da keine freien Elektronen vorhanden sind, leitet Diamant den Strom nicht.

1991 wurden die **Fullerene** entdeckt, eine weitere Modifikation des Kohlenstoffs, bei denen die C-Atome in Fünf- und Sechsringen kugelförmig als „**Fußbälle**“ vorliegen.

Radio-Carbon-Methode (Altersbestimmung mit Hilfe von ¹⁴C):

Durch kosmische Strahlung wird in der höheren Atmosphäre ¹⁴N in den radioaktiven Kohlenstoff ¹⁴C umgewandelt. Die Halbwertszeit dieses Kohlenstoffs beträgt 5730 Jahre. Nun wird dieser Kohlenstoff in die Pflanzen und Tiere eingebaut. Lebende Pflanzen und Tiere nehmen immer wieder **neu** diesen Kohlenstoff auf, so dass die Konzentration dieses Kohlenstoffs in ihnen gleichbleibt. Sterben sie jedoch ab, so **sinkt** die Konzentration an ¹⁴C in ihnen. Mit Hilfe der Restkonzentration lässt sich das Alter der abgestorbenen organischen Materialien in Fossilien

1000 °C	X
alpha-Zinn	X
aufgelöst	X
Blei	X
CaCO ₃	X
Computerbau	X
Diamant	X
Dichtungsmittel	X
Elektronenpaar-bindungen	X
Fußbälle	X
Getränken	X
Graphit	X
hochgiftig	X
Ionenverbindungen	X
Kohlenstoff	X
Laborgeräten	X
metallische	X
neu	X
PbS	X
Porzellan	X
Quarz	X
Ring	X
Sand	X
Sauerstofftransport	X
Schmiermittel	X
Silicium	X
Silicium	X
Silicone	X
	X

eingermaßen genau bestimmen.

Kohlenstoffmonoxid

CO entsteht bei der **unvollständigen** Verbrennung von Kohlenstoff. An der Luft verbrennt es mit typischer blauer Flamme zu Kohlenstoffdioxid. Es wird beispielsweise im Hochofenprozess zur Eisengewinnung verwendet. Kohlenstoffmonoxid ist für den Menschen **hochgiftig**, weil es beim Einatmen eine feste Bindung mit Hämoglobin, das Sauerstoff im Blut transportiert, eingeht. Hämoglobin wird auf diese Weise blockiert und somit der **Sauerstofftransport** im Blut verhindert.

Kohlenstoffdioxid

CO₂ entsteht bei der vollständigen Verbrennung von Kohlenstoff. Es ist ein sehr reaktionsträges Gas, das nicht brennt und die Verbrennung nicht unterhält (Feuerlöscher). Festes Kohlenstoffdioxid wird auch „**Trockeneis**“ genannt. Es sublimiert bei -78 °C und dient als Kältemittel. Kohlenstoffdioxid löst sich bei erhöhtem Druck in Wasser, wobei eine schwach saure Lösung entsteht, die Kohlensäure. Die Kohlensäure ist nicht isolierbar, weil sie sich beim **Entwässern** in Kohlenstoffdioxid und Wasser zersetzt. Zur Herstellung von kohlenstoffhaltigen **Getränken** wird Kohlenstoffdioxid unter Druck in Wasser eingeleitet (typische Bläschen).

Die Salze der Kohlensäure, die Carbonate, kommen zahlreich in der Natur vor und sind zum Teil industriell wichtig: Calciumcarbonat (Kalkstein, Kreide, Marmor), Magnesiumcarbonat (Magnesit), Calcium-Magnesium-Carbonat (Dolomit) und Natriumcarbonat (Soda). Soda wird zur Herstellung von Wasserglas, **Waschmitteln** und Natriumsalzen gebraucht. Es wird in der Industrie in enormen Mengen benötigt. Hergestellt wird es im Solvayverfahren aus Natriumchlorid und Calciumchlorid.

Silicium

Wie man den Kohlenstoff auch als der "Träger des organischen Lebens" bezeichnet, so wäre Silicium so etwas wie der "Träger des anorganischen Lebens". Silicium kommt in der Natur als Oxid (**Sand**, Quarz) und in Form der vielfältig strukturierten Silicate vor. Es ist nach Sauerstoff das zweithäufigste Element in der Erdkruste.

Hochreines Silicium für die Halbleitertechnik wird in mehreren Schritten aus Siliciumdioxid hergestellt:

1. Aus Siliciumdioxid lässt sich durch Reduktion mit Kohlenstoff Rohsilicium gewinnen.
2. Dieses wird mit HCl in Trichlorsilan überführt, und destilliert.
3. Die Reduktion mit Wasserstoff liefert dann Reinsilicium.
4. Reinsilicium wird mit weiteren Reinigungsverfahren (z. B. Zonenschmelzen) in Reinstsilicium überführt.

Silicium ist ein dunkelgrauer, glänzender, harter und spröder Feststoff. Sein Aufbau entspricht dem von Diamant und es leitet bei Raumtemperatur nicht. Bei höheren Temperaturen lösen sich allerdings Elektronen aus den Atombindungen und werden frei beweglich (Halbleiter).

Silicium ist **wenig** reaktiv, es reagiert nur bei hohen Temperaturen mit Stickstoff, Kohlenstoff, Schwefel und Metallen. Mit Fluor oder warmer Natronlauge reagiert Silicium spontan.

Mit Säuren (außer Flusssäure (HF)) reagiert Silicium praktisch nicht, da sich eine Schutzschicht aus Siliciumdioxid bildet. Daher verbrennt Silicium auch an der Luft erst bei über **1000 °C**.

Hochreines Silicium und dotiertes Silicium, bei dem z. B. Arsen- oder Galliumatome ins Gitter eingebaut sind, spielen aufgrund ihrer Halbleitereigenschaften eine wichtige Rolle in der Mikroelektronik, z.B: beim **Computerbau**.

Siliciumdioxid

ist wie Kohlenstoffdioxid eine Molekülverbindung mit polaren Atombindungen; ist jedoch ein harter, kristalliner Feststoff und kommt in der Natur als Quarz vor. Viele Schmucksteine sind Abarten von **Quarz**, beispielsweise Bergkristall, Amethyst, Rosenquarz und Tigerauge, aber auch Carneol, Achat und Opal. Schmilzt man Siliciumdioxid und lässt die Schmelze schnell erstarren, so erhält man Quarzglas, das chemisch widerstandsfähig und hochschmelzend ist und zum Bau von **Laborgeräten** verwendet wird. Zur Herstellung von Gläsern für den alltäglichen Gebrauch werden der Schmelze weitere Oxide wie Natriumoxid, Calciumoxid oder Kaliumoxid zugesetzt.

Die Zeolithe

sind dreidimensionale Silicate mit Hohlräumen, welche durch Kanäle verbunden sind. Zeolithe werden wegen der hohen inneren Oberfläche gerne als Katalysator verwendet. Sie haben eine enorme Bedeutung in **Waschmitteln**, da sie die permanente Wasserhärte durch Ionenaustausch verringern.

sinkt

Trinkwasserleitungen	X
Trockeneis	X
unvollständigen	X
verzinkt	X
vier	X
Waschmitteln	X
Waschmitteln	X
wenig	X
Zeolithe	X
Zinnpest	X

Löst man Siliciumdioxid in Wasser, so bildet sich die **Kieselsäure**. Sie ist einige Zeit in sehr verdünnter wässriger Lösung stabil. Unter Wasserabspaltung kondensiert Kieselsäure zu Oligo- bzw. Polysilicaten. Je nach Vernetzungsgrad unterscheidet man verschiedene Silicate, z. B. Kettensilicate, zu denen u. a. Asbest gehört, Schichtsilicate wie Talk und Kaolinit (Porzellanerde) und Gerüstsilicate, z. B. Feldspate und Zeolithe. Die unterschiedlichen Silicate stellen den Hauptbestandteil der Erdkruste dar. Silicate sind wichtige Baustoffe: Rohstoffe zur Herstellung von Zement, Keramiken und **Porzellan**. Kieselgele (kondensierte Silicate) haben ein ähnlich gutes Adsorptionsvermögen wie Aktivkohle und dienen der Reinigung von Gasen und Flüssigkeiten.

Silicone

sind aus Silicium, Sauerstoff und Kohlenwasserstoffresten aufgebaut. Sie sind thermisch und chemisch beständige Kunststoffe, die eine große Bandbreite von Eigenschaften und damit von Verwendungsmöglichkeiten aufweisen. So dienen sie beispielsweise als **Schmiermittel**, als **Dichtungsmittel** und zur Imprägnierung.

Germanium

Elementares Germanium wird aus Germanit ($\text{Cu}_3(\text{GeFe})\text{S}_4$) hergestellt. Germanium ist ein grauweißer, sehr spröder Feststoff, der als Halbleiter elektrische Leitfähigkeit aufweist. Chemisch ist es dem **Silicium** sehr ähnlich und wird ebenso als Halbleiter verwendet.

Zinn

Zinn kommt überwiegend als Oxid (Zinnstein) vor und wird durch Reduktion von Zinnstein mit Kohlenstoff gewonnen. Man gewinnt auch Zinn elektrolytisch beim Recycling von verzinnem Eisenblech (Weißblech).

Von Zinn gibt es eine metallische und eine nichtmetallische Modifikation. Das **metallische** beta-Zinn ist bei Temperaturen oberhalb von 13 °C die stabilere Modifikation und wandelt sich unterhalb dieser Temperatur - allerdings sehr langsam - in das pulvrige halbmetallische **alpha-Zinn** um. Wird metallisches Zinn über längere Zeit zu kalt gelagert, so bilden sich Kristallkeime von alpha-Zinn, von denen aus die Umwandlung schneller voranschreitet, weshalb dieses Phänomen auch als „**Zinnpest**“ bezeichnet wird.

Verwendet wird Zinn schon seit langer Zeit. Von großer Bedeutung ist Bronze, eine Zinn-Kupfer-Legierung, die seit ca. 3 500 v. Chr. verwendet wird. Auch heute spielt Zinn als Legierungsbestandteil eine wichtige Rolle. Außerdem wird Eisenblech **verzinkt**, um es vor Korrosion zu schützen.

Blei

Blei kommt in der Natur hauptsächlich als Sulfid **PbS** (Bleiglanz) vor. Der wird geröstet und in das Oxid überführt. Aus dem Oxid wird durch Reduktion mit Kohlenstoff Blei gewonnen.

Blei ist ein blaugraues, weiches Schwermetall. Frische Schnittflächen sind glänzend, werden aber schnell matt, weil eine dünne Schicht von Bleioxid gebildet wird (Passivierung). Das Blei ist auch gegen Schwefel-, Salz- und Fluorwasserstoffsäure (Flusssäure) widerstandsfähig, weil die entsprechenden Salze gut haftende Schichten bilden.

Von Wasser, das Sauerstoff oder Kohlenstoffdioxid gelöst enthält, wird Blei hingegen mit der Zeit **aufgelöst**, weil lösliches Blei(II)-hydroxid und Blei(II)-hydrogencarbonat gebildet werden. Da die entstehenden Pb(II)-Ionen toxisch sind, dürfen **Trinkwasserleitungen** nicht mehr aus Blei hergestellt werden.

Verwendung findet Blei als Legierungsmaterial und zur Herstellung von Akkumulatoren.

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [15 Stickstoffgruppe]

Begriffe



Die Elemente der Stickstoffgruppe - 5. Hauptgruppe des PSE:

Stickstoff (N), Phosphor (P), Arsen (As), Antimon (Sb), Wismut (Bi)

Charakteristisch

Die Atome besitzen **fünf** Außenelektronen und erreichen die Edelgaskonfiguration durch Aufnahme von **drei** Elektronen bzw. durch Ausbildung von drei **Elektronenpaar-bindungen**. Von diesen Elementen ist der Stickstoff das einzige, das **gasförmig** ist. Alle anderen sind fest und haben vom P bis hin zu Bi stark ansteigende Schmelz- und Siedetemperaturen. Stickstoff ist **farblos**, P gibt es in gelblicher, roter und schwarzer Modifikation, Arsen ist grau bis gelb, Antimon ist grau und Wismut rötlich.

Der **Metallcharakter** nimmt innerhalb der Gruppe nach unten zu. Während Stickstoff ein typisches Nichtmetall ist, zählt das Element Bismut zu den Metallen. Phosphor ist ein Nichtmetall, eine seiner Modifikationen, der schwarze Phosphor, ist jedoch ein Halbleiter und somit halbmetallisch. Arsen und Antimon sind Halbmetalle.

Vorkommen

An der Erdkruste ist der Anteil dieser Elementgruppe mit weniger als einem Prozent, sehr gering. An der Atmosphäre hingegen ist die Stickstoffgruppe mit ungefähr 78% vertreten. Dabei macht das Spitzenelement, der Stickstoff den dominierenden prozentualen Faktor aus. In biologischen Zellen, sowie im gesamten Ökosystem sind Stickstoff und Phosphor stark vertreten. Gebunden kommt Stickstoff in Verbindungen wie Natriumnitrat **NaNO₃** (Chilesalpeter) und **Kaliumnitrat** KNO₃, vor.

Stickstoff

Stickstoff ist der Hauptbestandteil der **Luft** (Anteil: 78 % Volumenprozent). Ähnlich wie Sauerstoff kann man Stickstoff durch fraktionierte Kondensation der Luft (**Linde-Verfahren**) isolieren. Stickstoff kann man im Labor durch Erhitzen von Natriumazid oder durch Umsetzung von Ammoniumchlorid mit Natriumnitrit herstellen.

Ammoniak (NH₃)

ist ein farbloses und **stechend** riechendes Gas. Es lässt sich ähnlich wie Chlor leicht verflüssigen (Sdp. -33°C). Ammoniak reagiert ähnlich wie Wasser autoprotolytisch. Eine wässrige Lösung von **Ammoniak** reagiert schwach alkalisch.

Im Haber-Bosch-Verfahren wird der Luftstickstoff mit Wasserstoff zur Reaktion gebracht. Dies funktioniert nur unter Druck, da das Gleichgewicht der Reaktion unter Raumtemperatur zwar auf der Produktseite liegt, die Reaktion aber zu langsam abläuft. Bei höheren Temperaturen läuft die Reaktion zwar ab, aber das Gleichgewicht geht auf die Eduktseite. Es wird mit einem Druck von ca. **300 bar** und Temperaturen um **400-500°C** die Synthese durchgeführt. Dabei wird noch ein **Kontaktkatalysator** (Fe₃O₄) eingesetzt. Dieser wird bei den vorhandenen Temperaturen durch

300 bar	X
400-500°C	X
Ammoniak	X
Ammoniumchlorid	X
Arsenide	X
braune Dämpfe	X
drei	X
drei	X
Elektronenpaar-bindungen	X
explosiv	X
farblos	X
fünf	X
gasförmig	X
giftig	X
hochexplosiv	X
Kaliumnitrat	X
Kommunikationstechnologi	X
Kontaktkatalysator	X
leuchtet	X
Linde-Verfahren	X
luftstabil	X
Luft	X
Lötmetall	X
NaNO ₃	X
Oxidationsmittel	X
Phosphor	X
Polymeren	X
Raketentreibstoff	X

den vorhandenen Wasserstoff zu α -Eisen reduziert. Zum Eisen gibt es auch noch einige Beigaben. Wasserstoff und Stickstoffatome lagern sich auf dem α -Eisen an und reagieren zu NH_3 . Im Labor lässt es sich leicht aus **Ammoniumchlorid** mit NaOH erzeugen.

Hydrazin (N_2H_4)

ist eine flüssige Verbindung, die sich beim Erwärmen **explosiv** zersetzt. Sie löst sich unbegrenzt in Wasser. Wässrige Lösungen sind gefahrlos handhabbar. Verbrennt man Hydrazin mit Sauerstoff, entsteht viel Wärme, weshalb die Verbindung als **Raketentreibstoff** verwendet wird.

Stickstoffwasserstoffsäure (HN_3)

Ist eine explosive Flüssigkeit. Die Salze heißen Azide. Schwermetallazide sind **hochexplosiv**. In gelöster Form jedoch nicht.

Stickstoffmonoxid (NO)

ist ein farbloses und giftiges Gas. Es entsteht bei hohen Temperaturen aus Luftstickstoff und Luftsauerstoff. Man kann Stickstoffmonoxid abschrecken und es bleibt auch bei Raumtemperatur im metastabilen Zustand. Im Ostwald-Verfahren, wichtiger Schritt in der Salpetersäuresynthese, reagiert es weiter mit Sauerstoff zu NO_2 und das mit Wasser zu und O_2 zu HNO_3 .

Das Gas NO dimerisiert (2 NO-Moleküle lagern sich zusammen zu N_2O_2).

Stickstoffdioxid (NO_2)

entsteht bei der spontanen Reaktion von NO mit Sauerstoff (**braune Dämpfe**). NO_2 dimerisiert ebenfalls sehr leicht zu N_2O_4 . Es ist ein Oxidationsmittel.

Salpetrige Säure (HNO_2)

ist nicht rein isolierbar und ist auch im wässrigen Zustand **unbeständig**. Sie disproportioniert in Salpetersäure, NO und Wasser.

Salpetersäure

ist beständiger als salpetrige Säure. Jedoch zersetzt sie sich auch bei Lichteinwirkung schon bei Raumtemperatur. Salpetersäure ist ein starkes **Oxidationsmittel**.

Phosphor

Herstellung

Phosphor kann man aus Calciumphosphat durch Umsetzung mit Siliziumdioxid und Kohlenstoff gewinnen:

Anders als Stickstoff neigt Phosphor zur Bildung von **Polymeren**. Phosphor existiert in vielen unterschiedlichen Modifikationen. Hier seien nur zwei erwähnt.

Weißer Phosphor entsteht bei der Kondensation von Phosphordampf. Er besteht aus P_4 -Molekülen, ist sehr reaktiv und **giftig**, weißer Phosphor ist wachsw weich und oxidiert spontan mit dem Luftsauerstoff.

Im Dunkeln **leuchtet** weißer Phosphor. Er reagiert mit dem Luftsauerstoff zu P_4O_5 und sublimiert. Danach reagiert er weiter mit dem Luftsauerstoff zu P_4O_{10} . Die entstandene Energie wird in Form von Licht abgegeben. Deshalb leuchtet weißer Phosphor im Dunkeln.

Roter Phosphor entsteht beim Erhitzen von weißem Phosphor unter Luftabschluss bei 180-400 °C. Er ist **luftstabil** und ungiftig. Er wird in **Zündhölzern** verwendet und reagiert erst bei Temperaturen von 300°C.

Ratten	X
Sprinkleranlagen	X
stechend	X
Stickstoff	X
Superphosphat	X
unbeständig	X
Weißer Phosphor	X
Zündhölzern	X

Phosphorsäure

Das Phosphation (PO_4^{3-}) ist tetraedisch aufgebaut. Alle Bindungen sind gleichwertig.

Orthophosphorsäure bildet Polymere. Es entstehen Ketten, Verzweigungen und Gitter.

Orthophosphorsäure erhält man, wenn P_4O_{10} hydratisiert.

Orthophosphorsäure bildet drei Reihen von Salzen, da pro Molekül bis zu **drei**

Wasserstoffatome als H^+ abgegeben werden können. Es bilden sich die Dihydrogenphosphate (H_2PO_4^-), die Hydrogenphosphate (HPO_4^{2-}) und (ortho)Phosphate (PO_4^{3-}).

Phosphathaltiger Dünger

Zur Düngung wird häufig phosphathaltiger Dünger eingesetzt. Natürliches Calciumphosphat $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ist unlöslich und muss in das lösliche Calciumhydrogenphosphat umgewandelt werden. Dies geschieht mit Schwefelsäure. Den entstandenen Dünger nennt man

„**Superphosphat**“.

Arsen, Antimon und Wismut

Die Elemente und ihre Verbindungen werden heutzutage in der modernen **Kommunikations-technologie** eingesetzt. Wohl fast alle wichtigen Telekommunikationslaser zur Datenübertragung bestehen hauptsächlich aus Arseniden (AlGaAs). Das Internet in seiner heutigen Form wäre ohne **Arsenide** auch undenkbar.

Arsenverbindungen werden in Giften zur Bekämpfung von **Ratten** und Insekten eingesetzt.

Niedrigschmelzende Antimon- und Bismut-Legierungen dienen als Verschlüsse für **Sprinkleranlagen** und von Sicherheitsventilen für Kessel, als **Lötmetall** und für elektrische Sicherungen.

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [16 Chalkogene]

Begriffe



Die Elemente der 6. Hauptgruppe, die Chalkogene:

Sauerstoff (O), **Schwefel** (S), **Selen** (Se), **Tellur** (Te), **Polonium** (Po)

Charakteristisch

Diese Elemente werden Chalkogene (gr. „**Erzbildner**“) genannt. **Sauerstoff** unterscheidet sich in seinen Eigenschaften deutlich von den übrigen Elementen. Die Chalkogen-Atome besitzen **6** Valenzelektronen. Sie haben die Tendenz, zwei Elektronen aufzunehmen. Mit Metallen werden Ionenverbindungen (z.B. Oxide oder Sulfide) gebildet. Sonst werden Elektronenpaarbindungen ausgebildet, zum Beispiel **H₂Se**. Sauerstoff ist nach Fluor das **elektronegativste** Element. Das Element ist ein farbloses und geruchsloses Gas, das aus zweiatomigen Molekülen besteht. Die beiden Sauerstoffatome sind über zwei kovalente Bindungen miteinander fixiert. Da die **Doppelbindung** relativ stabil ist, erfolgen Reaktionen mit Sauerstoff (Oxidationen) meist erst bei höheren Temperaturen. Sauerstoff und Schwefel sind Nichtmetalle. Selen ist ein Metall und Tellur verhält sich ähnlich wie ein Metall, seine Verbindungen entsprechen aber mehr denen eines Nichtmetalls. Tellur ist ein Halbmetall. Das Polonium ist ein sehr seltenes **radioaktives** Metall.

Vorkommen

Sauerstoff ist das häufigste Element der Erde. Es kommt elementar, also als reiner Sauerstoff, in der **Luft** vor, aber auch gebunden in **Wasser** und vielen Erzen (zum Beispiel Eisenerz). Schwefel kommt ebenfalls elementar in Lagerstätten vor. Insbesondere wird es bei vulkanischen Aktivitäten frei. Allerdings besitzen auch die Sulfide, insbesondere die Schwermetallsulfide in Lagerstätten eine große Bedeutung. Wichtige Mineralien hierbei sind Zinnober HgS, Zinkblende ZnS, Bleiglanz PbS.

Selen und Tellur, die als Verbindungen spurenweise in sulfidischen Erzen vorkommen, sind allerdings selten. Tellur kann in geringer Menge auch gediegen (als Element) vorkommen.

Sauerstoff

Vorkommen und Gewinnung

Sauerstoff ist das häufigste Element in der Erdkruste. In der **Luft** ist elementarer Sauerstoff etwa zu 21,0 Volumen-% oder 23,2 Massen-% enthalten. Gehalt im

1898	X
6	X
Aktivierung	X
Atmungsgas	X
beträchtlichen Wärmeentwicklung	X
Copyshops	X
Doppelbindung	X
Edelmetalle	X
elektronegativste	X
elementar	X
Entschwefelung	X
Erzbildner	X
exothermer	X
farblose Flüssigkeit	X
faulen Eiern	X
Fotokopiergeräten	X
gesundheitsschädlich	X
H ₂ Se	X
keine	X
Ketten	X
Kontaktverfahren	X
konzentrierte	X
Luft	X
nicht streng	X
NO ₂	X
ortho-rhombischer	X
Oxidationsmittel	X
Ozon	X
	X

Wasser (H_2O) 89% (im Meerwasser 86%). Die meisten Mineralien enthalten Sauerstoff in gebundener Form. **Siliciumdioxid** (SiO_2) ist der Hauptbestandteil von Sand. Silicate sind Verbindungen aus Sauerstoff, Silicium und Metallen; zu ihnen gehören zahlreiche Mineralien, die den Großteil des Erdreichs ausmachen. Sauerstoff ist Bestandteil der belebten Natur; der menschliche Körper besteht zu über 60% aus gebundenem Sauerstoff.

Drei Sauerstoff-Isotope kommen in der Natur vor:

^{16}O (99,759%), ^{17}O (0,037%) und ^{18}O (0,204%).

Über 99% des technisch hergestellten Sauerstoffs werden durch fraktionierte Kondensation von flüssiger Luft nach dem LINDE-Verfahren gewonnen. In kleineren Mengen wird Sauerstoff in sehr reiner Form, aber relativ kostspielig, durch die Elektrolyse von Wasser hergestellt.

Reaktionen

Sauerstoff wirkt auf viele Stoffe als Oxidationsmittel, bei Raumtemperatur verlaufen die meisten Reaktionen jedoch außerordentlich langsam. Viele dieser Reaktionen sind stark exotherm und laufen von selbst ab, nachdem sie durch anfängliches Erhitzen (**Aktivierung**) in Gang gesetzt wurden.

Alle Metalle, mit Ausnahme einiger **Edelmetalle**, reagieren mit Sauerstoff. Eisen (Fe) reagiert mit Sauerstoff bei niedrigem Sauerstoffangebot und Temperaturen über $600^\circ C$ unter Bildung von FeO ; fein verteiltes Eisen, das an Luft erhitzt wird, bildet bei $500^\circ C$ Fe_3O_4 und bei Temperaturen über $500^\circ C$ Fe_2O_3 . **Rost** ist hydratisiertes Fe_2O_3 .

Die Bildung des Gases Stickstoffoxid, NO erfolgt endotherm. Es reagiert bei Raumtemperatur mit Sauerstoff spontan zu **NO_2** .

Die wichtigste Verbindung des Sauerstoffs ist das Wasser. Wasserstoff verbindet sich mit Sauerstoff in stark **exothermer** Reaktion zu Wasserdampf.

Wasserstoffperoxid (H_2O_2)

ist eine **farblose Flüssigkeit**, die bei $150,2^\circ C$ siedet und bei $-0,4^\circ C$ erstarrt. Beim Erhitzen kann sich reines H_2O_2 explosionsartig zersetzen (H_2O_2 ist nur als wässrige Lösung [30-35%ig]) im Handel. Einsatz als **Oxidationsmittel**, weil es keine belastenden Abfallstoffe hinterlässt.

Ozon: Dass Elemente in verschiedener Form im gleichen Aggregatzustand vorkommen, nennt man Allotropie. **Ozon** ist ein dreiatomiges Molekül (O_3). Es ist ein blassblaues, giftiges Gas mit einem charakteristischen, stechenden Geruch, den man z. B. gut in **Copyshops** wahrnehmen kann. Zur Herstellung von Ozon erzeugt man in einem O_2 -Gasstrom eine elektrische Entladung. FCKWs können über Radikalbildung und UV-Einwirkung diesen Prozess umkehren (**Schädigung der Ozonschicht**). In hohen Konzentrationen wirkt Ozon **gesundheitsschädlich**. Diese Konzentrationen werden in Anwesenheit von Stickstoffdioxid und UV-Licht schnell erreicht (Sommersmog).

radioaktives	
reaktionsfähige	X
Rost	X
S ₈ -Ringen	X
Sauerstoff	X
Sauerstoff	X
Schwefelsäure	X
Schwefel	X
Schweißen	X
Schädigung der Ozonschicht	X
Siliciumdioxid	X
Stahlgewinnung	X
Sulfaten	X
Sulfite	X
Verbrennung	X
Vulkanisierung	X
Wasser	X
zahlreiche	X
Zusatz von Wasser	X

Verwendung:

- **Stahlgewinnung**
- Herstellung von bestimmten Metallen
- Herstellung bestimmter Sauerstoffverbindungen
- Raketentreibstoff; zusammen mit Wasserstoff
- Zum **Schweißen**
- Behandlung von Abwässern
- **Atmungs gas**

Schwefel

Das Element Schwefel kann bis zu sechs Atombindungen schließen. Für S gilt die Oktettregel **nicht streng**.

Schwefel ist ein gelber Feststoff Er besitzt die Tendenz, **Ketten** oder Ringe zu bilden. Die zahlreichen Modifikationen des Schwefels basieren auf den verschiedenen Molekülgrößen und deren unterschiedlichen Anordnungen. Die bei Standardbedingungen stabilste Modifikation ist **ortho-rhombischer** α -Schwefel, der aus **S₈-Ringen** besteht und von der Seite betrachtet wie eine Krone aussieht (Kronenschwefel, Cyclooctaschwefel).

Vorkommen und Gewinnung

Schwefel kommt **elementar**, in zahlreichen Sulfiden, z.B. FeS₂ (Pyrit), PbS (Bleiglanz), ZnS (Zinkblende, Sphalerit), CuFeS₂ (Kupferkies, Chalkopyrit) und auch in Sulfaten, CaSO₄*2H₂O (Gips) und CaSO₄ (Anhydrit), MgSO₄*7H₂O (Bittersalz), BaSO₄ (Schwerspat) vor. Schwefel wird aus unterirdischen Lagerstätten zu Tage gefördert. Er fällt auch in großen Mengen bei der **Entschwefelung** von Erdöl an. H₂S ist dabei ein Zwischenprodukt.

Wasserstoffverbindungen

Mit Wasserstoff bildet Schwefel Schwefelwasserstoff, ein giftiges, übel nach **faulen Eiern** riechendes Gas. Es entsteht u.a. neben Methan bei Fäulnisprozessen. Die Salze des Schwefelwasserstoffs sind die Sulfide (S²⁻) und die Hydrogensulfide (HS⁻).

Sauerstoffverbindungen

Schwefeldioxid, SO₂,

entsteht bei der **Verbrennung** von Schwefel oder von Schwefelverbindungen. Es ist ein farbloses, giftiges, stechend riechendes Gas. Es besteht aus gewinkelten polaren Molekülen. Dementsprechend lässt sich SO₂ relativ leicht verflüssigen (--> H₂O). Flüssiges SO₂ ist ein gutes Lösungsmittel für viele Stoffe. Schwefeldioxid ist in Wasser mäßig gut löslich. Die Lösung enthält eine kleine Konzentration von schwefliger Säure, H₂SO₃. Die reine Verbindung H₂SO₃ ist instabil und kann nicht isoliert werden. Schweflige Säure ist eine mittelstarke, zweiprotonige Säure.

Salze der schwefligen Säure heißen **Sulfite**. Es gibt Reaktionen, bei denen die Sulfite als Reduktionsmittel auftreten, wobei sie selbst zum Sulfation, SO₄²⁻, oxidiert werden. Schon beim Stehen an Luft werden Lösungen von Sulfiten allmählich zu **Sulfaten** oxidiert. Oxidationsmittel wie Permanganat, Dichromat, Chlor, Brom und Iod werden schnell reduziert.

Schwefeltrioxid SO₃

ist eine flüchtige Verbindung, eine reaktionsfähige und stark oxidierend wirkende Substanz. Sie reagiert mit Wasser heftig unter Bildung von Schwefelsäure, und mit Oxiden bildet sie Sulfate.

Schwefelsäure, H₂SO₄.

Die Synthese erfolgt nach dem Kontaktverfahren, bei dem zunächst Schwefeldioxid hergestellt wird. Das SO₂ wird an einem Katalysator zu SO₃ weiteroxidiert. Beim Einleiten von SO₃ in Schwefelsäure bildet sich Dischwefelsäure, H₂S₂O₇. Durch Zusatz von Wasser erhält man dann die konzentrierte Schwefelsäure.

Schwefelsäure ist eine ölige Flüssigkeit, die bei 10,4°C erstarrt. Bei 280°C beginnt sie zu sieden, wobei sie sich unter Abgabe von SO₃ zersetzt.

Wenn man Schwefelsäure in Wasser einfließen lässt, kommt es zu einer beträchtlichen Wärmeentwicklung. Schwefelsäure ist hygroskopisch, d.h. wasseranziehend, und kann deshalb als Trocknungsmittel eingesetzt werden. Gase, die nicht mit H₂SO₄ reagieren, werden getrocknet, wenn sie durch Schwefelsäure hindurchgeleitet werden.

Die wasseranziehende Wirkung kommt auch in der Reaktion mit Kohlenhydraten (Zucker) zum Ausdruck, die zu deren Verkohlung führt.

Verwendung

Über 80% des Schwefels wird zur Herstellung von Schwefelsäure eingesetzt. Die Säure wird für zahlreiche industrielle Prozesse benötigt wie zur Herstellung anderer Chemikalien, Düngemittel, Pigmente, Eisen, Stahl und bei der Erdölraffination. Sie dient als Elektrolyt in Bleiakkumulatoren. Schwefel in elementarer Form wird bei der Vulkanisierung von Kautschuk und bei der Herstellung von Farben, Pigmenten, Papier, Fungiziden, Insektiziden und pharmazeutischen Produkten eingesetzt.

Selen

dient zur Herstellung von Fotozellen. Das Element wird auch in Fotokopiergeräten eingesetzt.

Tellur

ist ein kristallines, silberweißes, metallisch glänzendes Halbmetall, das im Aussehen dem Zinn und dem Antimon ähnelt. Es reagiert spröde auf mechanische Belastung und kann daher leicht pulverisiert werden. Sein Vorkommen auf der Erde liegt in der Größenordnung des Goldes. Technisch hat es keine große Bedeutung.

Polonium

ist ein radioaktives Element. Es wurde 1898 vom Ehepaar Pierre und Marie Curie entdeckt.

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [17 Halogene]

Begriffe



Die Elemente der 7. Hauptgruppe, die Halogene (= Salzbildner)

Fluor (F), **Chlor** (Cl), **Brom** (Br), **Iod** (I), **Astat** (At)

Charakteristisch:

Die ersten beiden Glieder dieser Hauptgruppe, das Fluor und das Chlor sind farblose bzw. gelbgrüne **Gase**, Brom braun und **flüssig**, Iod (grauschwarz) ist ein **Feststoff**. Die Siedetemperaturen nehmen vom Fluor bis hin zum Iod zu.

Die Halogenatome besitzen **7 Valenzelektronen**. Es fehlt ihnen somit ein Elektron, um die Edelgaskonfiguration des folgenden Edelgases im Periodensystem zu erreichen. Sie sind deshalb sehr **reaktionsfähig**. Von diesen Elementen ist das Fluor das reaktivste. Seine Atome werden bei der Reaktion mit Metallen dabei reduziert (sie nehmen **Elektronen auf**), während die Metalle selbst oxidiert werden (deren Atome geben Elektronen ab). Fluor ist das stärkste Oxidationsmittel. Die oxidierende Kraft nimmt vom Fluor zum Iod hin **ab**.

Mit Nichtmetallen bilden die Halogene Moleküle mit einer Elektronenpaar-Einfachbindung. Im festen und flüssigen Zustand werden die **Moleküle** durch van der Waals Kräfte zusammengehalten. Eine sehr wichtige Nichtmetallverbindung der Halogene ist die Säure HCl. Die Stärke der Säuren wird von HF zu HI **größer**.

Gasförmige Halogene reizen stark die Schleimhäute und können über einen langen Zeitraum des Einatmens sogar **tödlich** wirken. Sie töten Mikroorganismen und können so zur Desinfektion eingesetzt werden: Chlor im **Trinkwasser** oder Iod bei **Wunden**.

Vorkommen

Da die Halogene so reaktiv sind, kommen sie nicht elementar in der Erdkruste vor. Hauptsächlich findet man

Fluor in den Verbindungen CaF_2 (*Flußspat*), Na_3AlF_6 (*Kryolith*), $Ca_5(PO_4)_3F$ (*Fluorapatit*),

Chlor als Ion Cl^- (**Meerwasser**), oder in den Verbindungen NaCl (Steinsalz), KCl (Sylvin), $KMgCl_3 \cdot 6 H_2O$ (Carnallit),

Brom als Bromidion Br^- (Meerwasser) und

Iod als Ion I^- (Meerwasser, Tang und **Meeresalgen**), sowie in den Verbindungen $Ca(IO_3)_2$ (im Chilesalpeter $NaNO_3$).

7 Valenzelektronen	X
ab	X
Bleichen	X
Brom	X
Chlor	X
direkten Kontakt	X
elektrolysiert	X
Elektronen auf	X
Erschütterungen	X
explosiv	X
explosiv	X
Feststoff	X
Flammschutzmitteln	X
Fluor	X
flüssig	X
Gase	X
Gewinnung	X
gleichzeitig verschiedene	X
größer	X
Hypochlorite	X
Iod	X
Kühlmittel	X
Legierungen	X
Meeresalgen	X
Meerwasser	X
Moleküle	X
NaCl	X
reaktionsfähig	X
	X

Herstellung

Fluor durch Elektrolyse von HF.

Chlor mit dem Diphagma-, bzw. Membran-Verfahren. Hier wird **NaCl** in Wasser **elektrolysiert**. Es entstehen Wasserstoff und Chlor.

Brom: Lösungen, die Bromidionen enthalten, werden mit Chlorgas versetzt. Das Chlor wird reduziert und das entstehende Brom kann mit einem Luftstrom ausgetrieben werden.

Spezielle Eigenschaften:

Hohe Reaktivität von Fluor

Fluor reagiert sogar mit Edelgasen. Ni, Cu, Stahl und eine Monel-Legierung (Cu-Ni) werden nur oberflächlich angegriffen, so dass Fluor in Flaschen, die aus solchen **Legierungen** bestehen, aufbewahrt werden kann. Fluorwasserstoff oder Fluor mit Wasser greifen Glas an.

Verbindungen mit Wasserstoff

Jede Halogenwasserstoffverbindung kann durch **direkten Kontakt** von Wasserstoff mit dem entsprechenden Halogen dargestellt werden.

Die stark exotherme Reaktion mit Chlor muss fotochemisch oder durch Erwärmen gestartet werden. Gemische von Chlorgas und Wasserstoff sind **explosiv** (Chlorknallgas).

Brom reagiert weniger heftig und im Fall von Iod läuft die Reaktion nicht vollständig ab.

Die Halogenwasserstoffe sind bei Raumtemperatur farblose Gase. Die Siedetemperaturen von HCl (-85°C), HBr (-67°C) und HI (-35°C) liegen erheblich niedriger als die von HF (+19,5°C).

Ursache für die Siedetemperatur von HF sind die relativ starken **Wasserstoffbrücken** im flüssigen HF. Alle Halogenwasserstoffe sind sehr gut wasserlöslich. Die Lösungen heißen: Flusssäure, Salzsäure, Bromwasserstoffsäure und Iodwasserstoffsäure.

Auch beim Einatmen von Halogenwasserstoffen werden die Schleimhäute angegriffen. Ebenso wirken ihre wässrigen Lösungen ätzend auf Zellgewebe. Insbesondere Flusssäure verursacht schmerzhafte und **schlecht heilende** Verletzungen auf der Haut.

Flusssäure und Fluorwasserstoff (HF) haben die bemerkenswerte Eigenschaft, Quarz (SiO₂) und Glas, das aus Quarz hergestellt wird, anzugreifen (zu lösen). Die Reaktion dient zum **Ätzen von Glas**. Flusssäure kann deshalb nicht in Glasflaschen aufbewahrt werden. (Man verwendet zur Aufbewahrung Kunststoffflaschen).

Hydrogenchlorid (HCl):

Darstellung durch Versetzen von Natriumchlorid mit Schwefelsäure.

Technisch wird HCl meistens als Abfallprodukt bei der Chlorierung von Kohlenwasserstoffen gewonnen.

Die Lösung in Wasser ist **Salzsäure**. Es ist eine starke nichtoxidierende Säure, die nur unedle aber keine edlen Metalle löst.

Sauerstoffsäuren der Halogene:

Hypochlorige Säure

entsteht durch Einleiten von Chlor in Wasser: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HOCl}$ (in HOCl hat das Chlor

Salzsäure

schlecht heilende	X
schädlichen	X
seltenste natürliche	X
Seveso-Gift	X
Streichholzköpfen	X
Trinkwasser	X
tödlich	X
Wasserstoffbrücken	X
Wunden	X
Zahnpasta	X
Ätzen von Glas	X

entsteht durch Einleiten von Chlor in Wasser: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HOCl}$ (im HOCl hat das Chlor die Oxidationszahl +I)

Die Salze dieser Säure heißen **Hypochlorite**. Wenn man Hypochlorit und Salzsäure zusammenbringt, reagieren diese zu Wasser und Chlor. Das Chlor entweicht. Dieses Problem tritt auf, wenn man **gleichzeitig verschiedene** Toilettenreiniger benutzt, da chlorhaltige Mittel Hypochlorit enthalten und andere wieder Salzsäure.

Hypochlorit dient zur Desinfektion von Wasser in Schwimmbädern, von Abwässern und von Fäkalien. Es wurde früher zum **Bleichen** von Textilien und Papier eingesetzt.

Halogensäuren

Bei den Halogensäuren (HXO_3) sind fast nur die Salze (Halogenate) interessant. Alle Halogensäuren sind starke Säuren. Sowohl die Säuren als auch die Halogenate sind starke Oxidationsmittel. Gemische von Chloraten mit leicht oxidierbaren Stoffen sind **explosiv**. Kaliumchlorat ist neben Schwefel oder Antimonsulfid und einem Bindemittel ein Bestandteil in **Streichholzköpfen**. Feste Chlorate zersetzen sich beim Erhitzen. Bei hohen Temperaturen, insbesondere bei Anwesenheit eines Katalysators wie MnO_2 , spalten sie Sauerstoff ab.

Perchlorsäure (HClO_4) (Cl hat die Oxidationszahl +VII)

ist eine Flüssigkeit. Sie gehört zu den stärksten bekannten Säuren und ist ein starkes Oxidationsmittel. Allerdings reagiert sie und manche Salze (Perchlorate) schon auf **Erschütterungen** explosionsartig.

Halogenverbindungen mit anderen Elementen

Im Einklang mit der Elektronegativität nimmt der ionische Charakter in der Reihenfolge Fluorid > Chlorid > Bromid > Iodid ab. Die Aluminiumhalogenide bieten hierfür ein Beispiel.

Aluminiumfluorid ist aus Ionen aufgebaut. Im Aluminiumchlorid sind erhebliche kovalente Bindungsanteile vorhanden. Aluminiumbromid und -iodid bestehen aus Molekülen (100% kovalent).

Verwendung

Fluor

Synthetischer Kryolith (Na_3AlF_6) wird für die elektrolytische **Gewinnung** von Aluminium benötigt. Fluorierte Kohlenwasserstoffe sind unter Normbedingungen sehr reaktionsträge und wurden deswegen häufig als **Kühlmittel** in Kühlgeräten und als Treibmittel in Spraydosen verwendet. Später erkannte man die **schädlichen** Auswirkungen dieser Gase auf die Ozonschicht der Erde. Fluoride werden der **Zahnpasta** und dem Trinkwasser zugefügt.

Chlor

Organische Chlorverbindungen: Kunststoffe, Pflanzenschutzmittel, Lösungsmittel, Medikamente, Farbstoffe oder Kühlmittel. Auch diese Verbindungen bringen Probleme in der Entsorgung mit sich. Bei der Verbrennung derartiger Produkte entsteht bei bestimmten Temperaturen das hochgiftige Dioxin (**Seveso-Gift**).

Brom

Ein Großteil des Broms wird zur Herstellung von **Flammschutzmitteln** benötigt. Für die Gewinnung von Schädlingsbekämpfungsmitteln und bestimmten Arzneimitteln wird das Element ebenfalls verwendet.

Iod

Iod und seine Verbindungen spielen im Alltag eine wesentlich geringere Rolle als die übrigen Halogene. Zu den Anwendungen gehört die Herstellung pharmazeutischer Produkte, Farbstoffe und Silberiodid für fotografische Zwecke.

Astat

Dieses Element ist radioaktiv und wurde erst 1940 entdeckt. Es soll weltweit nur in einer Gesamtmenge von ca. 25 Gramm vorkommen. Damit ist es wahrscheinlich noch vor dem Element Francium, dessen Vorkommen in der Erdkruste auf etwa 30 Gramm geschätzt wird, das **seltenste natürliche** Element auf der Erde.

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [18 Edelgase]

Begriffe



Die Elemente der 8. Hauptgruppe (Edelgase):

Helium (He), Neon (Ne), Argon (Ar), Krypton (Kr), Xenon (Xe), Radon (Rn)

Charakteristisches

Als Edelgase bezeichnet man diese Elemente deshalb, weil sie edel sind, d.h. mit den meisten anderen Elementen nicht reagieren.

Eigenschaften: Aufgrund der vollständig besetzten äußeren Elektronenschale (2 bzw. 8 Elektronen) erfüllen sie die "Edelgasregel" und sind chemisch sehr reaktionsträge („inert“). Es gibt trotzdem einige Verbindungen von Xenon usw. mit stark elektronegativen Elementen wie Fluor. Edelgase sind, wie schon der Name sagt, gasförmig. Sie sind ungiftig und geruchlos. Die Schmelz- und Siedetemperaturen, sowie die Dichte dieser Elemente steigen vom Helium bis zum Radon an.

Vorkommen und Herstellung

Edelgase kommen in der Luft vor und können aus dieser durch fraktionierte Kondensation gewonnen werden. Helium kommt bis zu 8 % in manchen Erdgasen vor und wird aus diesen gewonnen.

Verwendung

Beleuchtungstechnik: Edelgase werden für Leuchtreklamen verwendet, da sie in Gasentladungsröhren charakteristische Farben ausstrahlen:

- Helium: rosa
- Neon: orange
- Argon: blau
- Krypton: gelbgrün
- Xenon: violett

Helium findet beim Tauchen und als Ballongas Verwendung. Das Argon dient als Schutzgas beim Schweißen und als Glühlampenfüllung, sowie zum Bau von Lasern.

Xenon wird in Scheinwerfern eingesetzt.

Ballongas	X
Edelgasregel	X
edel	X
Erdgasen	X
Fluor	X
Glühlampenfüllung	X
Kondensation	X
Leuchtreklamen	X
Neon	X
Scheinwerfern	X
steigen	X

Autor: Ka Anmerkung: Edelgase

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [20 OC Funktionelle Gruppen]

Begriffe

Rich text editor toolbar with icons for undo, redo, bold, italic, underline, strikethrough, text color, background color, bullet point, numbered list, link, unlink, indent, outdent, and font size.

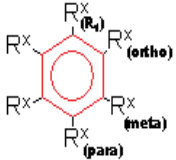
Organische Chemie Funktionelle Gruppen

Organische Chemie war früher die Chemie der Stoffe des **lebendigen Lebens**. Seit der Harnstoffsynthese von Wöhler (1828) ist der Begriff erweitert worden auf: **Chemie der Kohlenstoff-verbindungen**.

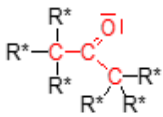
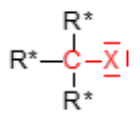
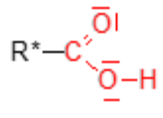
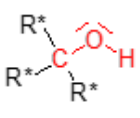
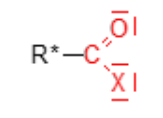
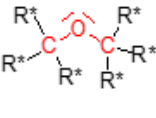
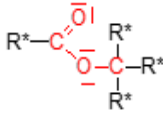
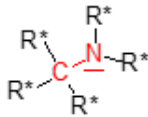
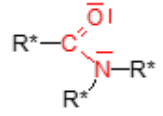
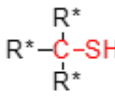
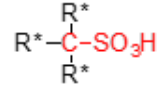
In der organischen Chemie werden die Eigenschaften eines Stoffes nicht so sehr durch die **Anzahl der C-** bzw. H-Atome bzw. Alkylketten, sondern vielmehr durch die an sie gebundenen Reste bzw. **Fremdatome** beeinflusst. Man spricht deshalb von "funktionellen Gruppen".

In der folgenden Tabelle sind Vertreter einiger Stoffklassen abgebildet, und wie für eine Art "Memory" die funktionelle Gruppe farbig herausgehoben. Man schaut sich das zu beurteilende Molekül an und schaut, welche Gruppe darin auftaucht. Dabei bedeuten:

- R* Alkylrest (stellvertretend z.B. für: CH₃— (Methyl-) oder C₅H₁₁— (Pentyl-) oder
- R* kann im einfachsten Fall auch ein H (Wasserstoff) sein. Ist hier in den Beispielen der Fall.
- X steht stellvertretend für Halogene also für F (Fluor), Cl (Chlor), Br (Brom) oder I (Iod)

Stoffklasse / Name	Typische Formel	Stoffklasse / Name	Typische Formel
Alkan z.B: Methan	$\begin{array}{c} R^* \\ \\ R^*-C-H \\ \\ R^* \end{array}$	Cyanoalkan(Nitril) z.B: Cyanomethan	$\begin{array}{c} R^* \\ \\ R^*-C\equiv N \\ \\ R^* \end{array}$
Alken z.B: Ethen	$\begin{array}{c} R^* & & R^* \\ & \diagdown & / \\ & C=C & \\ & / & \diagdown \\ R^* & & R^* \end{array}$	Nitroalkan z.B: Nitromethan	$\begin{array}{c} R^* \\ \\ R^*-C-NO_2 \\ \\ R^* \end{array}$
Sonderfall__Aromaten: (Sechsring = 6 C Atome) nicht:Cyclohexatriensondern: Benzol – als Rest: Phenyl bei 2 Resten: o-, m-, p-		Alkanal(Aldehyd) z.B: Methanal	$\begin{array}{c} R^* \\ \\ R^*-C-C=O \\ & \backslash \\ R^* & H \end{array}$

Benzol	X
Kohlenstoff- verbindungen	X
Alkan(säure)amid	X
Alkan(säure)halogenid	X
Alkanol	X
Alkanon	X
Alkansäureester	X
Alkansäure	X
Alkanthiol	X
Alkan	X
Aminoalkan	X
Anzahl der C-	X
Fremdatome	X
lebendigen Lebens	X
Nitroalkan	X
Phenyl	X
z.B: Chlormethan	X
z.B: Cyanomethan	X
z.B: Dimethylether	X
z.B: Ethen	X
z.B: Ethin	X
z.B: Methanal	X

<p>Alkin</p> <p>z.B: Ethin</p>	$R^* - C \equiv C - R^*$	<p>Alkanon(Keton)</p> <p>z.B: Propanon</p>	
<p>Halogenalkan(Alkylhalogenid)</p> <p>z.B: Chlormethan</p>		<p>Alkansäure(Carbonsäure)</p> <p>z.B: Methansäure</p>	
<p>Alkanol(Alkohol)</p> <p>z.B: Methanol</p>		<p>Alkan(säure)halogenid</p> <p>z.B: Methanoylchlorid</p>	
<p>Ether</p> <p>z.B: Dimethylether</p>		<p>Alkansäureester(Ester - Alkanooat)</p> <p>z.B: Methylmethanoat</p>	
<p>Aminoalkan(Amin)</p> <p>z.B: Aminomethan</p>		<p>Alkan(säure)amid</p> <p>z.B: Methanamid</p>	
<p>Alkanthiol(Merkaptan)</p> <p>z.B: Methanthiol</p>		<p>Alkansulfonsäurenz.B: Methansulfonsäure</p>	

Alternative Schreibweisen für funktionelle Gruppen (auch in

Biologiebüchern): *Hydroxy(l)* —OH

CO *Carboxy(l)* —COOH

Carbonyl -

Aldehyd - CHO

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [21 Alkane]

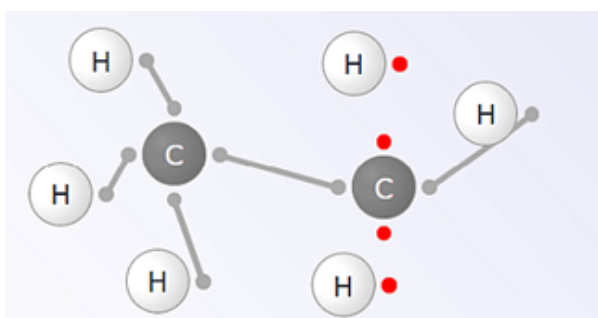
Begriffe



Alkane

Alkane sind der Hauptbestandteil von Erdgas und sind auch mit zahlreichen Verbindungen im Erdöl enthalten. Es sind Verbindungen, die nur Kohlenstoff und Wasserstoff enthalten. Die Atome sind ausschließlich durch Einfachbindungen miteinander verbunden.

Wasserstoff besitzt 1 Elektron und Kohlenstoff 4 Elektronen auf der äußeren Schale. Mit der Oktettregel ist ein Aufbau einer Verbindung daher sehr einfach:



App AK Chemiebaukasten: C_2H_6 (Zwei Bindungen fehlen noch)

Wenn kein Ring vorliegt, lautet die allgemeine Formel: C_nH_{2n+2} . Dabei ist n eine natürliche Zahl. Andere Namen für Alkane: Gesättigte Kohlenwasserstoffe, Paraffine.

C-Atomzahl	Name	Summenformel
1	Methan	CH ₄
2	Ethan	C ₂ H ₆
3	Propan	C ₃ H ₈
4	Butan	C ₄ H ₁₀
5	Pentan	C ₅ H ₁₂

C-Atomzahl	Name	Summenformel
10	Decan	C ₁₀ H ₂₂
11	Undecan	C ₁₁ H ₂₄
12	Dodecan	C ₁₂ H ₂₆
13	Tridecan	C ₁₃ H ₂₈
14	Tetradecan	C ₁₄ H ₃₀

- "Cyclo-"
- 2,2,3-Trimethylbutan
- 2,2-Dimethylpentan
- 2,3-Dimethylpentan
- 2,4-Dimethylpentan
- 2-Methylpropan
- 2-Methylhexan
- 3 - tri
- 3,3-Dimethylpentan
- 3-Ethylpentan
- abzuspalten
- alphabetisch
- Biogas
- C₁₀H₂₂
- C₂₀H₄₂
- C₂H₆
- C_nH_{2n+2}
- Endung "yl"
- Erdgas
- gleiche Summenformel
- höher
- jede Bindungsachse
- Katalysatoren
- keine
- Kettenabbruch:
- Kettenreaktion
- Kohlenstoffdioxid
- Kohlenstoff
- Methan

6	Hexan	C ₆ H ₁₄	16	Hexadecan	C ₁₆ H ₃₄
7	Heptan	C ₇ H ₁₆	20	Eicosan	C ₂₀ H ₄₂
8	Octan	C ₈ H ₁₈	21	Heneicosan	C ₂₁ H ₄₄
9	Nonan	C ₉ H ₂₀	22	Docosan	C ₂₂ H ₄₆

Regeln zur Benennung von der UPAC (Union of Pure and Applied Chemistry):

Nomenklaturregeln

- 1) Die längste Kette gibt den **Namen** an.
- 2a) Die Kette wird so durchnummeriert, dass die (Seitenketten-) Reste **möglichst kleine** Ziffern bekommen.
- 2b) Reste werden wie Alkane selbst benannt, nur tragen sie statt der Endung "an" die **Endung "yl"**.
- 2c) Die Position des Restes an der längsten Kette wird als **Ziffer vor dem Rest** angegeben.
- 2d) Sind mehrere gleichartige Reste vorhanden, so werden sie mit Hilfe der griechischen Zahlsilben zusammengefasst. (1 - mon(o), 2 - di, **3 - tri**, 4 - tetr(a), 5 - pent(a), 6 - hexa(a) (siehe oben)).
- 2e) Unterschiedliche Reste werden **alphabetisch** geordnet.
- 3) Ringförmige KW werden durch die Vorsilbe **"Cyclo-"** charakterisiert (z.B. Cyclohexan).

Beispiele:

Isomere (Stoffe mit gleicher Summen- aber unterschiedlicher Strukturformel) des Heptans (C₇H₁₆)

Der Übersichtlichkeit halber wurden die Wasserstoffatome und die Bindungen zu Ihnen nicht gezeichnet.

$C-C-C-C-C-C-C$	C $C-C-C-C-C$	C $C-C-C-C$
n - Heptan	2-Methylhexan	3-Methylhexan
C $C-C-C-C$ C	$C^5-C^4-C^3-C^2-C^1$ C	C $C-C-C-C$ C

Methylengruppe	-
Motorkraftstoffen	X
möglichst kleine	X
n-Butan	X
Namen	X
Octan	X
Oktettregel	X
Pentan	X
schlagende Wetter	X
schwimmend	X
substituiert (ersetzt)	X
tetraedrisch	X
UV-Licht	X
van-der-Waals-Kräfte	X
verschiedene Strukturformeln	X
Wasserstoff	X
Ziffer vor dem Rest	X
Zwei	X

2,2-Dimethylpentan	2,3-Dimethylpentan	2,4-Dimethylpentan
<pre> C C - C - C - C - C C </pre>	<pre> C C - C - C - C C C </pre>	<pre> C - C - C - C - C C C </pre>
3,3-Dimethylpentan	2,2,3-Trimethylbutan	3-Ethylpentan

Homologe Reihe

Darunter versteht man, dass bei dieser ein Stoff dieser Reihe aus dem vorherigen Stoff durch Hinzufügen eines weiteren Kettengliedes (CH₂-Gruppe, die sogenannte **Methylengruppe**) gebildet wird. Wenn kein Ring vorliegt, ist die allgemeine Formel dieser Reihe heißt C_nH_{2n+2}. Dabei ist n eine natürliche Zahl.

Räumlicher Aufbau:

Aus zeichentechnischen Gründen werden die Bindungen in den Alkanen häufig rechtwinklig dargestellt. In Wirklichkeit aber ist die Umgebung eines Kohlenstoffatoms **tetraedrisch** angeordnet (siehe Methan – weiter unten). Zudem ist eine Drehung um **jede Bindungsachse** möglich.

Isomerie:

Stoffe, welche die **gleiche Summenformel** aber **verschiedene Strukturformeln** (und damit verschiedene Eigenschaften) besitzen, heißen (Struktur)Isomere.

Allgemeine Eigenschaften der Alkane:

Die Alkane C₁ bis C₄ sind bei Raumtemperatur gasförmig, C₅ bis C₁₇ flüssig, die höheren Alkane wachsartig fest.

Die Anziehungskräfte zwischen den unpolar aufgebauten Alkanmolekülen sind sehr niedrig. Sie heißen **van-der-Waals-Kräfte**.


Je länger die Kette (größere Summenformel) der Alkane wird, desto höher wird die Siede- bzw. Schmelztemperatur, weil die van-der-Waals-Kräfte auf einer größeren Fläche wirken können.

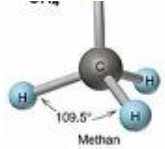
Bei gleicher Summenformel ist die Siedetemperatur bei den unverzweigten Isomeren gegenüber den verzweigten deshalb auch **höher**.

Alkane haben allesamt eine kleine Dichte und da sie unpolar sind, mischen sie sich nicht mit dem polaren Wasser (Gleiches löst sich in Gleichem). Sie sind hydrophob bzw. lipophil.

Benzin brennt beim Löschversuch mit Wasser auf diesem **schwimmend** weiter.

Beispiele für Alkane:

Formel	Name(n)	Herstellung, Eigenschaften, Besonderheiten, Verwendung
 CH ₄	Methan	Hauptbestandteil des Erdgases,

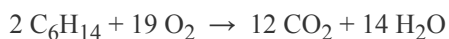
		<p>Vorkommen bei Faulprozessen als "Biogas" und in Bergwerken ("schlagende Wetter") farb- und geruchlos; Fp.: - 184 °C, Kp.: -164 °C, Heiz- und Treibstoff, Grundstoff für chemische Synthesen</p>
$ \begin{array}{cccc} \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & & \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ & & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array} $	<p>C₄H₁₀ <u>n-Butan</u></p>	<p>Zum Teil im Erdgas enthalten. Gewinnung aus Erdöl durch Cracken molare Masse: 58 g/mol, Fp.: - 135 °C, Kp.: - 0.5 °C Heiz- und Treibstoff (Flüssiggas, Feuerzeuggas)</p>
$ \begin{array}{c} \text{C} \\ \\ \text{C}-\text{C}-\text{C} \end{array} $	<p>C₄H₁₀ <u>2-Methylpropan</u> (Iso-Butan)</p>	<p>Zum Teil im Erdgas enthalten. Gewinnung aus Erdöl durch Cracken molare Masse: 58 g/mol, Fp.: - 145 °C, Kp.: - 11.7 °C Heiz- und Treibstoff (Flüssiggas, Feuerzeuggas)</p>
$ \begin{array}{ccccc} & \text{C} & & \text{C} & \\ & & & & \\ \text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C} \\ & & & & \\ & \text{C} & & & \end{array} $	<p>C₈H₁₈ 2,2,4- Trimethylpentan (Iso)Octan</p>	<p>Vergleichssubstanz für die Bewertung von <u>Motorkraftstoffen</u> (Octanzahl). Klopfestigkeit, "Klingeln des Motors" ist Explodieren des Kraftstoffes vor der eigentlichen Zündung. Isooctan hat die Octanzahl 100 und n-Heptan hat die Octanzahl 0</p>

Alkane gehen praktisch (**fast**) keine chemischen Reaktionen ein, da die Elektronegativitätsunterschiede der Atome im Molekül sehr gering sind und keine Zentren mit hoher Elektronendichte auftreten. So reagieren sie zum Beispiel nicht mit konzentrierten Säuren oder Laugen.

Mögliche Reaktionen der Alkane

Verbrennung:

Bei der vollständigen Verbrennung entstehen aus den Alkanen Kohlenstoffdioxid und Wasser. Dabei wird viel Energie frei (Einsatz in Heizquellen). Beispiel: Verbrennung von Hexan



Es entsteht Kohlenstoffdioxid und Wasser.

Radikalische Substitution:

Radikale (Verbindungen mit einem ungepaarten Elektron) sind äußerst reaktionsfähige Stoffe. Sie sind bis auf den Sauerstoff nahezu die einzigen Chemikalien, die Alkane angreifen. So

entstehen z.B. Chlorradikale durch Einwirkung von **UV-Licht** auf Chlorgas. Chlorradikale reagieren mit Alkanen unter Bildung von Chlorwasserstoff und eines Alkylradikals, welches mit Chlor zu einem Halogenalkan und einem Chlorradikal weiter reagiert (Kettenreaktion).

Start : $\text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Cl}\cdot$

Kettenreaktion: a) $\text{Cl}\cdot + \text{CH}_4 \rightarrow \text{HCl} + \text{CH}_3\cdot$
b) $\text{CH}_3\cdot + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{Cl}\cdot$.. usw. (wieder a

Kettenabbruch: $\text{Cl}\cdot + \text{Cl}\cdot \rightarrow \text{Cl}_2$
(Beispiele) $\text{Cl}\cdot + \text{CH}_3\cdot \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}$
 $\text{CH}_3\cdot + \text{CH}_3\cdot \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_3$

Letztendlich wird also mit Hilfe eines **Radikals** ein Wasserstoffatom durch ein Chloratom **substituiert (ersetzt)**. Die Reaktion lässt sich durch Licht, Änderung der Konzentration der Reaktionspartner und Entfernen von Produkten aus dem Reaktionsgefäß in gewissem Rahmen steuern.

Cracken

Die Reaktion erfolgt durch starkes Erhitzen. Dabei entstehen unkontrolliert alle möglichen Produkte: z.B. aus Propan -> Wasserstoff, Methan, Propen, Propin, Ethan, Ethen, Ethin und Kohlenstoff in unterschiedlichen Mengen.

Katalytische Dehydrierung

Durch Einsatz spezieller **Katalysatoren** ist es möglich, gezielt Wasserstoff **abzuspalten**. So kann man aus Ethan das Ethen und (Ethin) herstellen, ohne dass gleichzeitig viel Kohlenstoff und Methan entstehen.

neu öffnen speichern import export C >>

Lückentext: [21a erdoel-kraftstoffe]

Begriffe

| |

B *I* U ~~S~~ x_2 x^2 | | |

Styles | Format | Font | Size

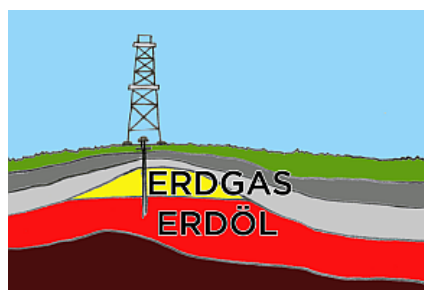
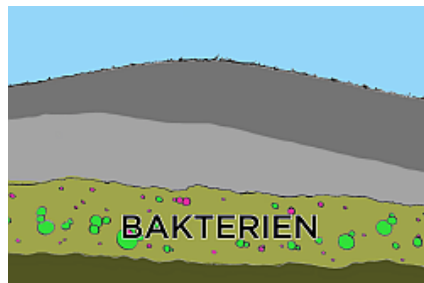
Erdöl, Erdgas und Kraftstoffe

Entstehung

Meeresorganismen wie die einzelligen Foraminiferen sowie tierisches und pflanzliches Plankton stirbt ab und sinkt auf den Grund von Meeren und Seen. In den Tiefen der Meere und Seen gelangt an das tote, organische Material kaum Sauerstoff. Die Folge: Das abgestorbene Plankton kann nicht verwesen. Sedimente wie Sand und Ton mischen sich mit der Zeit in die Planktonschicht. Es entsteht der sogenannte Faulschlamm: feinkörniges, unverfestigtes Erdölmuttergestein.

Durch weitere Überlagerung mit Sedimenten verfestigt sich das Muttergestein und wandert in die Tiefe. Druck und Hitze nehmen zu. In einer Tiefe zwischen 1500 und 4000 Metern, bei Temperaturen zwischen 80 Grad Celsius und 150 Grad Celsius herrschen ideale Bedingungen für die Entstehung von Erdöl:

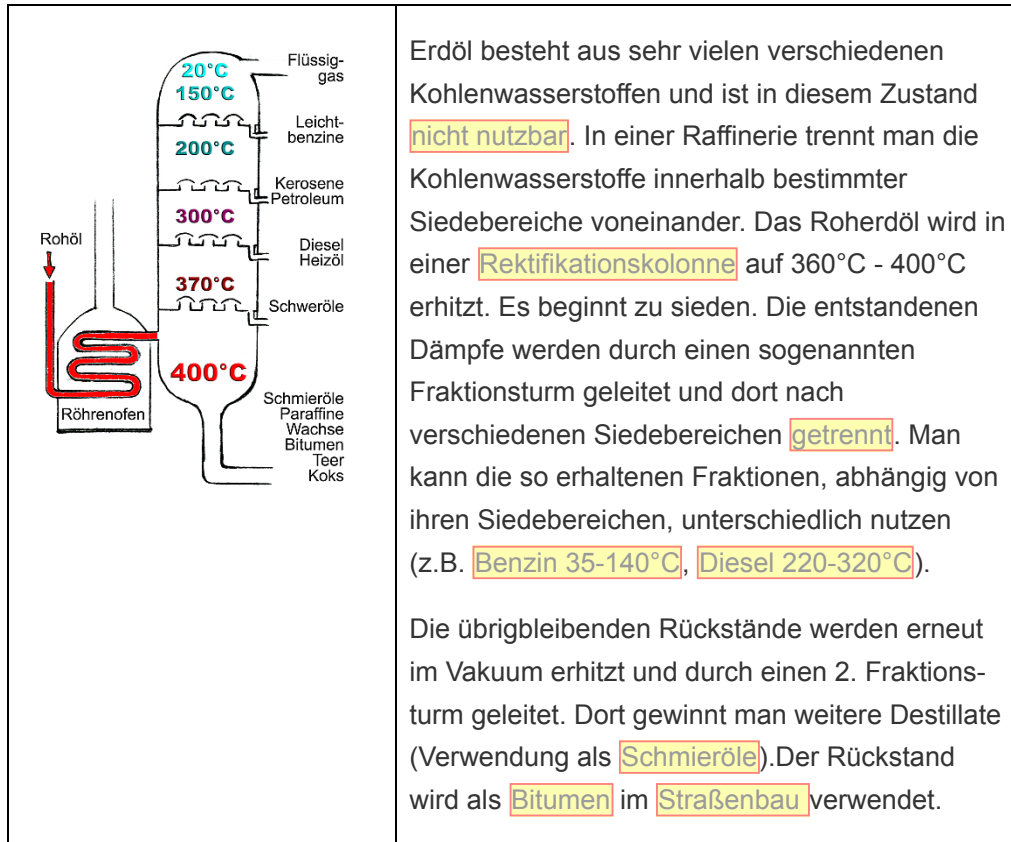
Die Bindungen der großen Moleküle des Muttergesteins brechen auf. Es entstehen kleinere Moleküle, die Erdöl-Kohlenwasserstoffe. Erdölvorkommen sind poröse Gesteinsschichten, die sozusagen wie ein Schwamm vollgesogen sind mit Erdöl. Die



Benzin 35-140°C	<input type="checkbox"/>
Bitumen	<input type="checkbox"/>
Diesel 220-320°C	<input type="checkbox"/>
Druck und Hitze	<input type="checkbox"/>
Erdöl-Kohlenwasserstoffe	<input type="checkbox"/>
Erdöl	<input type="checkbox"/>
Faulschlamm	<input type="checkbox"/>
getrennt	<input type="checkbox"/>
Grund von Meeren	<input type="checkbox"/>
katalytischen Cracken	<input type="checkbox"/>
Kohlenstoffdioxid	<input type="checkbox"/>
Lambdafensters	<input type="checkbox"/>
Lambdasonde	<input type="checkbox"/>
Millionen	<input type="checkbox"/>
nicht nutzbar	<input type="checkbox"/>
nicht verwesen	<input type="checkbox"/>
Rektifikationskolonne	<input type="checkbox"/>
Ruß	<input type="checkbox"/>
Sauerstoffmessung:	<input type="checkbox"/>
Schadstoffe	<input type="checkbox"/>
Schmieröle	<input type="checkbox"/>
Sedimenten	<input type="checkbox"/>
Straßenbau	<input type="checkbox"/>
thermischen Cracken	<input type="checkbox"/>
Wasser	<input type="checkbox"/>
zerlegt („crackt“)	<input type="checkbox"/>

wundersame Verwandlung des Planktons zu dem schwarzen, stinkigen und klebrigen Rohstoff kann zwischen 10.000 und einigen **Millionen** Jahren dauern.

Öl-Raffinerien



Erdöl besteht aus sehr vielen verschiedenen Kohlenwasserstoffen und ist in diesem Zustand **nicht nutzbar**. In einer Raffinerie trennt man die Kohlenwasserstoffe innerhalb bestimmter Siedebereiche voneinander. Das Roherdöl wird in einer **Rektifikationskolonne** auf 360°C - 400°C erhitzt. Es beginnt zu sieden. Die entstandenen Dämpfe werden durch einen sogenannten Fraktionsturm geleitet und dort nach verschiedenen Siedebereichen **getrennt**. Man kann die so erhaltenen Fraktionen, abhängig von ihren Siedebereichen, unterschiedlich nutzen (z.B. **Benzin 35-140°C**, **Diesel 220-320°C**).

Die übrigbleibenden Rückstände werden erneut im Vakuum erhitzt und durch einen 2. Fraktionsturm geleitet. Dort gewinnt man weitere Destillate (Verwendung als **Schmieröle**). Der Rückstand wird als **Bitumen** im **Straßenbau** verwendet.

Benzin durch Cracken

Man benötigt viel mehr (Leicht-)Benzin, als normalerweise im Erdöl vorhanden ist. Die Verbindungen, die im Benzin, Dieselkraftstoff, bzw. im leichten Heizöl enthalten sind, bestehen aus kleineren Kohlenwasserstoffmolekülen als die im schweren Heizöl oder im Rückstand der fraktionierten Destillation. Man **zerlegt („crackt“)** deshalb großtechnisch die großen Kohlenwasserstoffmoleküle in kleinere.

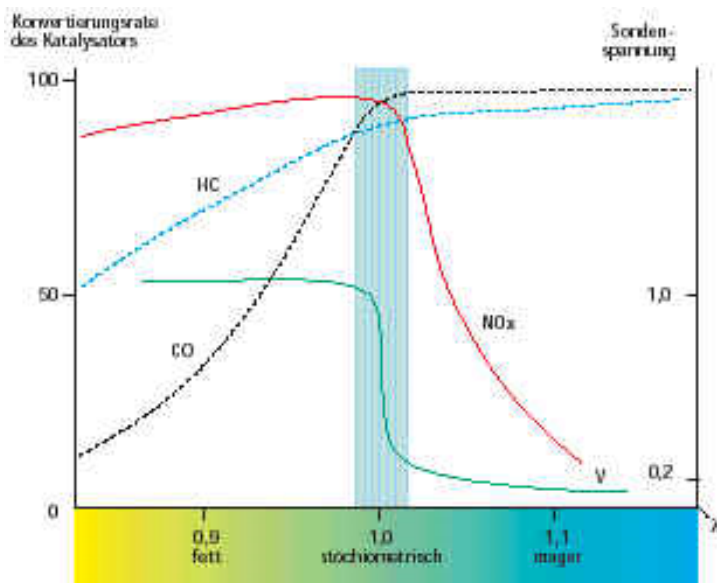
Beim **thermischen Cracken** wird vor allem schweres Heizöl auf bis über 500°C erhitzt. Das führt dazu, dass die großen Moleküle in Schwingung geraten und die C-C Bindungen aufbrechen.

Jedoch kann beim **katalytischen Cracken** mithilfe eines Katalysators ein wesentlich schnelleres Umwandlungsergebnis erreicht werden.

Bei beiden Methoden wird außer einer gewissen Menge an verschiedenen Kohlenwasserstoffen gleichzeitig Kohlenstoff gewonnen, der sich auf dem Katalysator abschlägt. Dieser findet als **Ruß** z.B. in der Reifenindustrie Verwendung. Die beim Cracken entstandenen Flüssigprodukte können durch fraktionierte Destillation weiter aufgetrennt werden.

Der Kat (Autokatalysator)

Beim Verbrennen des Benzins entstehen nicht nur **Kohlenstoffdioxid** und **Wasser**, sondern auch giftige Nebenprodukte (z.B. Kohlenstoffmonoxid) und nicht verbrannte Kohlenwasserstoffe. Durch den Einsatz von Katalysatoren ist es möglich den Schadstoffanteil der Abgase zu verringern. Die vom Motor kommenden Abgase strömen durch Kanäle eines Keramikwabenkörpers und kommen mit Edelmetall, dem eigentlichen Katalysator, in Berührung. An dessen Oberfläche läuft durch Sauerstoffzugabe die Nachverbrennung der **Schadstoffe** zu dem weniger gefährlichen Kohlenstoffdioxid sowie der ungefährlichen Verbindung Wasser ab.



Lambdasonde und Regelbereich HC = Kohlenwasserstoffe

Die **Lambdasonde** ermittelt die Abgaskonzentration durch eine vergleichende **Sauerstoffmessung**: Der konstante Sauerstoffgehalt der **Außenluft** (ca. 20,8%) wird mit dem **Restsauerstoff im Abgas** verglichen. Befindet sich zum Beispiel ein Restsauerstoffgehalt von 2% (mager) im Abgas so entsteht ein Spannungssignal. Sind weniger als 2% Restsauerstoff vorhanden (fett) so macht sich das durch eine erhöhte Differenz zum Außenluftsauerstoff und einer Sonden-Spannung von ca. 0,9% bemerkbar. Diese Unterschiede werden über ein **Spannungssignal** an das Steuergerät weitergegeben, das dann Zündung und Einspritzung entsprechend korrigiert. Die beste Reduzierung aller 3 Schadstoffe kann der Katalysator nur dann erzielen, wenn sich das Gemisch im Bereich des **Lambdafensters** (0,98-1,01)

befindet.

Autor: [Ka](#) Anmerkung: [Erdöl](#)

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [22 Halogenalkane]

Begriffe



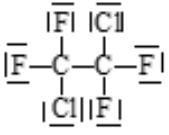
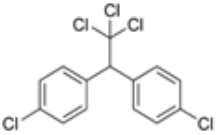
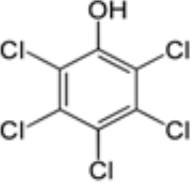
Halogenalkane

Die Halogenalkane (früher: Alkylhalogenide) enthalten als funktionelle Gruppe die "Halogene" F, Cl, Br oder I.

Bei der Nomenklatur wird zunächst die **Positionsangabe** des Halogens, dann das Halogen selbst und **danach das Alkan** angegeben.

Formel	Name(n)	Herstellung, Eigenschaften, Besonderheiten, Verwendung
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{Cl}-\text{C}-\text{Cl} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$	Trichlormethan (Chloroform)	süßlich riechende Flüssigkeit, kaum in Wasser löslich gutes Lösungsmittel für Harze und Fette, Grundstoff für Synthesen Früher: Einsatz als Narkosemittel – evtl. krebserregend . Ersatz: Halothan (2-Brom-2-Chlor-1,1,1-trifluorethan)
$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{Cl}-\text{C}-\text{Cl} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$	Tetrachlormethan (Tetrachlorkohlenstoff, Tetra)	zur chemischen Reinigung !! Krebserregend !!
$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \backslash & / \\ & \text{C}=\text{C} \\ & / & \backslash \\ \text{H} & & \text{Cl} \end{array}$	Monochlorethen (Vinylchlorid)	Herstellung aus Erdöl, Erdgas zur Herstellung von <u>Polyvinylchlorid</u> (PVC) Krebserregend
$\begin{array}{c} \text{F} & & \text{F} \\ & \backslash & / \\ & \text{C}=\text{C} \\ & / & \backslash \\ \text{F} & & \text{F} \end{array}$	Tetrafluorethen	Zur Herstellung von <u>Poly-tetra-fluorethen</u> (PTFE - Teflon) Einsatz für Werkstoffe - Pfannenbeschichtungen etc.

(Vinylchlorid)	X
Altholzverordnung	X
danach das Alkan	X
DDT	X
Dehalogenierung	X
Dehydrohalogenierung	X
Ersatzstoffe	X
Gewächshausglas	X
Halogene	X
Halogenwasserstoff	X
immer mehr	X
Nucleophile Substitution	X
PCP	X
Positionsangabe	X
PVC)	X
seit 1977 verboten.	X
Teflon	X
Tetrachlormethan	X
Tetrafluorethen	X
Trichlormethan	X
Wärmestrahlung	X
zerstört	X

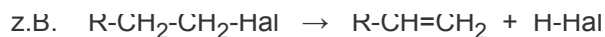
	<p>1,2-Dichlor-tetra-fluor-ethan</p>	<p>Beispiel für Fluor-Chlor-Kohlen-Wasserstoffe (FCKW), die meist als Frigen, Freone bzw. Halone bekannt sind: Ehemals Treibmittel für Sprühdosen, Feuerlöschmittel u. Kühlmittel bei Kühlschränken, da sie inert (sehr reaktionsträge) und in der Atmosphäre am Entstehen des Ozonlochs beteiligt sind.</p>
	<p>DDT</p>	<p>Dichlordiphenyltrichlorethan 1,1,1-Trichlor-2,2-di-(4-chlorphenyl)-ethan</p> <p>Weltweit sehr häufig eingesetztes Insektizid. Wegen Schäden an Vögeln und Menschen auch in der BRD</p> <p>seit 1977 verboten.</p>
	<p>PCP</p>	<p>2,3,4,5,6-Pentachlorphenol</p> <p>Gebräuchliches Holzschutzmittel – Verändert die Atmungs-kette bis zum Herzversagen. Seit 1989 Herstellung in Deutschland verboten</p> <p>Achtung: auch Altholzverordnung</p>

Eigenschaften:

Die Moleküle der Halogenkohlenwasserstoffe sind meist nicht polar genug, so dass sich die Halogenalkane kaum in Wasser lösen.

Wichtige Reaktionen:

1. **Nucleophile Substitution** des Halogens durch "OH" → Alkohole
z.B. $R\text{-Hal} + \text{OH}^- \rightarrow R\text{-OH} + \text{Hal}^-$
2. **Dehalogenierung** von Alkenen bzw. Alkinen (Abspaltung von Halogen):
z.B. $\text{Br-CH}_2\text{-CH}_2\text{-Br} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2$
- 2a. **Dehydrohalogenierung** von Alkenen /inen (Abspaltung von **Halogenwasserstoff**):



Der Treibhauseffekt - Ozonloch

In der Atmosphäre absorbieren im Wesentlichen drei Gase: Ozon (absorbiert UV-Strahlung), Kohlenstoffdioxid und Wasserdampf (absorbieren beide Infrarotstrahlung).

Treibhaus: Sonnenlicht dringt durch das Gewächshausglas ein und erwärmt die Erde (Umwandlung in andere Strahlung). Die Wärmestrahlung wird durch das Glas im Treibhaus gehalten, weil es keine Wärmestrahlung durchlässt.

Von der Sonneneinstrahlung werden 30% von der Erde und den Wolken ins Weltall reflektiert. Von dem Teil, der die Erde erreicht, kann nur ein kleiner Teil ins Weltall entweichen; das meiste wird von den Treibhausgasen absorbiert und zur Erde zurückgestrahlt. Durch die Erhöhung der Konzentration der Treibhausgase (Verbrennen kohlenstoffhaltiger Substanzen wie Kohle und Benzin) erhöht der Mensch die Konzentration von CO_2 in der Atmosphäre. Die Erde erwärmt sich damit immer mehr.

Zur Folge hat dies eine Verschiebung der Klimazonen, ein Abschmelzen der Polkappen etc.

Das Ozon, welches die krebserregenden UV-Strahlen der Sonne zum großen Teil durch Reflexion von der Erde fernhält, wird in komplizierten chemischen Vorgängen zum Teil durch die FCKW zerstört. Deshalb werden heute Ersatzstoffe in Kühlschränken Spraydosen etc. eingesetzt.

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [23 Ungesättigte Kohlenwasserstoffe]

Begriffe

Rich text editor toolbar with icons for cut, copy, paste, undo, redo, bold, italic, underline, strikethrough, text color, background color, bulleted list, numbered list, link, unlink, indent, outdent, decrease indent, increase indent, and a search icon.

Styles | Format | Font | Size

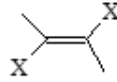
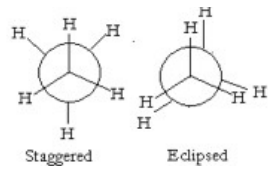
Ungesättigte Kohlenwasserstoffe

Alkene enthalten mindestens eine C=C-**Doppelbindung**. Der Name entspricht dem des Alkans, nur wird statt der Endung "an" die Endung "en" angehängt. Die Stellung der Doppelbindung (möglichst kleine Ziffer) wird als Ziffer an den Namen angehängt.

Alkine enthalten mindestens eine C≡C-**Dreifachbindung**. Entsprechend wird statt der Endung "an" die Endung "in" angehängt.

Bindungstyp			$R-C\equiv C-R$
C-C-H - Winkel	109°28'	120°	180°
C-C- Atomabstand	0.153 nm	0.134 nm	0.121 nm
Elektronen zwischen C-C	2	4	6
Anordnung um C-Atom	Tetraeder	Dreieck	Gerade
Anordnung der Atome um die Bindung	2 an einer Ecke sich berührende Tetraeder	6 Atome in einer Ebene	4 Atome auf einer Geraden
Dreh(Drill-)barkeit um die C-C -Achse	ja	nein	entfällt
Besonderheiten	Konformationen: Stellung auf Lücke Stellung auf Deckung	Konfigurationsisomerie cis - Form	

2	X
4	X
6	X
Acetylen	X
Butadien	X
C ₂ H ₄	X
cis - Form	X
delokalisiert	X
Doppelbindung	X
Dreieck	X
Dreifachbindung	X
Ebene	X
Einfachbindung	X
elektrophile	X
Ethen	X
Geraden	X
Gerade	X
Kation	X
PMMA	X
Polyethylen	X
PVC	X
recht hoch	X
Reifen	X
Schweißen	X
sp ²	X
sp ³ -	X
sp	X
substituiertes Alkan	X
Tetraeder	X
	X



trans-Form

Tetraeder

trans-Form

Beispiele für ungesättigte Kohlenwasserstoffe:

Formel	Name(n)	Herstellung, Eigenschaften, Besonderheiten, Verwendung
	<p>Ethen</p> <p>(Ethylen)</p> <p>C₂H₄</p>	<p>Herstellung aus Leichtbenzin durch Pyrolyse bei 2000 °C.</p> <p>Fp.: - 169 °C, Kp.: -104 °C;</p> <p>explosive Gemische mit Luft:</p> <p>Grundstoff für chemische Synthesen z. B. PE</p>
	<p>1,3-Butadien</p> <p>(Butadien)</p> <p>C₄H₆</p>	<p>Herstellung aus Erdöl</p> <p>Fp.: - 109 °C, Kp.: -4,5 °C; giftig</p> <p>Zur Herstellung von Kautschuk (Reifen) oder Latex)</p>
<p>H - C ≡ C - H</p>	<p>Ethin</p> <p>(Acetylen)</p> <p>C₂H₂</p>	<p>Herstellung aus Leichtbenzin durch Pyrolyse bei 2000 °C.</p> <p>Im Labor: Reaktion von Calciumcarbid mit Wasser</p> $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H-C}\equiv\text{C-H} + \text{Ca(OH)}_2$ <p>Sublimp.: - 85 °C; hochexplosive Gemische mit Luft</p> <p>Gas zum Schweißen und Schneiden</p> <p>Grundstoff für chemische Synthesen</p>

Allgemeine Eigenschaften der Alkene (bzw. Alkine):

Die physikalischen Eigenschaften und die Brennbarkeit sind denen der Alkane sehr ähnlich.

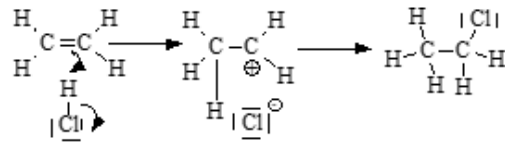
1. Elektrophile Addition:

In Gegensatz zu den unpolaren Alkanen bildet die Doppelbindung einen Ort, an dem die Elektronendichte recht hoch ist. Hier erfolgt der Angriff von Reagenzien, die Elektronen anziehen (elektrophile), z.B. Säuren, Wasser, aber auch Halogene.

Beispiel: Reaktion von Ethen mit HCl:

Angriff des positiven H⁺ (Elektrophils) an der Doppelbindung. Das entstehende Kation wird durch das Cl⁻ abgesättigt.

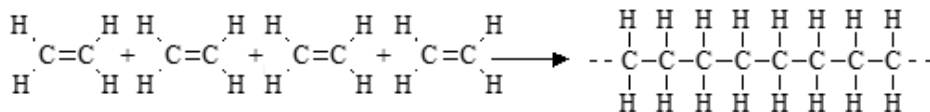
Insgesamt entsteht aus einem Alken ein substituiertes Alkan. Es wird HCl addiert.



2. Katalytische Hydrierung

Durch Anlagerung von Wasserstoff kann man aus der Doppelbindung eine **Einfachbindung** herstellen. Da Wasserstoff nicht elektrophil ist, bedarf es eines besonderen Katalysators, meist Palladium oder Platin. So entsteht z.B. aus Ethen durch Addition von Wasserstoff das Ethan.

3. Polymerisation



Meist gesteuert durch ionenhaltige Katalysatoren werden Ethenmoleküle mit sich selbst zu sehr langen Ketten verknüpft. So entsteht

aus Ethen **Polyethylen**, PE,
 aus Chlorethen (Vinylchlorid) Polyvinylchlorid, **PVC** und
 aus Methacrylsäuremethylester **Polymethylmethacrylat**, **PMMA**

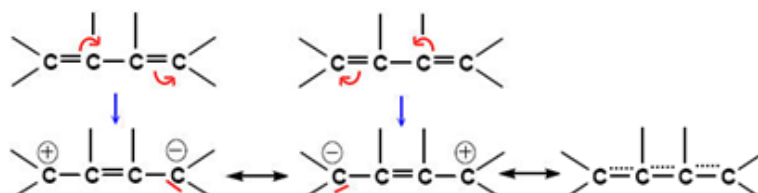
(Plexiglas)

Konjugierte Doppelbindungen

<u>isolierte</u> Doppelbindungen in der Mitte: sp³ -Kohlentoff	<u>konjugierte</u> Doppelbindungen Vier zusammenhängende sp² -Kohlentoffatome	<u>kumulierte</u> Doppelbindungen in der Mitte: sp -Kohlentoff

Mesomerie

Interessant sind die mesomere Grenzformeln bei konjugierten Doppelbindungen:



Die π -Elektronen der Doppelbindungen sind nicht mehr isoliert, sondern über einen größeren Bereich verteilt. Sie sind **delokalisiert** (angedeutet durch die punktierten Linien ganz rechts).

Autor: [Ka](#) Anmerkung: [ungesättigte KW](#)

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [23a MO-Theorie]

Begriffe



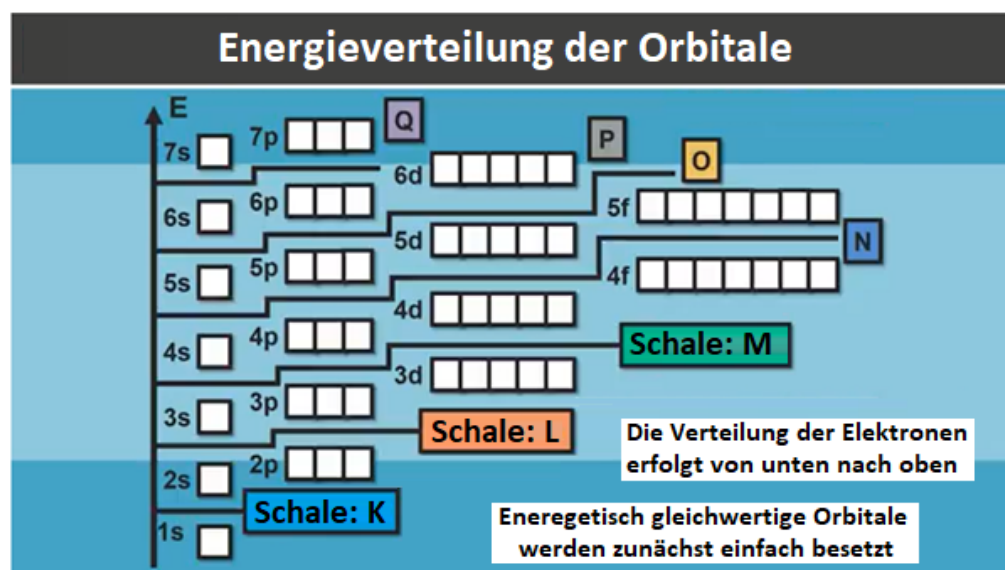
Stark vereinfachte Molekül-Orbital-Theorie

Als Weiterentwicklung des Schalenmodells von Bohr geht man beim **Orbital-Modell** davon aus, dass sich die Elektronen in bestimmten Aufenthaltsräumen (mit einer **Wahrscheinlichkeit von ca. 90%**) bewegen.

Die Orbitale haben unterschiedliche Formen und Energien und können maximal 2 Elektronen aufnehmen (Pauli-Prinzip).

Atomorbitale:

Die ehemalige „Schalennummer“ K, L, M etc. ergibt das Grundenergieniveau. Wir benutzen ab jetzt dafür die Hauptquantenzahl (**arabische Ziffern 1,2,3 ...**).



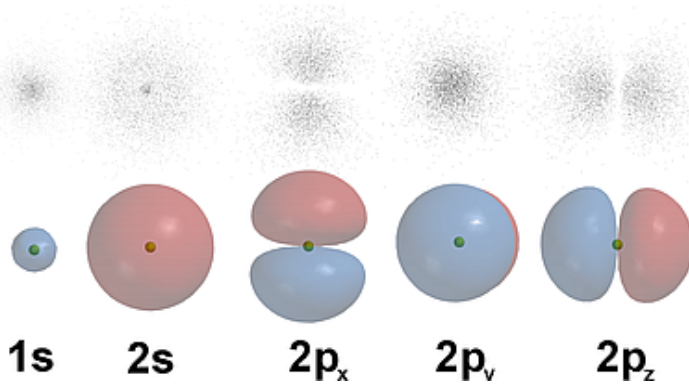
Die maximale Anzahl der Elektronen auf einer Schale lässt sich noch unterteilen in „Nebenquanten“ mit den Buchstaben **s, p, d und f**. Die Anzahl der tatsächlichen Elektronen wird oben als Index geschrieben.

So werden die 5 Elektronen des Bor mit $1s^2, 2s^2, 2p^1$ bezeichnet.

Wegen der Komplexität beschäftigen wir uns nur mit den einfachen Orbitalen:

Für jede Hauptquantenzahl gibt es, wenn möglich, jeweils **ein s (sharp) -Orbital** (kugelförmig) und drei **p(principal)-** Orbitale (hantelförmig - jeweils in eine der drei Raumachsen x, y und z gerichtet).

arabische Ziffern 1,2,3 ...	X
Atomorbitale:	X
C-H-Bindungen	X
Doppel-Bindung	X
ein s (sharp) -Orbital	X
einer π -Bindung	X
Ethen:	X
Ethin:	X
halbwegs plausibler	X
Hückel-Regel	X
Mesomerie-Energie.	X
Molekülorbitale	X
Orbital-Modell	X
p(principal)-	X
Ringstrom	X
s, p, d und f	X
sind alle gleich	X
sp-sp- Molekülorbital	X
sp ² -sp ² - Molekülorbital	X
sp ³ -Hybridorbitale bilden	X
Wahrscheinlichkeit von ca. 90%)	X
zwei π -Bindungen.	X
σ -Bindung	X

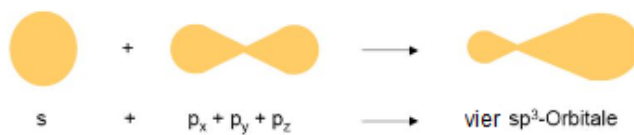


Formen und Größen der energieärmsten Orbitale (90% Wahrscheinlichkeit)

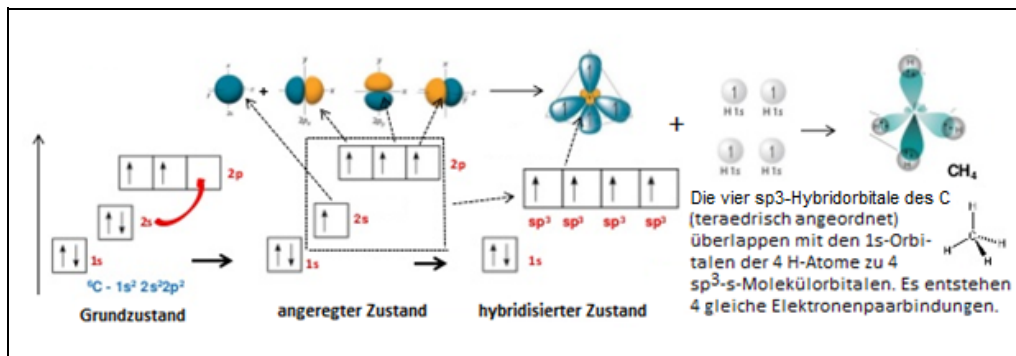
Hybridisierung und Molekülorbitale

An dieser Stelle werden nicht die Komplexe MO-Theorie, basierend auf der Schrödinger-Gleichung und die entsprechenden LCAO-Methoden oder Hückel-Rechnungen ohne antibindende und nichtbindende Orbitale dargestellt, sondern nur deren Ergebnisse in halbwegs plausibler Darstellung wiedergegeben.

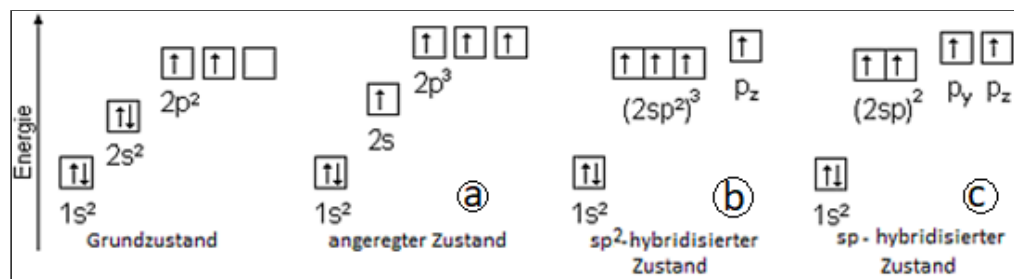
Experimentelle Untersuchungen zeigten, dass im Methanmolekül alle C-H-Bindungen gleichwertig sind. Die Bildung von vier Bindungen im Methanmolekül, die das Kohlenstoffatom eingeht, lässt sich aus der Elektronenkonfiguration des C-Atoms im sogenannten Grundzustand nicht so ohne weiteres verstehen. Deshalb schlug PAULING über einen angeregten Zustand den hybridisierten Modellzustand vor. Er nahm an, dass die drei senkrecht aufeinander stehenden 2p-Orbitale und das kugelsymmetrische 2s-Orbital beim angeregten C-Atom vier gleichwertige, energetisch etwas tieferliegende, sogenannte sp³-Hybridorbitale bilden. Sie haben etwa folgende Form: (90 % Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Elektronen).



a) Das eine 2s Orbital hybridisiert aus einem angeregten Zustand mit den drei 2p-Orbitalen und es entstehen vier energetisch gleichwertige sp³-Hybridorbitale. Im Überblick ergibt sich folgendes Schema:



Aus dem angeregten Zustand s.o. können durch Überlappung auch noch **weitere Hybridzustände** entstehen:



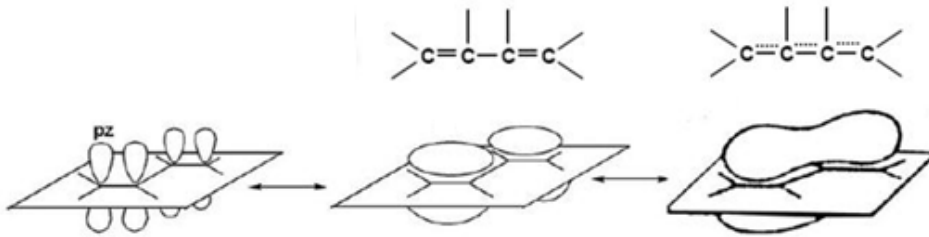
b) aus zwei 2p Orbitalen und einen 2s Orbital entstehen drei gleichwertige sp^2 -Orbitale, das p_z -Orbital bleibt

c) aus einem 2p Orbital und einen 2s Orbital entstehen zwei gleichwertige sp -Orbitale, Die p_y und p_z -Orbitale bleiben außen vor.

<p style="text-align: center;">Ethen:</p> <p>Die beiden C- und die 4 H-Atome liegen in einer Ebene:</p> <p>1) „sp^2-sp^2- Molekülorbital“ gebildet von jeweils einem $2sp^2$ Hybridorbital der zwei Kohlenstoffatome. σ-Bindung. (Die anderen beiden sp^2-Orbitale eines jeden C-Atoms bilden jeweils mit den 1s-AOs der beiden H-Atome sp^2-s Molekülorbitale s-Bindungen)</p> <p>2) Das übrig gebliebene $2p_z$-Atomorbital des einen C-überlappt <u>oberhalb und unterhalb</u> der Ebene mit dem $2p_z$-Orbital des anderen C-Atoms zu einer π-Bindung</p>	<p style="text-align: center;">Ethin:</p> <p>Die beiden C- und die 2 H-Atome liegen auf einer Linie.</p> <p>1) „$sp-sp$- Molekülorbital“ gebildet von jeweils einem $2sp$ Hybridorbital der zwei Kohlenstoffatome: σ-Bindung. (Das andere sp Orbital jedes C-Atoms bildet mit dem 1s-AO des jeweiligen H-Atoms eine s-Bindung)</p> <p>2) Die beiden übrigen $2p$-Orbitale des einen C-Atoms überlappen <u>oberhalb und unterhalb</u> der Ebene und <u>vorne und hinten</u> mit den $2p$ AOs des anderen C-Atoms zu zwei π-Bindungen.</p>
<p> Doppel-Bindung</p>	<p> Dreifach-Bindung</p>

Konjugierte Systeme

Butadien



Die p Orbitale überlappen sich zu zwei Doppelbindungen

Die π -Elektronen konjugierter Doppelbindungen vermischen sich - sind **delokalisiert**

Tatsächlich sind die Bindungslängen der Doppelbindung länger als die einer isolierten Doppelbindung und die Einfachbindungen sind kürzer als ‚normale‘ Einfachbindungen. Das Molekül ist stabiler: Die Energie des Moleküls ist geringer als die theoretische Energie der Summe der Bindungen. Die Differenz nennt man: **Mesomerie-Energie**.

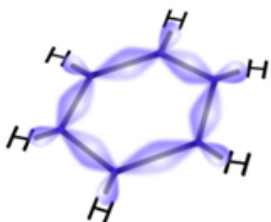
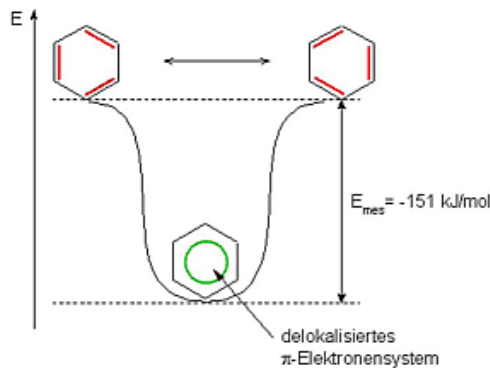
Aromatische Systeme

Die Energie des Benzol-Moleküls ist viel niedriger (um 151 kJ/mol, die Mesomerieenergie) als das von den einzelnen Bindungsenergien zu erwarten ist.

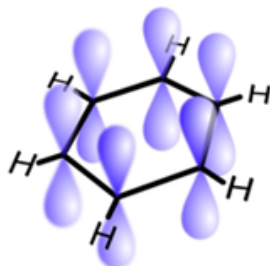
Die C-C Bindungslängen **sind alle gleich** und kürzer als Einfachbindungen aber länger als Doppelbindungen.

Die 6 Doppelbindungselektronen sind im Kreis delokalisiert.

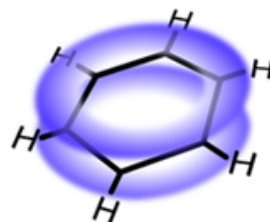
Der „**Ringstrom**“ lässt sich NMR spektroskopisch nachweisen.



Benzol
6 sp^2-sp^2 - σ -Bindungen C-C
6 sp^2-s - σ -Bindungen C-H



Benzol
6 p z Atomorbitale



Benzol
delokalisierte
 π -Orbitalwolke

Allgemein: **Hückel-Regel**

für Aromaten Eine ungesättigte, ringförmige Substanz ist dann ein Aromat, wenn für die Zahl der π -Elektronen in ihrem konjugierten Ringsystem gilt: $Z = (4n + 2)$ π -Elektronen mit $n = 0, 1, 2, 3, \dots$ Dann ist Verbindung **planar**.

Autor: [Ka](#) Anmerkung: [Sehr vereinfacht](#)

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>

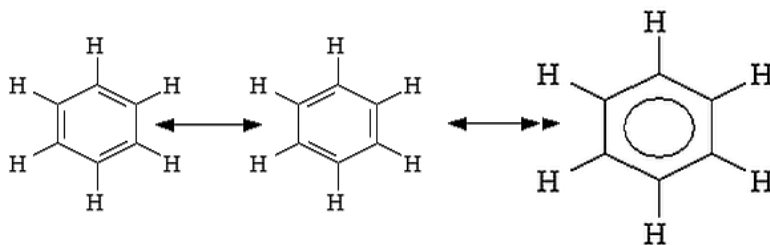


Lückentext: [23b Aromaten]

Begriffe



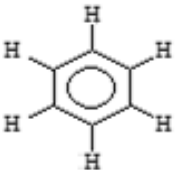
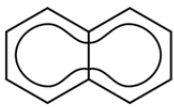
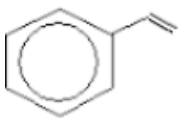
Benzol und Aromaten



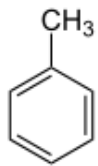
Eine besondere Klasse: Es gibt **kein „Cyclohexatrien-1.3.5“**. (die Zeichnungen links sind lediglich mesomere Grenz-Formeln)

Alle 6 C-C Bindungen sind **gleichlang: 0,140 nm**. Das liegt zwischen den Längen von Einfach- (0,153 nm) und Doppelbindung (0,132 nm). Alle 6 C-Atome liegen in **einer Ebene**.

Der **Kreis** (rechts) soll das deutlich machen und steht für 6 Elektronen (der 3 Doppelbindungen, die trotzdem häufig so gezeichnet werden). Als abkürzende Schreibweise hat sich „ArH“ eingebürgert.

	Benzol Benzen (IUPAC) C ₆ H ₆	Herstellung durch spezielle Verfahren aus Steinkohlenteer- heute mehr aus Erdöl. Es ist ein Lösungsmittel, giftig, 6 π-Elektronen, Fp.: - 5,5 °C, Kp.: 80,1 °C, aromatische Verbindung. Grundstoff für viele chemische Synthesen - Krebserregend
	Naphthalin Naphthalen C ₁₀ H ₈	10 π-Elektronen, Fp.: 80 °C, Kp.: 218 °C, Früher in Mottenkugeln Herstellung von Lösungsmittel, Farbstoffen und Geruchstoffen, allergieerzeugend, Verdacht auf krebserzeugende Wirkung
	Styrol Phenylethen C ₈ H ₈	6+2 π-Elektronen, Fp.: -30,6 °C, Kp.: 145 °C, Herstellung von Kunststoffen (Polystyrol, PS) durch Polymerisation der Doppelbindung, aber auch: (Acrylnitril-Butadien-Styrol-ABS) Copolymerisate.

Abspaltung eines Protons	<input type="checkbox"/>
Azokupplung	<input type="checkbox"/>
Benzol	<input type="checkbox"/>
einer Ebene.	<input type="checkbox"/>
elektrophilen Addition	<input type="checkbox"/>
Friedel-Crafts-Acylierung	<input type="checkbox"/>
Friedel-Crafts-Alkylierung	<input type="checkbox"/>
gleichlang:	<input type="checkbox"/>
kein „Cyclohexatrien-	<input type="checkbox"/>
KKK -	<input type="checkbox"/>
Kreis	<input type="checkbox"/>
mesomere Effek	<input type="checkbox"/>
meta	<input type="checkbox"/>
Minus-Effekt	<input type="checkbox"/>
Naphthalin	<input type="checkbox"/>
Nitrierung	<input type="checkbox"/>
ortho	<input type="checkbox"/>
para	<input type="checkbox"/>
SSS-	<input type="checkbox"/>
starkes Elektrophil	<input type="checkbox"/>
Styrol	<input type="checkbox"/>
Sulfonierung	<input type="checkbox"/>
Toluol	<input type="checkbox"/>
Zweitsubstitution	<input type="checkbox"/>



Toluol

Methylbenzen

C₇H₈

6 p-Elektronen, Fp.: -95 °C, Kp.: 111 °

Lösungsmittel für Lacke, Kleber

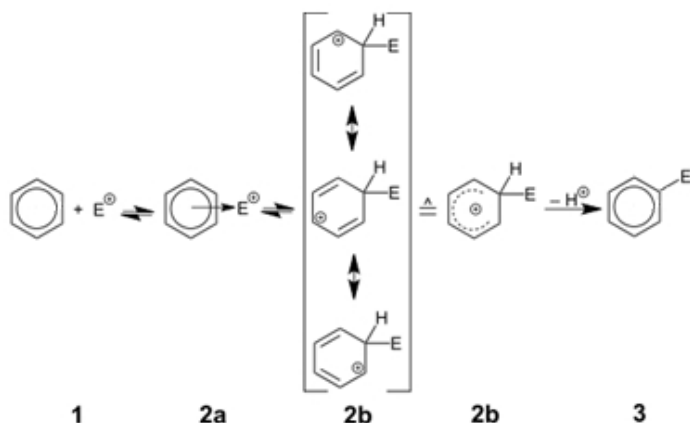
Herstellung von TNT (Trinitrotoluol)

Reaktionen:

Elektrophile aromatische Substitution

Der typische Test auf Doppelbindungen mit Bromwasser schlägt fehl. Um die Mesomeriestabilisierung zu überwinden, benötigt man ein **starkes Elektrophil**.

In einem ersten Reaktionsschritt erfolgt der Angriff eines Elektrophils (E⁺) genau wie bei der **elektrophilen Addition** an Alkene (siehe 1 in der Skizze). Dabei wird der aromatische Zustand aufgehoben. Dennoch gibt es eine Mesomeriestabilisierung (2).



Schließlich aber bildet sich unter **Abspaltung eines Protons** (nicht, wie bei der elektrophilen Addition an Doppelbindungen eine Addition eines Nucleophils) eine stabilere aromatische Form (3) zurück. Bei der (katalysierten) Reaktion von Benzol mit Chlor entstehen Chlorbenzol (Substitution = Addition von Cl und Eliminierung von H) und Chlorwasserstoff.

Einige aromatische Substitutionen

Aromat	Reagenz	Erzeugung oder Kat	Produkt	Reaktion
ArH	NO ₂ ⁺	HNO ₃ /HCl	ArNO ₂	Nitrierung
ArH	H ₂ SO ₄	Konz.	ArSO ₃ H	Sulfonierung
ArH	R-Cl	AlCl ₃ /FeCl ₃	ArR	Friedel-Crafts-Alkylierung

ArH	R-COCl	AlCl ₃ /FeCl ₃	ArCOR	Friedel-Crafts-Acylierung
ArH	Ar'N≡N ⁺		Ar-N=N-Ar'	Azokupplung

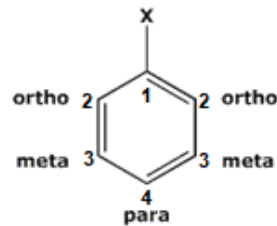
Aromatische Zweitsubstitution

Ist schon ein Rest vorhanden, kommen dessen elektronischen Effekte bei der Ausbildung des Übergangszustandes zum Tragen: Sie dirigieren dadurch den elektrophilen Angreifer an eine bestimmte Position:

ortho – ‚aufrecht‘ (1,2-)

meta – ‚jenseits‘ (1,3-)

para – ‚gegen(über)‘ (1,4-)



Elektronische Effekte

In einem Molekül können durch Substituenten am betrachteten Ort Elektronen teilweise abgezogen (**Minus-Effekt**) oder zum Ort hingeschoben (Plus-Effekt.)

Der **induktive Effekt** wirkt aufgrund elektrostatischer Anziehung bzw. Abstoßung – also hier in erster Linie der Elektronegativitätsunterschied.

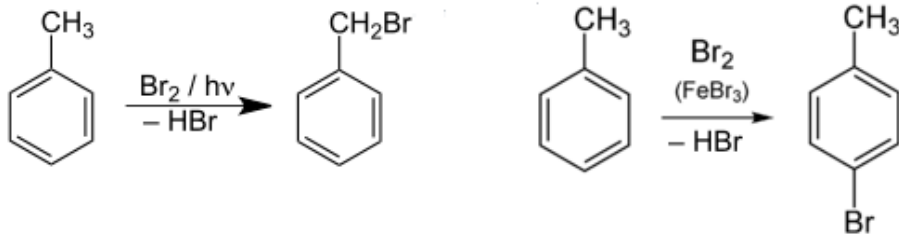
Der **mesomere Effekt** erklärt sich auf Grund von stabilisierenden mesomeren Formen, die die Elektronendichte am zu betrachtenden Ort vermindern oder erhöhen. In der organischen Chemie ist die Betrachtung der elektronischen Effekte sinnvoll, um Reaktionsabläufe oder -mechanismen zu erklären.

Erstsubstituent	<u>M-</u> Effekt	<u>I-</u> Effekt	Dirigierender Effekt	Aktivierender Effekt
-O ⁻	+	+	ortho / para	aktivierend stark
-OH / -NH ₂ / -NR ₂	+	-	ortho / para	aktivierend stark
-OCH ₃ / -OR / -NHCOR	+	-	ortho / para	aktivierend mittel
Alkylrest	n/a	+	ortho / para	aktivierend schwach
F / Cl / Br / I	+	-	ortho / para	desaktivierend

-F / -Cl / -Br / -I	+	-	<i>ortho / para</i>	schwach
-CN / -COOH / -COOR / -COH / -COR	-	-	<i>meta</i>	desaktivierendmittel
-NO ₂ / -NR ₃ ⁺ / -CF ₃ / -CCl ₃	-	-	<i>meta</i>	desaktivierend stark

Die **SSS-** bzw. **KKK-**Regel

Alkyлароматен können wie Alkane radikalisch substituiert
(Siedehitze-Sonnenlicht-Seitenkette)



oder wie Aromaten elektrophil substituiert werden. (Kälte-

Katalysator-Kern)

Lückentext Editor

neu öffnen speichern import export C >>

Lückentext: [24 Alkanole]

Begriffe

B *I* U ~~S~~ x_2 x^2 I_x

Styles ▼ | Format ▼ | Font ▼ | Size ▼

Alkanole (Alkohole)

Die Alkohole enthalten als funktionelle Gruppe die Hydroxylgruppe -OH. Bei der Benennung wird die Endung"-ol" mit vorgestellter Positionsangabe an den Namen des entsprechenden Alkans angehängt.

Einteilung:

Primärer Alkohol:	Am C-Atom, das die OH-Gruppe trägt, ist max. 1 C-Atom direkt gebunden. Die typische Gruppe ist die primäre alkoholische Gruppe	
Sekundärer Alkohol:	Am C-Atom, das die OH-Gruppe trägt, sind genau zwei C-Atome gebunden. Die typische Gruppe ist die sekundäre alkoholische Gruppe	
Tertiärer Alkohol:	Am C-Atom, das die OH-Gruppe trägt, sind genau drei C-Atome gebunden. Die typische Gruppe ist die tertiäre alkoholische Gruppe	

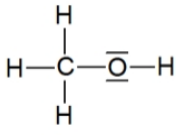
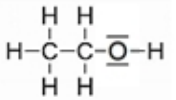
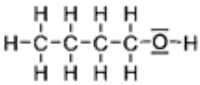
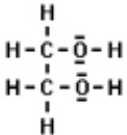
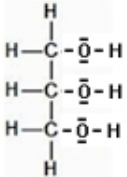
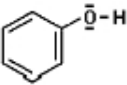
Mehrwertige Alkohole:

Das Molekül besitzt mehrere OH-Gruppen. Enthält es z.B. drei OH-Gruppen, so spricht man von einem **dreiwertigen** Alkohol.

Beispiele

Formel	Name(n)	Herstellung, Eigenschaften, Besonderheiten, Verwendung

- 1 C-Atom ✘
- Alkanal ✘
- Alken ✘
- Alkoholat ✘
- alkoholische Gärung ✘
- Butylalkohol ✘
- direkt ✘
- dreiwertigen ✘
- Ether ✘
- genau drei C-Atome ✘
- genau zwei C-Atome ✘
- Glycerin ✘
- Glycol ✘
- Halogenalkan ✘
- Kohlenmonooxid ✘
- Methanol ✘
- nicht mehr in Wasser. ✘
- Phenol ✘
- polaren Lösungsmitteln ✘
- Rauschmittel ✘
- unpolaren Lösungsmitteln ✘
- Veresterung ✘
- Äthylalkohol ✘
- überschätzt sich ✘

	<p>Methanol</p> <p>Methylalkohol</p> <p>Holzgeist</p>	<p>Herstellung: Katalytische Hydrierung von Kohlenmonoxid; farblose Flüssigkeit, brennbar, mit Wasser mischbar,</p> <p>Sdp. 65 °C, giftig (25 g tödlich); Genuss führt zur Erblindung; Grundstoff für Synthesen, Lösungsmittel, Einsatz als Treibstoff, Brennstoffzellen</p>
	<p>Ethanol</p> <p>Äthylalkohol</p> <p>Alkohol</p> <p>Weingeist</p>	<p>Herstellung: alkoholische Gärung, anschl. Destillation;</p> <p>unbegrenzt mischbar mit Wasser, Sdp. 78 °C, Genuss- und Rauschmittel => Suchtgefahr. Einsatz als Treibstoff, Grundstoff für Synthesen, Lösungsmittel.</p>
	<p>n-Butanol</p> <p>Butylalkohol</p>	<p>Herstellung: Durch Reaktion zwischen Propen und Synthesegas (CO + H₂) bildet sich u.a. Butanol. Dieses wird zu Butanol hydriert.</p> <p>Sdp.: 118 °C; Lösungsmittel</p>
	<p>1,2-Ethandiol</p> <p>Glycol</p>	<p>Sdp.: 198 °C; im Gemenge mit Wasser als Frostschutzmittel einsetzbar bis - 40°C; zweiwertiger Alkohol; süßlicher Geschmack, gesundheitsschädlich</p>
	<p>1,2,3-Propantriol</p> <p>Glycerin</p>	<p>Sdp. 290 °C, Dichte: 1.265 g/ml, ölige Flüssigkeit, dreiwertiger Alkohol von süßlichem Geschmack.</p> <p>Vorkommen: Chemisch gebunden in natürlichen Fetten und Ölen. Zur Herstellung von Salben und Sprengstoff: Nitroglycerin (Dynamit)</p>
	<p>Phenol</p> <p>Hydroxybenzol</p>	<p>Smp.: 41 °C, aromatischer Alkohol; die wässrige Lösung ist schwach sauer, Phenol ist giftig und keimtötend; zur Herstellung von Salben, Farbstoffen, Kunstharzen</p>

Eigenschaften der Alkohole:

Die **Hydroxylgruppe** ist polar und verantwortlich für die Lösung in **polaren Lösungsmitteln** (Wasser).

Der Alkylrest ist unpolar und verantwortlich für die Lösung in **unpolaren Lösungsmitteln** (Benzin).

Da in Alkoholen beide Gruppen vorhanden sind, dienen Alkohole als Lösungsvermittler.

Ist der Alkylrest zu lang, löst sich der Alkohol **nicht mehr in Wasser.**

Wichtigste Reaktionen:

1. Oxidation (schonend z.B. mit KMnO_4 in schwefelsaurer Lösung)

a) Primärer Alkohol $\text{----> Alkanal ---->}$
Alkansäure

b) Sekundärer Alkohol ----> Alkanon

c) Tertiär Alkohol reagiert mit schwachen Oxidationsmitteln nicht.

Die vollständige Oxidation liefert in allen Fällen Kohlenstoffdioxid und Wasser.

2. Abspaltung des "sauren" Wasserstoffs als H^+

mit Basen oder unedlen Metallen ---> Alkoholat

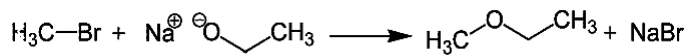
3. **Veresterung** mit Alkansäuren $\text{----> (Alkan)säureester + Wasser}$
(siehe 26 Alkansäuren)

4. Eliminierung (von Wasser) ---> Alken

5. Substitution durch Alkalisalze der Halogene ---> Halogenalkan

6. Reaktion mit weiteren Alkoholen (säurekatalysiert) ---> Ether

Williamsonsche Ethersynthese:



Brommethan + Natriumethanolat $\text{---> Ethylmethylether + Natriumbromid}$

Alkoholmissbrauch

	Bier	Weißwein	Sekt	Likör	Weinbrand
Menge	0,3 l	0,125 l	0,1 l	0,04 l	0,04 l
prozentualer Alkoholanteil	5%	10%	12%	30%	38%
Alkoholmenge	11,8 g	9,8 g	9,4 g	9,4 g	11,9 g

Alkohol aus alkoholischen Getränken gelangt **direkt** in den Blutkreislauf. Bei einem Glas Bier (0,3l) sind das 11,8 g purer Alkohol, 7g - 17g sind bei Babys schon tödlich. Der

durchschnittliche Alkoholgenuss in Deutschland liegt bei 28 g purem Alkohol am Tag. Bei jedem Vollrausch werden 10 Millionen Gehirnzellen zerstört. Bei einem Körpergewicht von 70kg kann der Mensch rd. 8g Alkohol pro Stunde abbauen.

Alkohol kann seelisch und körperlich stark abhängig machen. Unter Alkoholeinfluss überschätzt sich der Mensch selbst und es kommt zu anderen Veränderungen der menschlichen Sinneswahrnehmungen, wie z.B. Schwindelgefühle, Seheinschränkungen und Ausfall des Kurzzeitgedächtnisses.

Autor: Ka Anmerkung: OH

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>

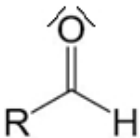
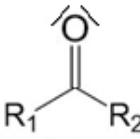


Lückentext: [25 Alkanale -one]

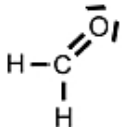
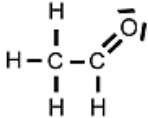
Begriffe

Rich text editor toolbar with icons for cut, copy, paste, undo, redo, bold, italic, underline, strikethrough, text color, background color, bulleted list, numbered list, link, unlink, indent, outdent, decrease indent, increase indent, and a font size dropdown.

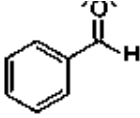
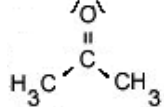
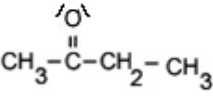
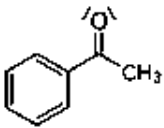
Alkanale (Aldehyde) und Alkanone (Ketone)

<p>Alkanale (Aldehyde)</p>		<p>Sie enthalten als funktionelle Gruppe eine endständige "Carbonylgruppe" C=O. Das andere Atom <u>muss ein Wasserstoffatom</u> sein. Nomenklatur: Es wird die Endung "-al" an den Namen des entsprechenden Alkans angehängt.</p>
<p>Alkanone (Ketone)</p>		<p>enthalten als funktionelle Gruppe eine nicht endständige "Carbonylgruppe" C=O. Nomenklatur: Nach den Namen der beiden ‚Reste‘ wird die Endung "keton" angehängt oder die ganze Kette mit Positionsangabe und „-on“ genannt.</p>

Beispiele:

Formel	Name(n)	Herstellung, Eigenschaften, Besonderheiten, Verwendung
	<p>Methanal Formaldehyd</p>	<p>Einfachster Aldehyd, Sdp. -21 °C, farblos, stechend riechendes Gas; löslich in Wasser (30% Lsg. heißt Formalin), keimtötend. Verwendung: Für Kunstharze und Desinfektionsmittel.</p>
	<p>Ethanal Acetaldehyd</p>	<p>Farblos, Sdp. 21 °C eigentümlich riechend, Zwischenprodukt für Synthesen</p>

- Acetaldehyd
- Aceton
- Acetophenon
- Aldehyden
- Aldehyde
- Benzaldehyd
- endständige
- Fehlingscher Lösung
- Formaldehyd
- Ketone
- Kondensationsreaktionen
- Lösungsmittel
- MEK
- Nagellackentferner
- nicht endständige
- Nucleophile Addition
- Silbernitratlösung
- Säure
- Wasserstoffatom

	Benzaldehyd	farblos, Sdp. 197 °C Substanz mit Geruch nach Bittermandelöl, sehr reaktionsfähig, wird verwendet zu Riechstoffen; einfachstes aromatisches Alkanal
	Propanon Dimethylketon Aceton	Farblose, brennbare Flüssigkeit; Sdp. 56,2 °C, typischer Geruch; Verwendung als Lösungsmittel, Nagellackentferner ; zur Herstellung von Chloroform, Kautschuk
	Butan-2-on Methylethylketon MEK	Farblose Flüssigkeit vom Sdp. 80 °C. Vorwiegend Lösungsmittel für Lacke Für Methylethylketonperoxid, wichtiger Radikalstarter
	Acetophenon Methylphenylketon	fest; Fp: 20°C, Sdp. 202 °C, Bestandteil etherischer Öle, schlecht wasserlöslich, einfachstes aromatisches Alkanon Für Synthesen von Duftstoffen, Pharmazeutika und Kunstharzen, hochsiedendes Lösungsmittel

Eigenschaften der Aldehyde und Ketone:

Oxidation nur von **Aldehyden** zu der entsprechenden **Säure**:

- Reaktion mit **Fehlingscher Lösung** und Erwärmen --> rotbrauner Niederschlag
- Reaktion mit ammoniakalischer **Silbernitratlösung** und Erwärmen --> Silberspiegel

Weiter hauptsächlich Additions- und **Kondensationsreaktionen**.

- Nucleophile Addition** von Wasser zu geminalen Diolen (meist mit Rückreaktion)
- Acetalbildung mit Alkoholen (als Zwischenstufe Halbacetale (Kohlenhydrate)) ebenfalls mit Rückreaktion.

neu öffnen speichern import export C >>

Lückentext: [26 Alkansäuren]

Begriffe

Styles | Format | Font | Size

Alkansäuren

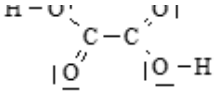
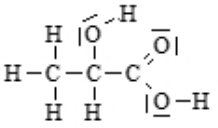
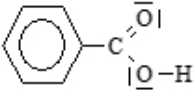
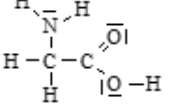
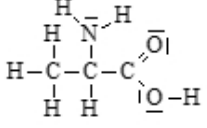
Säuren, Alkancarbonsäuren und -derivate

Die Alkansäuren (Carbonsäuren) enthalten als funktionelle Gruppe die "Carboxyl"-Gruppe: COOH . Bei der Benennung wird die Endung "(alkan- bzw. carbon)säure" an den Namen des entsprechenden Alkans angehängt.

Mehrfache Carbonsäuren enthalten mehrere Carboxylgruppen.

Formel	Name(n)	Herstellung, Eigenschaften, Besonderheiten, Verwendung
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C} \\ \\ \text{O} \\ \\ \text{O}-\text{H} \end{array}$	<p>Methansäure</p> <p>Ameisensäure</p>	Leicht bewegliche Flüssigkeit, farblos, stechender Geruch, stark ätzend, in Giftdrüsen der Ameisen, in Brennnesseln. Die Salze heißen Methanate (früher Formiate). Die Reaktion mit Schwefelsäure führt zur Bildung von CO und Wasser. Oxidation führt zu CO ₂ und Wasser.
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{C} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{O} \\ \quad \quad \\ \quad \quad \text{O}-\text{H} \end{array}$	<p>Ethansäure</p> <p>Essigsäure</p> <p>Eisessig</p>	Smp. 16,6 °C, ätzend, stechender Geruch. Entstehung aus Alkohol durch Essigsäurebakterien. Die Lösung ist sauer, und deshalb wird sie nicht in Metallgefäßen gelagert, sondern sogar zur Rostentfernung genutzt. Zur Herstellung von Heilmitteln, Farbstoffen. Die Salze heißen Ethanate (früher: Acetate). Im Haushalt wird Essig (verdünnte Essigsäure) zum Würzen von Speisen genutzt und als Reiniger verwendet. Konservierungsstoff E260
$\text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}$	Ethandicarbon-	Giftig, fest, wasserlöslich, farblose Kristalle:

- COOH
- Alanin
- Ameisensäure
- aromatische Carbonsäure
- Benzoessäure
- Essigsäure
- Esterbildung**
- Ethanate
- Ethansäure
- Glykokoll
- Methanate
- Methansäure
- Milchsäure
- optisch aktive Substanz
- Oxalate
- Oxalsäure
- Proteine
- Reiniger
- Säureamide.
- Verseifung
- Wachse
- Würzen

	<p>Essigsäure</p> <p>Oxalsäure</p> <p>Kleesäure</p>	<p>Essig, Ess, Wasseressenz, farbloses Kristalle, stärkere Säure als Essigsäure, als Salz in vielen Pflanzen (Rhabarber); für Farbweizen und Fleckenmittel; die Salze heißen Oxalate (Nierensteine = Ca-oxalate)</p>
	<p>2-Hydroxy- propansäure</p> <p>Milchsäure</p>	<p>Auftreten bei der Vergärung mit bestimmten Bakterien: im Joghurt, Sauerkraut, bei der Silage; optisch aktive Substanz Konservierungsstoff E270</p>
	<p>Benzoessäure</p>	<p>Einfachste aromatische Carbonsäure Konservierungsstoff E210</p>
	<p>2 Amino- ethansäure</p> <p>Glykokoll</p> <p>Glycin</p>	<p>Einfachste Aminosäure, Smp. 232-236°C, farblos, süßlich, <i>Achtung: Säure-Base-Reaktion mit sich selbst: Zwitterionenbildung:</i> $H_2N-CH_2-COOH \leftrightarrow ^+H_3N-CH_2-COO^-$ Bestandteil vieler Proteine - Eiweiße</p>
	<p>2-Amino- propansäure</p> <p>Alanin</p>	<p>Aminosäure, optisch aktive Substanz (rechts- oder linksdrehend für polarisiertes Licht)fest, Bestandteil vieler Proteine</p>

Vorkommen:

Ester niedriger Alkansäuren sind vielfach *Duft- und Aromastoffe*, die in der Natur vorkommen. Jedoch werden sie auch synthetisch hergestellt. Sie werden als Verdünnungsmittel in Nagellackentfernern, Klebstoffen usw. verwendet. Ester höherer Alkansäuren und langkettiger Alkohole bilden **Wachse** (Schutzschichten) in Natur und Technik.

Reaktionen der Alkansäuren:

1. Wird die OH-Gruppe durch Halogene ersetzt, spricht man von Säurehalogeniden. Diese sind

meist sehr reaktionsfähig.

Wird die OH-Gruppe durch -OR (Reakt. mit Alkoholen) ersetzt, handelt es sich um Säureester.

Wird die OH-Gruppe durch eine Aminogruppe ersetzt, entstehen **Säureamide**.

2. Protolyse -> Ion der konjugierten Base und H_3O^+
3. Salzbildung besonders mit unedlen Metallen (Na, Mg) -> Salz und Wasserstoff

Wichtigste Reaktion der Alkansäuren: Esterbildung

Eine Reaktion, bei der sich Moleküle unter Abspaltung von Wassermolekülen oder anderen kleinen Molekülen verbinden, heißt Kondensation. Bei der Kondensation von Säuren mit Alkoholen entstehen Ester (**Veresterung**).

Durch Reaktion mit Wasser (**Hydrolyse**) können Ester wieder in Alkohole und Säure gespalten werden (**Verseifung**).

	Säure	Alkohol	Ester
Geruch			
	<i>Butansäure</i>	<i>Methanol</i>	<i>Butansäuremethylester</i>
Ananas			
	<i>Pentansäure</i>	<i>Pentanol</i>	<i>Pentansäurepentylester</i>
Apfel			
	<i>Salicylsäure</i>	<i>Methanol</i>	<i>Salicylsäuremethylester</i>
Zahnarzt?			
	<i>Ethansäure</i>	<i>Ethanol</i>	<i>Ethansäureethylester</i>
Klebstoff			

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [27 Fette-Öle]

Begriffe

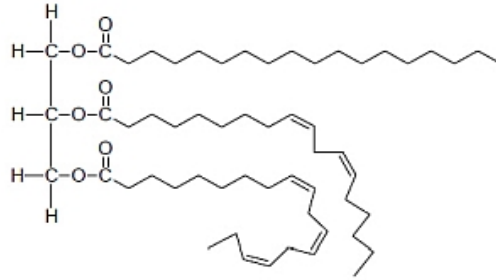


Fette und Öle

Pflanzliche und tierische Fette und Öle sind **Ester** des dreiwertigen Alkohols **Glycerin** mit gesättigten und ungesättigten höheren Alkansäuren (**Fettsäuren**). Da alle OH-gruppen des Glycerins verestert sind, spricht man auch von **Triglyceriden**. Die gebundenen Säuren haben aus biochemischen Gründen **immer eine gerade Anzahl** von C-Atomen.

$CH_3-CH_2-CH_2-COOH$	Butansäure Buttersäure	Sdp. 162 °C, verursacht Geruch nach ranziger Butter Vorkommen im Schweiß
$CH_3-(CH_2)_{14}-COOH$	Hexadecansäure Palmitinsäure	gesättigte Fettsäure Alkalisalze sind Seifen
$CH_3-(CH_2)_{16}-COOH$	Octadecansäure Stearinsäure	gesättigte Fettsäure Alkalisalze sind Seifen
$CH_3-(CH_2)_7-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$	9-Octadecensäure Ölsäure	wasserhelle viskose Flüssigkeit, Hauptbestandteil der meisten flüssigen Fette
$CH_3-(CH_2)_4-CH=CH-CH_2-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$	Octadeca-9,12-diensäure Linolsäure	
$CH_3-CH_2-CH=CH-CH_2-CH=CH-CH_2-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$	Octadeca-9,12,15-triensäure Linolensäure	

4:1	<input checked="" type="checkbox"/>
Acrolein	<input checked="" type="checkbox"/>
Buttersäure	<input checked="" type="checkbox"/>
Ester	<input checked="" type="checkbox"/>
Fettsäuren	<input checked="" type="checkbox"/>
Fritteusenfett	<input checked="" type="checkbox"/>
Glycerin	<input checked="" type="checkbox"/>
Hydrierung	<input checked="" type="checkbox"/>
immer eine gerade Anzahl	<input checked="" type="checkbox"/>
Linolensäure	<input checked="" type="checkbox"/>
Linolsäure	<input checked="" type="checkbox"/>
Nickelpulver	<input checked="" type="checkbox"/>
Palmitinsäure	<input checked="" type="checkbox"/>
Schmelzbereich	<input checked="" type="checkbox"/>
Schnellkühler	<input checked="" type="checkbox"/>
Seifenherstellung	<input checked="" type="checkbox"/>
Stearinsäure	<input checked="" type="checkbox"/>
Triglyceriden	<input checked="" type="checkbox"/>
ungesättigte Fettsäuren	<input checked="" type="checkbox"/>
Zersetzung	<input checked="" type="checkbox"/>
Ölsäure	<input checked="" type="checkbox"/>



Da die natürlichen Fette Gemische aus verschiedenen Glyceriden sind, haben sie keinen fixen Schmelzpunkt sondern einen **Schmelzbereich**. Je mehr **ungesättigte Fettsäuren** gebunden sind, umso niedriger ist der Schmelzbereich. Manche Fette sind flüssig (Öle).

Fetthärtung:

Flüssige Fette können „gehärtet“ werden. Dies geschieht durch katalytische **Hydrierung**, d.h. durch Addition von Wasserstoff an die Doppelbindungen der Öle unter hohem Druck. Katalysator ist im allgemeinen **Nickelpulver**: Spuren von Nickelrückständen sind wegen der möglichen Auslösung von Allergien nicht unbedenklich.

Alterung:

Bei langem Lagern verderben die Fette, sie werden ranzig. Der üble Geruch kommt von der bei der **Zersetzung** entstehenden Buttersäure. Fette mit großem Anteil an ungesättigten Fettsäuren verderben besonders schnell. Dies wird durch Anwesenheit von Wasser und durch Temperaturerhöhung gefördert (**Fritteusenfett**). Es bilden sich freie Fettsäuren, daher der ranzige Geruch. Auch bei niedrigeren Temperaturen, wie bei -18 °C in der Kühltruhe, findet eine *enzymatische Hydrolyse* statt.

Starkes Erhitzen

von Fetten lässt aus Glycerin den ungesättigten Aldehyd **Acrolein** entstehen. Dieser ist für den stechenden und Tränenfluss auslösenden Geruch verantwortlich. *Acrolein* ist übrigens auch in Autoabgasen oder im Fotosmog enthalten.

Margarineherstellung

Die Hauptbestandteile der Margarine sind diverse Öle, feste Fette, Vitamine, Milch und Kochsalz. Die festen Fette werden durch Hydrierung der eingesetzten Pflanzenöle erhalten. Beim weiteren Herstellungsverfahren werden zwei Phasen miteinander vermischt. Zu der wasserunlöslichen gehören Fette, Öle und fettlösliche Vitamine und zu der wasserlöslichen Milch und Kochsalz. Im Mischungsverhältnis **4:1** werden beide Phasen in einem **Schnellkühler** und mithilfe von Emulgatoren zu einer stabilen Emulsion vermischt. Die fertige Margarine besteht zu 80% aus Fett und zu 20% aus Wasser und Zusatzstoffen.

Die Fette lassen sich durch Natronlauge wieder in die Säuren und Glycerin zerlegen (**Seifenherstellung**).

Autor: [Ka](#) Anmerkung: [Fette](#)

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [28 Tenside]

Begriffe

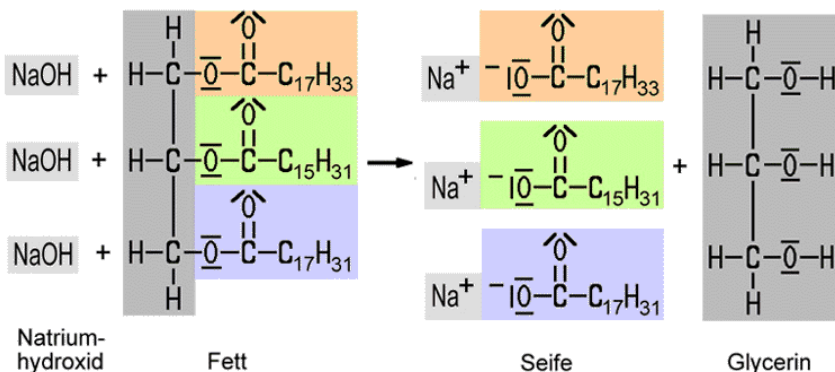


Tenside, Seifen, Waschmittel

Seifen sind Natrium- oder Kaliumsalze **höherer Alkansäuren** (mehr als sechs C-Atome). Die **Natriumsalze** sind harte, feste Seifen (Kern- und Feinseifen), die Kaliumsalze sind weiche, salbenartige Seifen (**Schmierseifen**).

Die Herstellung der klassischen Seifen erfolgt durch das sogenannte „**Seifensieden**“. Hierbei werden pflanzliche und tierische Fette und Öle in Natron- oder Kalilauge erhitzt. Chemisch erfolgt hierbei eine **Spaltung der Triglyceride** in Glycerin und in die entsprechenden Säuren. Durch Zugabe von Natriumchlorid scheidet sich die gewünschte Seife (hier: das Natrium Salz) von der Unterlauge, in der das Glycerin gelöst ist, ab.

Beispiel für eine sogenannte „Verseifung“:



Da die Eigenschaften der Seifen von der Kettenlänge und dem gesättigten bzw. ungesättigten Charakter der Fettsäuren abhängen, stellt man Seifen nicht aus einem bestimmten Fett, sondern aus **verschiedenen** Fetten und Ölen her.

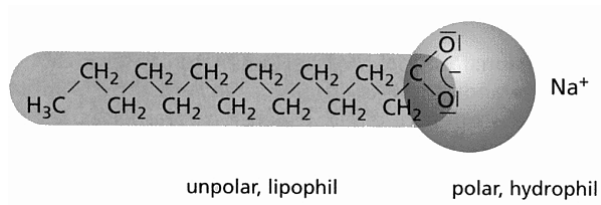
Da Seifen eine Waschwirkung (s.u.) haben, gehören sie zu den waschaktiven Substanzen (**Tenside**).

Im Gegensatz zu den Seifen werden die sogenannten „**synthetischen Tenside**“ u.a. aus Benzol, Alkenen, höheren Alkoholen usw. hergestellt.

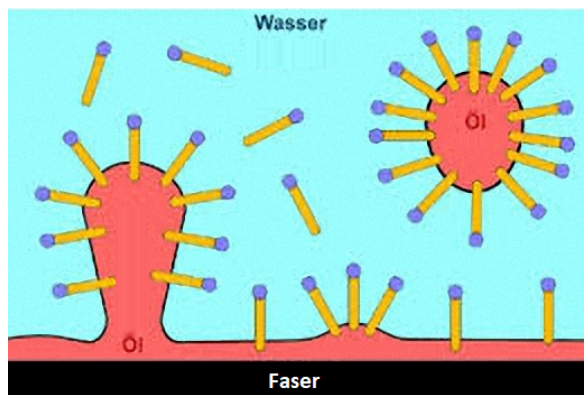
eingehüllt	<input type="checkbox"/>
Emulsion.	<input type="checkbox"/>
Fett	<input type="checkbox"/>
Gleiches löst in Gleichem	<input type="checkbox"/>
höherer Alkansäuren	<input type="checkbox"/>
Natriumsalze	<input type="checkbox"/>
nicht mehr möglich.	<input type="checkbox"/>
Schmierseifen	<input type="checkbox"/>
Seifensieden	<input type="checkbox"/>
Spaltung der Triglyceride	<input type="checkbox"/>
synthetischen Tenside	<input type="checkbox"/>
Tenside	<input type="checkbox"/>
unpolares	<input type="checkbox"/>
verschiedenen	<input type="checkbox"/>

Waschwirkung

Die Waschwirkung beruht fast immer auf dem gleichen Prinzip: Die waschaktiven Stoffe haben ein polares und ein **unpolares** Ende.



Nach dem Prinzip: „**Gleiches löst in Gleichem**“ tritt das unpolare Ende mit der Verschmutzung (einem Fett) und das polare mit Wasser in Kontakt. Durch die Bewegung beim Waschen wird das Fett ganz von den Tensiden **eingehüllt**. Es bildet sich eine **Emulsion**.



Ein Kontakt zwischen **Fett** und Faser ist dann **nicht mehr möglich**.

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [29 Kohlenhydrate]

Begriffe



Kohlenhydrate Zucker

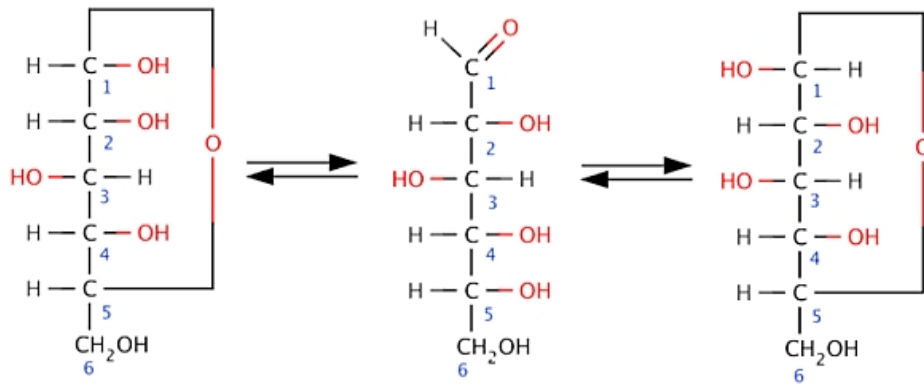
Überblick:

Gruppenname	Beispiele	
Monosaccharide (Einfachzucker)	<p>Glucose (Traubenzucker)</p> <p>Fructose (Fruchtzucker)</p> <p>Galactose</p>	<p><i>Aldohexose</i></p> <p><i>Ketohexose</i></p> <p><i>Aldohexose</i></p>
<i>Disaccharide</i> (Zweifachzucker)	<p>Saccharose (Rohrzucker)</p> <p>Maltose (Malzzucker)</p> <p>Lactose (Milchzucker)</p>	<p>α-D-Glucose + β-D-Fructose \rightarrow Saccharose + Wasser</p> <p>α-D-Glucose + α-D-Glucose \rightarrow Maltose + Wasser</p> <p>β-D-Galactose + β-D-Glucose \rightarrow Galactose + Wasser</p>
Polysaccharide (Vielfachzucker)	<p>Stärke</p> <p>Cellulose</p> <p>Glykogen</p>	<p>$2n$ α-D-Glucose \rightarrow Stärke + (n-1) Wasser</p> <p>$2n$ β-D-Glucose \rightarrow Cellulose + (n-1) Wasser</p> <p>$2n$ α-D-Glucose \rightarrow Glykogen + (n-1) Wasser</p>

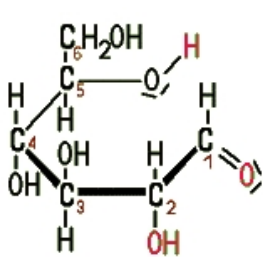
Bei Einfachzuckern (Monosacchariden) sind grundsätzlich zwei Strukturformeln möglich, eine **Kettenform** und eine **Ringform**. Diese stehen miteinander im Gleichgewicht, wobei aber überwiegend die Ringform vorliegt. Es handelt sich um eine innermolekulare Umlagerung. Glucose liegt beispielsweise in wässriger Lösung zu über **99%** nicht als Aldehydform, sondern als **ringförmiges Halbacetal** (siehe Aldehyde und Ketone) vor.

Sind an ein C-Atom vier verschiedene Atome oder Reste gebunden, so ist dieses asymmetrisch. In der Kettenform der Glucose sind vier asymmetrische C-Atome enthalten.

99%	X
Aldehydgruppe	X
Cellulose	X
Energielieferant	X
Fehlingreaktion	X
Fructose	X
Glucose	X
Holzverzuckerung	X
Insulin	X
Ketose	X
Kettenform	X
Lactose	X
leitet keinen Strom	X
Maltose	X
Mälzvorgang	X
Oxidation der Glukose	X
Ringform	X
ringförmiges Halbacetal	X
Saccharose	X
schmecken süßer	X
schnell wirkendes	X
SELIWANOW	X
Silberspiegel	X
Stärke	X
TOLLENS-Reagenz	X
β -Form.	X

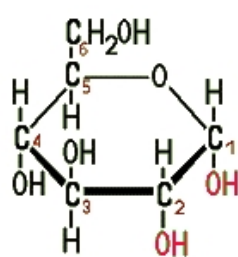


In der Projektionsformel nach HAWORTH (Ringformel) ist das C-Atom 1 (rechte Seite der Formel) jetzt auch asymmetrisch. Je nach Stellung der OH-Gruppe unterscheidet man zwischen einer α - und einer β -Form.



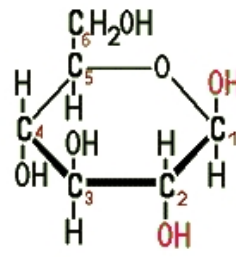
D-Glucose, offen (<0,1%)
(64%)

andere Schreibweise



α -D-Glucopyranose (36%)

durch Halbacetalbildung



β -D-Glucopyranose

durch

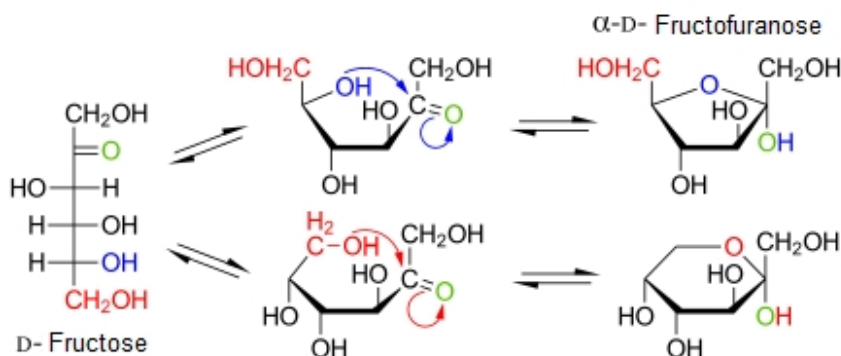
Halbacetalbildung

Glucose

ist ein kristalliner, farbloser Stoff. Er ist in Wasser gut löslich jedoch in Benzin und anderen Kohlenwasserstoffen unlöslich. Die Lösung leitet keinen Strom. Glucose dient dem menschlichen Organismus als Energielieferant für die Zellatmung. Sie geht schnell ins Blut über und ist daher ein schnell wirkendes Stärkungsmittel.

Fructose

ist der Glucose in vielen Eigenschaften sehr ähnlich. Sie kristallisiert aus wässrigen Lösungen schlecht aus und bildet sirupartige Flüssigkeiten. Fructose hat ebenfalls die Molekülformel: $C_6H_{12}O_6$. Fructoselösungen schmecken süßer als Glucoselösungen.



α -D-Fructopyranose

Pentosen haben 5 Kohlenstoffatome im Molekül wie z.B. Ribose bzw. Desoxyribose.

Die Monosaccharide enthalten im Molekül neben alkoholischen OH-Gruppen entweder eine **Aldehydgruppe**, dann spricht man von einer **Aldose**, oder eine Ketogruppe (Oxogruppe), dann handelt es sich um eine **Ketose**. Eine Pentose mit einer Aldehydgruppe wäre als Aldopentose zu bezeichnen. Glucose ist eine Aldohexose.

Reaktionen der Aldosen und Ketosen:

- a. **Fehlingreaktion**: Gibt man zu den Zuckerlösungen ein Gemisch aus Fehling I und II, so fällt beim Erhitzen ein rotbrauner Niederschlag von Cu_2O aus.
- b. Silberspiegelreaktion (**TOLLENS-Reagenz**): Gibt man zu den Zuckerlösungen eine ammoniakalische Silbernitratlösung und wenig Natronlauge, so bildet sich beim schwachen Erwärmen kolloidales Silber, das sich an der Glaswand eventuell als „**Silberspiegel**“ niederschlagen kann.

Unterscheidung, ob eine Glucose- oder Fructoselösung vorliegt:

Eine Resorcinlösung in starker Salzsäure (Reagenz nach **SELIWANOW**) gibt beim Erwärmen mit Fructoselösung eine tiefrote Färbung.

Di-, Oligo-, Polysaccharide:

Monosaccharide können aus der Halbacetalform mit einem weiteren Molekül zu Disacchariden unter Wasserabspaltung reagieren (Glycosidbildung). Beispiele siehe Schema oben.

Oligo- sowie Polysaccharide können durch Erwärmen in verdünnten Mineralsäuren wie Phosphor- oder Salzsäure in ihre Monomere zerlegt werden (**Holzverzuckerung** zur Gewinnung von Glucose). Eleganter ist die Spaltung der Stärke durch Enzyme. Diese "Amylasen" sind nicht nur im Speichel oder Darmsaft, sondern auch in keimender Gerste enthalten (**Mälzvorgang** bei der Alkoholgewinnung aus Stärke).

Diabetes

Diabetes ist eine Stoffwechselkrankheit, bei der das Hormon **Insulin** nicht oder nicht im erforderlichen Maße von der Bauchspeicheldrüse hergestellt wird. Fehlt Insulin, steigt der Blutzuckerspiegel, Glukose kann nicht verwertet werden und wird mit dem Harn ausgeschieden. Ist der Blutzuckerspiegel sehr stark erhöht, kann dies Bewusstlosigkeit (Koma) und Tod zur Folge haben. Insulin hilft, indem es den Eintritt von Glukose in die Körperzellen ermöglicht und dort die **Oxidation der Glukose** stattfinden kann.

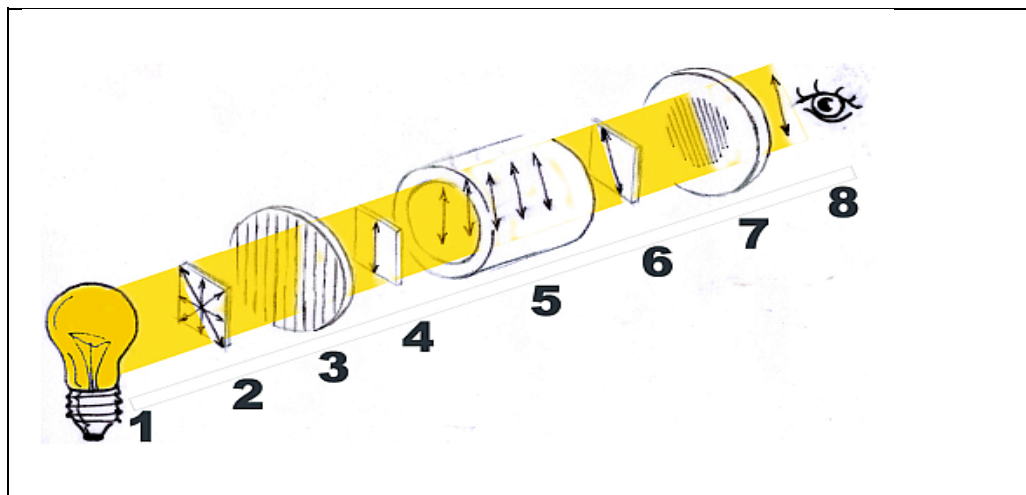
Lückentext: [30 Optische Aktivität]

Begriffe

Styles | Format | Font | Size

Optische Aktivität

Die optische Aktivität ist eine physikalische Eigenschaft. Bestimmte **optisch aktive** Substanzen verändern die Schwingungsebene von **polarisiertem Licht** um einen **spezifischen Drehwinkel**.



1 Lichtquelle	4 Licht Schwingungsebene eine Richtung	7 Analysator wird gedreht
2 Schwingungsebenen (alle Richtungen)	5 Probe	8 bis Auge oder Messgerät maximal hell wahrnehmen
3 Polarisator	6 gedrehte Schwingungsebene	

Muss der Polarisator im Uhrzeigersinn gedreht werden, ist die Probe rechtsdrehend.

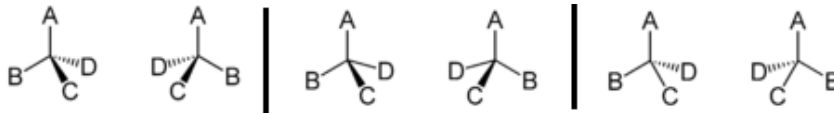
Chiralität (von gr. Hand) ist die Eigenschaft zweier Modelle, die eigentlich identisch sind aber nur durch eine **Spiegelung** zur Deckung zu bringen sind, wie die linke und **rechte Hand**.

Stoffe, die optisch aktiv sind, haben mindestens ein **Chiralitätszentrum**. Räumliche

- (R)-Konfiguration
- 4 **verschiedenen** Atomgruppen
- Analysator wird gedreht
- auf den Betrachter zu
- Chiralitätszentren
- Chiralitätszentrum
- einzel
- Enantiomere
- gedrehte
- gegenseitig aufheben.
- gerade
- gleichen Verhältnis
- hinter die Bildebene
- im Uhrzeigersinn
- Konzentration
- Lichtquelle
- linksherum
- links
- Länge der Probe
- Lösungsmittel
- maximal hell
- meisten Fällen
- nicht die Drehrichtung
- oben
- optisch aktive
- Polarisator
- rechte Hand
- spezifischen Drehwinkel
-

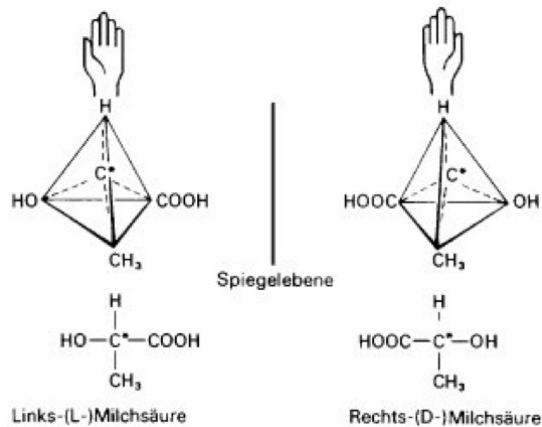
Anordnung: In einem Molekül ist ein Atom mit genau **4 verschiedenen Atomgruppen** (Substituenten) verbunden.

Beim Beispiel der Kohlenhydrate wäre ein C-Atom mit 4 Substituenten verbunden.



Die beiden Formen heißen **Enantiomere**: Moleküle, die sich wie Bild und Spiegelbild verhalten und nicht deckungsgleich sind (von griechisch: enantios = entgegengesetzt).

Für Überlegungen zur optischen Aktivität wird das Chiralitätszentrum gesucht und überprüft, ob Enantiomerie vorliegt. Der Drehsinn wird am Beispiel der Milchsäure erklärt:



Man beachte:

Das D- oder L-Symbol drückt die Stellung der Substituenten und **nicht die Drehrichtung** aus. Nur (+) oder (-) geben die Drehrichtung an.

Die Fischer-Projektion (veraltet)

- Eine Kette von C-Atomen wird von oben nach unten gezeichnet, wobei das Atom mit der größten Oxidationszahl **oben** steht. Nach den Regeln über die Nomenklatur der Kohlenwasserstoffe steht das Kohlenstoffatom mit der Nummer 1 oben. Dies muss nicht immer das am stärksten oxidierte Kohlenstoffatom sein, ist es aber in den **meisten Fällen**.
- Horizontale (waagerechte) Linien zeigen aus der Projektionsebene hinaus **auf den Betrachter zu**. Dies kann auch durch ausgefüllte, zum Zentrum hin dünner werdende Keile angedeutet werden.
- Vertikale (senkrechte) Linien laufen hinter die Projektionsebene

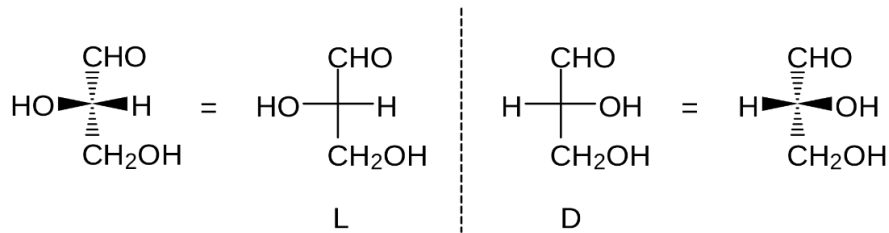
Spiegelung

vom Betrachter weg

Wellenlänge des Lichtes

über 360°

Verbindungen (Stereozentren), Einheiten rufen nicht die Projektionsebene, vom Betrachter weg. Dies kann auch durch quergestrichelte, zum Zentrum hin ebenfalls dünner werdende Keile angedeutet werden.



Beeinflussung der optischen Aktivität

Jedes C*-Atom dreht die Polarisationssebene um einen kleinen Winkel. Um den Drehwinkel der gesamten Lösung zu ermitteln, muss man die Drehwinkel aller Moleküle aufsummieren.

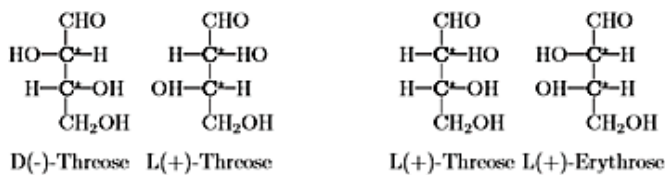
Der Drehwinkel ist von der **Konzentration** und der **Länge der Probe** abhängig. Er wird aber auch durch das **Lösungsmittel** und die **Wellenlänge des Lichtes** beeinflusst.

Es kann in der gesamten Lösung zur Verstärkung (mehrfaches Drehen - sogar mit einem Winkel **über 360°**), zur Abschwächung oder Kompensation (optisch inaktiv) kommen.

Für eine Anzahl von n Chiralitätszentren gibt es 2n Stereoisomere.

Diastereoisomere sind Stereoisomere, die sich nicht wie Bild und Spiegelbild verhalten.

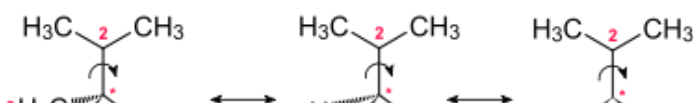
Ein Beispiel ist 2,3,4-Trihydroxybutanal:

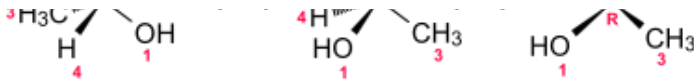


Racemate

Racemate sind *nicht* optisch aktiv. Sie entstehen, wenn zwei Enantiomere im **gleichen Verhältnis** miteinander vermischt werden und so ihre optische Aktivität **gegenseitig aufheben**.

Cahn-Ingold-Prelog-Konvention (CIP)





Beispiel für die Anwendung der CIP-Konvention:

Die Substituenten werden nach ihrer Priorität geordnet, der Substituent niedrigster Priorität wird unter die Bildebene gedreht, die Richtung der Kreisbewegung an den Substituenten entlang definiert die absolute Konfiguration.

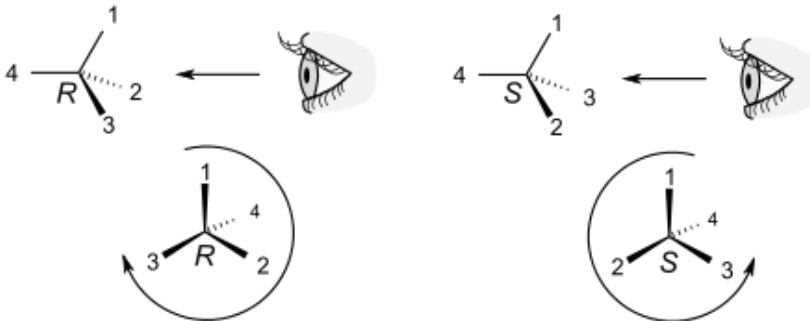
Die **Cahn-Ingold-Prelog-Konvention** (kurz: **CIP-Konvention** oder **(RS)-System**) dient zur eindeutigen Beschreibung der räumlichen Anordnung der unterschiedlichen Substituenten an Atomen oder an Doppelbindungen.

Zweck der CIP-Nomenklatur ist:

- die Bestimmung der absoluten Konfiguration [(*R*)- oder (*S*)-Deskriptor] der Substituenten am Stereozentrum eines Moleküls mit Chiralitätszentren
- die Bestimmung der geometrischen Anordnung [(*E*)- oder (*Z*)-Notation] – auch (*E*)- oder (*Z*)-Deskriptor – der Substituenten an der Doppelbindung eines *cis-trans*-Isomers
-

Identifizierung der Chiralitätszentren

Zuerst werden die **Chiralitätszentren** des Moleküls identifiziert. Als Substituenten zählen Atome, Atomgruppen oder freie Elektronenpaare. Man markiert die Stereozentren in der Strukturformel durch Sternchen. Jedes Chiralitätszentrum wird **einzel**n betrachtet.



Verteilung der Prioritäten „**im Uhrzeigersinn**“ oder „gegen den Uhrzeigersinn“

Der Substituent mit der niedrigsten Priorität 4 wird **hinter die Bildebene** gestellt.

Anschließend zählt man kreisförmig um das aktive Zentrum vom Substituenten mit der Priorität 1 bis zur Priorität 3. Läuft diese Kreisbewegung rechtsherum, also im Uhrzeigersinn, so liegt eine **(*R*)-Konfiguration** vor, läuft sie **linksherum** (gegen den Uhrzeigersinn), so liegt eine (*S*)-Konfiguration vor. (*R*) ist die Abkürzung von lateinisch *rectus* (**gerade**) und (*S*) von lateinisch *sinister* (**links**).

Aus dem Uhrzeigersinn, der sich beim Abzählen der Prioritäten der Substituenten zur

Festlegung der Konfiguration (*R* oder *S*) ergibt, kann *nicht* automatisch auf den Drehwinkel α oder die Drehrichtung [(+) oder (-)] der Polarisationssebene des linear polarisierten Lichts geschlossen werden. Beispiele:

- (*S*)-Alanin hat einen Drehwinkel α von $+ 13,0^\circ$ ($c=2$ in 5 N Salzsäure)
- (*R*)-Cystein hat einen Drehwinkel α von $+ 7,9^\circ$ ($c=2$ in 5 N Salzsäure)

neu öffnen speichern import export C >>

Lückentext: [31 Eiweiß]

Begriffe

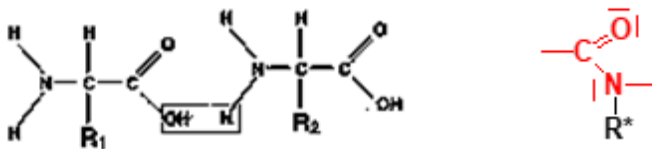
Styles | Format | Font | Size

Amino(carbon)säuren	<input checked="" type="checkbox"/>
besonders schlecht.	<input checked="" type="checkbox"/>
Blaufärbung.	<input checked="" type="checkbox"/>
Essentielle Aminosäuren	<input checked="" type="checkbox"/>
Esterreaktion	<input checked="" type="checkbox"/>
Faltblatt- Form	<input checked="" type="checkbox"/>
Gelbfärbung	<input checked="" type="checkbox"/>
Helix(spiral)-Form	<input checked="" type="checkbox"/>
Isoelektrischer Punkt	<input checked="" type="checkbox"/>
nicht hergestellt	<input checked="" type="checkbox"/>
Peptidbindung	<input checked="" type="checkbox"/>
Violettärbung	<input checked="" type="checkbox"/>

Eiweiß

Eiweiße (Proteine) sind Moleküle, die aus einfachen oder substituierten **Amino(carbon)säuren** (eine Amino- und eine Carboxyl- Gruppe) aufgebaut sind.

Die Reaktion dieser Säuren zu Di- oder Polypeptiden ist mit der **Esterreaktion** verwandt. Hier erfolgt unter Wasserabspaltung die Kondensation zwischen der Hydroxylgruppe der Carboxylgruppe und der Aminogruppe. Es entsteht die „**Peptidbindung**“.



Es gibt nur etwa 20 für den menschlichen Körper wichtige Aminosäuren. **Essentielle Aminosäuren** z.B. (Valin, Threonin, Phenylalanin und Lysin) können vom Körper **nicht hergestellt** werden und müssen mit der Nahrung aufgenommen werden.

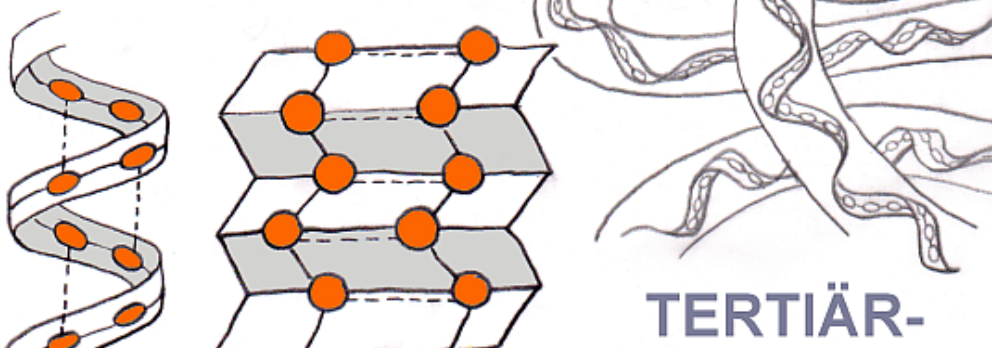
Räumliche Struktur:

Die Riesenmoleküle kommen in zweiter Näherung fast nur in zwei Strukturen vor

- a) **Helix(spiral)-Form** und b) **Faltblatt- Form**

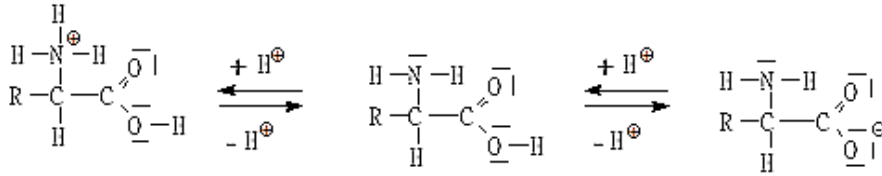
SEKUNDÄRSTRUKTUR

α - HELIX β - FALTBLATT



STRUKTUR

Reaktion als Säure bzw. Base (bzw. Autoprotolyse)



Aminosäure

Isoelektrischer Punkt (einer Titration) ist der Punkt, an dem genau gleich positive wie negative Ladungen auftreten. Hier ist die Löslichkeit der Aminosäure **besonders schlecht**.

Nachweisreaktionen:

1. Aminosäurelösungen geben mit Ninhydrinlösung beim Erwärmen → **Blaufärbung**.
2. Zugabe von Kupfersulfatlösung zu alkalischer Eiweißsuspension → **Violettärbung** (Biuretreaktion)
3. Zugabe von konzentrierter Salpetersäure zu Eiweißsuspension → **Gelbfärbung** (Xanthoproteinreaktion)

Lückentext Editor

neu öffnen speichern import export C >>

Lückentext: [32 Kunststoffe]

Begriffe

Kunststoffe

Unter Kunststoffen versteht man bestimmte **Werkstoffe**, die aus **makromolekularen** organischen Verbindungen bestehen.

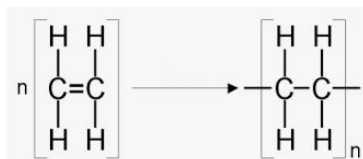
1. Synthesen von Kunststoffen:

1.1 Polymerisation:

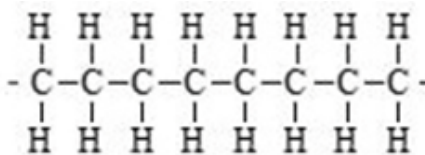
Zu Herstellung von Kunststoffen nach diesem Verfahren benötigt man Verbindungen, deren Moleküle **reaktive Mehrfachbindungen** wie z.B. die Alkene und Alkanale besitzen. Ausgelöst wird eine **Polymerisation** durch Wärme, Licht oder spezielle „**Initiatoren**“. Initiatoren können bestimmte Radikalbildner wie z.B. organische Peroxide sein. Aus den Doppelbindungen der Ausgangsmoleküle (Monomere) entstehen -C-C- Einfachbindungen. Über diese werden die einzelnen Monomere miteinander verknüpft. Die dabei entstehenden Makromoleküle sind mehr oder weniger stark **verzweigte Ketten**.

Beispiel:

Polymerisation, bei der Ethen das Monomer und Polyethen das Polymerisat ist:



Ethen
des Polyethens



Polyethen

Ein Ausschnitt aus der Kette

wichtige Monomere:

Monomer	Polymerisat	Gebräuchlich
Ethen	Polyprethen	PE
Propen	Polvpropen	PP

abgespalten	<input checked="" type="checkbox"/>
ataktisch:	<input checked="" type="checkbox"/>
Bakelit	<input checked="" type="checkbox"/>
Beim Erwärmen	<input checked="" type="checkbox"/>
DIOLEN	<input checked="" type="checkbox"/>
Elastizität	<input checked="" type="checkbox"/>
Elastomere	<input checked="" type="checkbox"/>
härter und spröder	<input checked="" type="checkbox"/>
Initiatoren	<input checked="" type="checkbox"/>
isotaktisch	<input checked="" type="checkbox"/>
keine niedrigmolekularen	<input checked="" type="checkbox"/>
Klebstoffe	<input checked="" type="checkbox"/>
makromolekularen	<input checked="" type="checkbox"/>
Monomere bifunktionell	<input checked="" type="checkbox"/>
nicht schmelzbar.	<input checked="" type="checkbox"/>
niedrigmolekulare	<input checked="" type="checkbox"/>
Nylon	<input checked="" type="checkbox"/>
Polyacrylnitril	<input checked="" type="checkbox"/>
Polymerisation	<input checked="" type="checkbox"/>
Polypropen	<input checked="" type="checkbox"/>
PS	<input checked="" type="checkbox"/>
Reaktion exotherm	<input checked="" type="checkbox"/>
reaktive Mehrfachbindungen	<input checked="" type="checkbox"/>
Schaumstoffe,	<input checked="" type="checkbox"/>
stärkerem Erhitzen	<input checked="" type="checkbox"/>
syndiotaktisch	<input checked="" type="checkbox"/>
verformt	<input checked="" type="checkbox"/>
verzweigte Ketten	<input checked="" type="checkbox"/>

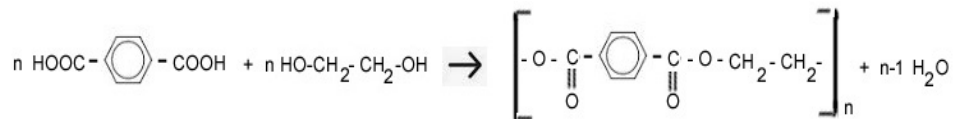
			Weichmacher <input checked="" type="checkbox"/>
Vinylchlorid	Polyvinylchlorid	PVC	weitmaschig vernetzten <input checked="" type="checkbox"/>
Tetrafluorethen	Polytetrafluorethen	PFTE	Werkstoffe <input checked="" type="checkbox"/>
Acrylnitril	Polyacrylnitril	PAN	zersetzt sich <input checked="" type="checkbox"/>
Styrol	Polystyrol	PS	
Methacrylsäuremethylester	Polymethacrylsäuremethylester	PMMA	
Acrylnitril-Butadien-Styrol-	Acrylnitril-Butadien-Styrol-Copolymer	ABS	

Man benötigt zwar zum Start der Polymerisation Wärme, aber insgesamt ist diese **Reaktion exotherm**.

1.2. Polykondensation:

Für diesen Reaktionstyp müssen die **Monomere bifunktionell** sein, d.h. sie müssen mindestens zwei reaktionsfähige Gruppen besitzen. Während der Reaktion werden einfache, **niedrigmolekulare** Verbindungen wie Wasser; Halogenwasserstoffe, Alkohole oder Ammoniak **abgespalten**.

Beispiel:



Terephthalsäure

1,2-Ethandiol

linearer Polyester

Dieser lineare Polyester wurde unter den Namen **DIOLEN** und TREVIRA als Textilfaser bekannt.

Weitere bekannte Polykondensationsprodukte:

Komponente 1	Komponente 2	Bezeichnung	Beispiel
Phenol	Methanal	Phenoplaste	Bakelit
Harnstoff	Methanal	Aminoplaste	

Monomer 1	Monomer 2	Polymertyp	Beispiel
1,6-Diaminohexan	Hexandisäure	Polyamide	Nylon

1.3 Polyaddition:

Hier werden mindestens bifunktionelle Moleküle miteinander umgesetzt. Im Unterschied zur Polykondensation werden aber **keine niedrigmolekularen** Verbindungen abgespalten. Meist werden H-Atome von einer Monomerenart auf die andere übertragen.

Komponente 1	Komponente 2	Bezeichnung	Beispiel
Diisocyanate	Dirole	Polyurethane	Schaumstoffe, Elastomere, Lacke
Bisphenol	Epichlorhydrin	Epoxidharze	Klebstoffe
Diisocyanat	Diamin	Polyharnstoff	Elastomere

2. Eigenschaften von Kunststoffen

2.1 Thermoplaste

In diesen liegen meist lineare kettenförmige Makromoleküle vor. Diese werden durch van-der-Waals-Kräfte, durch Dipol-Dipol-Kräfte, oder durch Wasserstoffbrückenbindungen zusammengehalten. **Beim Erwärmen** können Thermoplaste **verformt** werden. Die Polymerisate sind meist Thermoplaste.

2.2 Duroplaste

Diese sind räumlich engmaschig vernetzte Makromoleküle. Sie sind **härter und spröder** als Thermoplaste und erweichen beim Erwärmen nicht; sie können also nicht verformt werden.

Bei **stärkerem Erhitzen** werden die Bindungen gespalten, und der Kunststoff **zersetzt sich**.

Beispiele sind die durch Polyaddition entstehenden Kunststoffe (siehe oben).

2.3 Elastomere

Sie bestehen aus räumlich **weitmaschig vernetzten** Makromolekülen und verhalten sich bei einer mechanischen Belastung wie Gummi. Durch Zug oder Druck lassen sie sich leicht verformen und kehren aufgrund ihrer **Elastizität** immer wieder in ihre ursprüngliche Form zurück. Sie sind wie die Durplaste **nicht schmelzbar**.

Der Hauptrohstoff für die Herstellung von Elastomeren ist Naturkautschuk oder Synthetikautschuk. Der ursprünglich plastische Kautschuk wird mit verschiedenen Zusatzstoffen gemischt und unter Wärmeeinwirkung vulkanisiert. Bei diesem chemisch-physikalischen Prozess verknüpfen sich die Kautschukmolekülketten untereinander und der plastische Kautschuk geht in einen gummielastischen Zustand über.

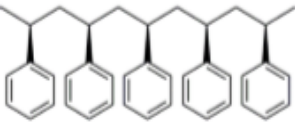

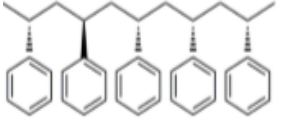
Weichmacher

Damit Kunststoffe flexibler, geschmeidiger und elastisch sind, werden sogenannte **Weichmacher** eingesetzt. Es handelt sich bei diesen zum Beispiel um schwerflüchtige Alkansäureester, fette Öle, Weichharze und Campher.

Der thermoelastische Bereich der Kunststoffe wird in Richtung niedrigerer Temperaturen verschoben, sodass diese auch im Bereich der Einsatztemperatur die gewünschten elastischen Eigenschaften aufweisen.

Taktizität

Unter diesem Begriff versteht man die Art und Weise, wie vorhandene Seitengruppen an der Hauptkette von Kunststoffmolekülen angebunden sind. Die Taktizität beeinflusst die Eigenschaften von Kunststoffen hinsichtlich ihrer Härte, Formbeständigkeit und Wärmeleitfähigkeit. Prinzipiell kann die Taktizität nur bei Polymeren auftreten, die aus asymmetrischen Monomeren aufgebaut sind, so z. B. bei Polypropylen oder Polystyrol, aber nicht bei Polyethen oder Polytetrafluorethen.

isotaktisch	syndiotaktisch	ataktisch:
		
Bei einem isotaktischen Kunststoff zeigen die Reste (z.B. Methylgruppen) alle in eine Richtung.	Bei einem syndiotaktischen Kunststoff zeigen die Reste abwechselnd nach vorne oder hinten.	Bei einem ataktischen Kunststoff sind die Reste zufällig räumlich angeordnet.

Autor: [Ka](#) Anmerkung: [Kunststoffe](#)

neu öffnen speichern import export C >>

Lückentext: [33 Farbigkeit]

Begriffe

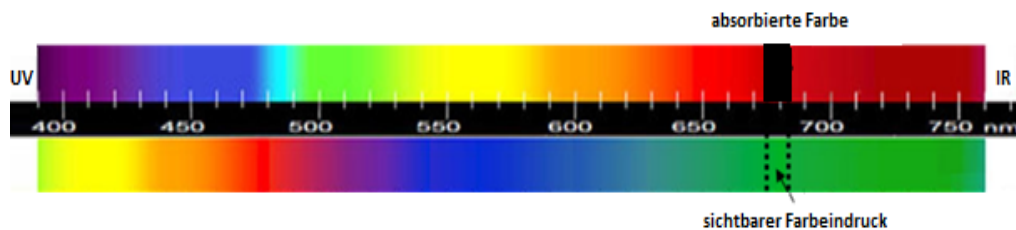
Styles | Format | Font | Size

Farbstoffe und Farbigkeit

Sichtbare Farbe und Chemie

Im Gegensatz zu den emittierten Spektrallinien der Atomemissionspektren, nimmt unser Auge Farbe nur wahr, wenn Licht einer Wellenlänge zwischen **400 und 700 nm** absorbiert oder reflektiert wird, Die Energie für die Lichtabsorption beruht auf der **Wechselwirkung** von sichtbarer elektromagnetischer Strahlung (Licht) mit den Molekülen oder Ionen eines Stoffes.

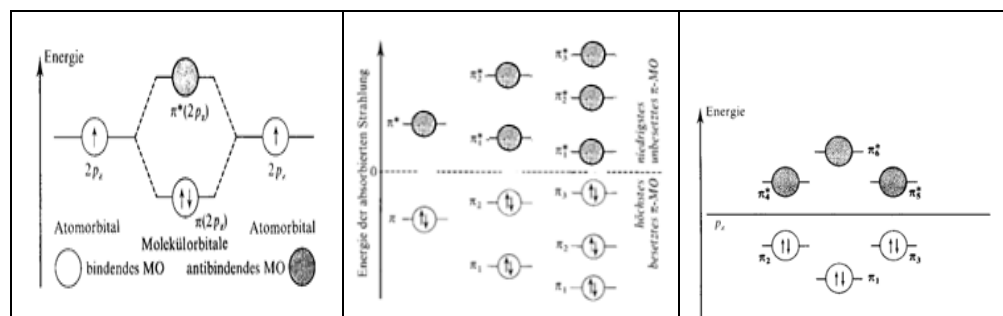
Achtung: Man sieht nicht die Farbe des absorbierten Lichtes, sondern die **Summe aller Lichtfarben**, bei der das absorbierte Licht fehlt, man sieht die **Komplementärfarbe**.



Liegt die Absorption nicht zwischen 400 und 700 nm Bereich, sieht man nur ein weißes Pulver oder farblose Lösungen. Die Banden des absorbierten Lichtes sind meist breit.

Einfache MO-Theorie für konjugierte und aromatische Systeme

Hier kann man sich meist auf die Betrachtung der bindenden und **antibindenden** Molekülorbitale, die von den nicht hybridisierten 2p-Atomorbitalen gebildet werden, beschränken:

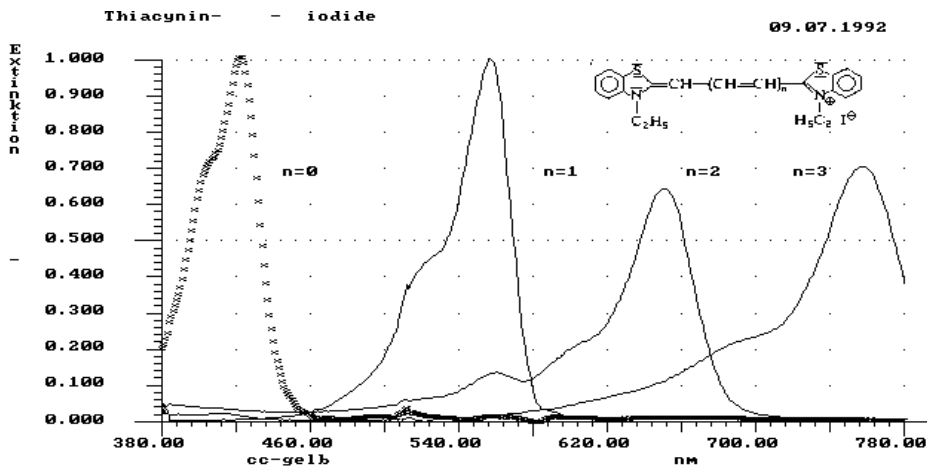


- 400 und 700 nm
- antibindenden
- ausgedehnter
- beiden Elektronen
- bindenden MOs
- Chromophor
- Donator-Acceptor - System
- Farbstoffe
- formale Ladungstrennung
- geometrisch ähnlicher
- Hydroxylgruppe
- kleiner wird
- Komplementärfarbe
- mehr mesomere
- push—pull“-System
- Resonanzsystem
- Summe aller Lichtfarben,
- Wechselwirkung

<p>Ethen – Die jeweils an der Hybridisierung nicht beteiligten 2p-Atomorbitale bilden 2 Molekülorbitale, von denen das tiefer liegende bindende p-MO die beiden Elektronen aufnimmt</p> <p>Δ (LUMO-HOMO) = 180 nm</p>	<p>Polyene. Im MO-Schema sieht man deutlich, wie die Energiedifferenz zwischen bindenden p und antibindenden p* MOs mit zunehmender Zahl an Doppelbindungen kleiner wird.</p> <p>$\Delta 2n = 227$ nm , $\Delta 3n = 360$ nm</p>	<p>Benzol - auch hier bilden die 6 2p-AOs entsprechende MOs Die 3 bindenden MOs werden von den 6 Elektronen besetzt.</p> <p>Δ (LUMO-HOMO) = 254nm</p>
--	--	---

Die Energie der absorbierten Strahlung entspricht genau die Differenz zwischen dem niedrigsten unbesetzten (LUMO =Lowest Unoccupied Molecular) Orbital und dem höchsten besetzten (HOMO =Highest Occupied Molecular Orbital).

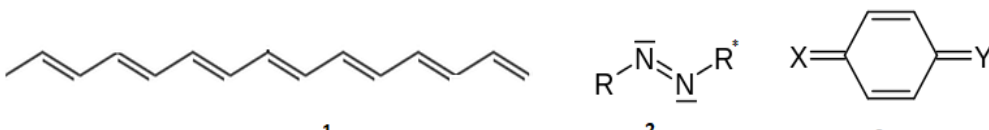
Hier sind die Spektren der Thiacyanin-iodide abgebildet, bei denen man sehr schön erkennen kann, dass sich das Absorptionsmaximum zu höheren Wellenlängen verschiebt, wenn das „**Resonanzsystem**“ vergrößert wird.



Versuch der Beurteilung der Lichtabsorption durch Zeichnen mesomerer Grenzformeln

Hier folgt eine Darstellung unter Einbeziehung der Farbtheorie nach Witt (1875), der Erweiterung nach Witzinger sowie der Mesomerielehre:

Man benötigt einen Farbräger (**Chromophor**), eine ausgedehnteres p-Elektronensystem wie ein Polyen (1), eine Azogruppe (2), ein chinoides System (3) oder ein substituiertes Benzol. Die Systeme sollten möglichst noch Reste tragen



Beim Zeichnen von mesomeren Grenzformeln sollten nur Mehrfachbindungselektronen bzw. freie Elektronenpaare verschoben werden.

Faustregeln:

Die Farbe liegt eher im langwelligen Bereich (niedrigere Energie)

1. Je **ausgedehnter** das p-Elektronensystem ist
2. je **geometrisch ähnlicher** mesomere Formeln sind
3. je **mehr mesomere** Formeln man zeichnen kann
4. Wenn mesomere Formeln ein **Donator-Acceptor-System** enthalten



Trickreich: Der Donor wird im „nächsten Schritt“ zum Acceptor und umgekehrt.

„**push—pull**“-System

Typische Donorgruppen (nach Stärke aufsteigend): HO, RO, O⁻, H₂N, R₂N

Typische Acceptorgruppen (nach Stärke aufsteigend): COR, CHO, NO₂, CH=NR₂⁺

Formeln mit Ladungstrennungen führen eher zu Instabilität

Beispiele:

<p>4-Nitrophenol -(farblos, $\lambda_{\text{max}} = 320 \text{ nm}$)</p> <p>Die mesomere Form enthält eine formale Ladungstrennung</p>	<p>4-Nitrophenolat -(gelb, $\lambda_{\text{max}} = 405 \text{ nm}$)</p> <p>die Hydroxyl-Gruppe ist deprotoniert.</p> <p>Dadurch wird eine Konjugation der Elektronen des Sauerstoffatoms mit dem aromatischen System erleichtert.</p> <p>Die „push“-Wirkung ist größer als bei der Hydroxylgruppe.</p>

Wichtige Begriffe zur Farbenlehre

Der **bathochrome Effekt** ist die Verschiebung des Absorptionsmaximums zu größeren

Wellenlängen.

Der hypsochrome Effekt ist die Verschiebung des Absorptionsmaximums zu kleineren Wellenlängen.

Auxochrome sind funktionelle Gruppen, die einen +M-Effekt bewirken (Elektronendonatoren).

Antiauxochrome (Elektronenakzeptoren) erzeugen einen -M-Effekt.

Farbstoffe sind Farbmittel, die sich im Anwendungsmedium lösen, oder in der Lösung verarbeitet werden können.

Pigmente sind Farbmittel, die im Anwendungsmedium unlöslich sind.

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [33a Azofarbstoffe]

Begriffe

Styles | Format | Font | Size

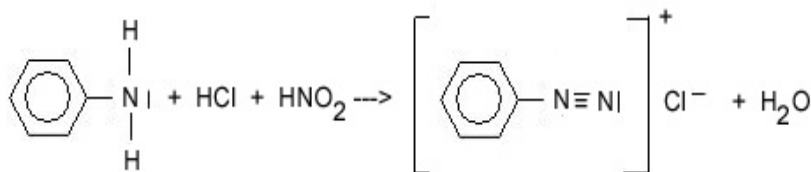
Aufmerksamkeit bei Kindern Azogruppe (-N=N-) Benzolringe Diazoniumion elektrophile Substitution. Indikatorfarbstoffe Kupplung langwelligeren Lebensmitteln Methylorange neuer formaler Ladungen Textilfarben

Farbstoffklassen

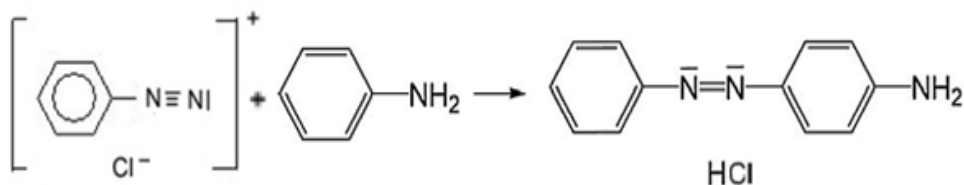
Azofarbstoffe

In den Azofarbstoffen sind zwei **Benzolringe** über eine **Azogruppe (-N=N-)** miteinander verbunden. Sie gehören zu den ältesten und am meisten verbreiteten Farbstoffen sowohl für **Textilfarben** und Lacke als auch als **Indikatorfarbstoffe** in der Chemie.

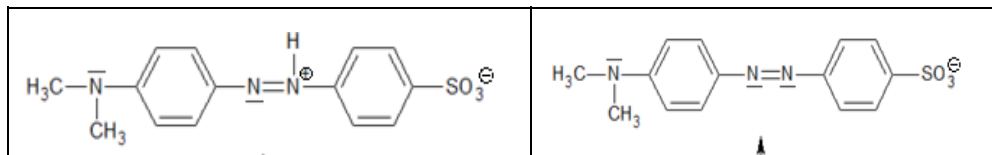
Bei der Herstellung muss zunächst ein nur unterhalb 5 °C beständiges **Diazoniumsalz** aus einem aromatischen Amin und Natriumnitrit gebildet werden. (Diazotierung) Das Nitrition wird doppelt protoniert, es wird Wasser abgespalten und es entsteht das Nitrosylkation, welches den Aminstickstoff angreift und das **Diazoniumion** bildet.

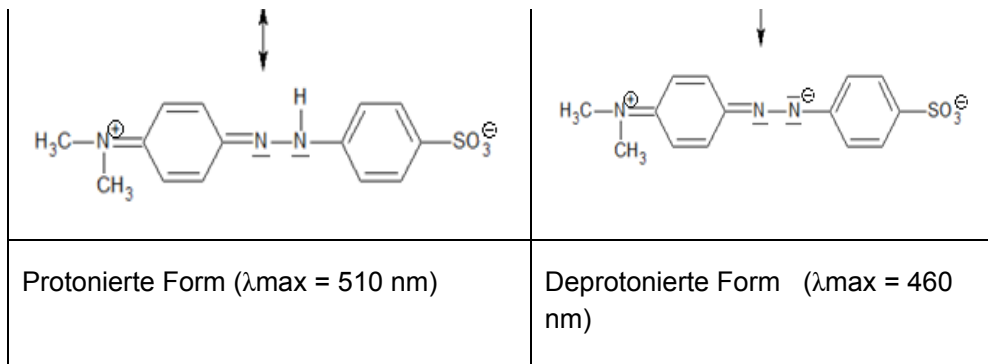


Anschließend erfolgt die **Kupplung** mit einem weiteren Aromaten durch **elektrophile Substitution**.



Aus N,N-Dimethylanilin und Sulfanilsäure entsteht so **Methylorange**, ein Säure-Base Indikator.





Bei der Protonierung oder Deprotonierung von Methylorange bleibt die Zahl der konjugierten Doppelbindungen sowie der Elektronendonatoren und -akzeptoren gleich.

Bei der deprotonierten Form des Methylorangemoleküls kommt es bei einer der mesomeren Formen zum Auftreten **neuer formaler Ladungen**.

Bei der protonierten Form sind beide Grenzstrukturformeln ähnlicher. Die Formalladung ist nur verschoben. Das Absorptionsmaximum ist somit in den **langwelligeren** Bereich verschoben.

Azofarbstoffe in **Lebensmitteln**

E-Nummer	Name	Farbe	Verwendung in
E 102	Tartrazin	gelb	Brausepulver, Brausen, Sirup, Schmelzkäse, Speiseeis, Pudding und Desserts, Kuchen, Kekse, Süßwaren, gesalzene Knabberartikel, Würzsoßen
E 110	Sunsetgelb	orange	gesalzene Knabberartikel, Schmelzkäse, Brausepulver, Brausen, Sirup, Speiseeis, Pudding, Desserts, Kuchen, Kekse, Süßwaren, Konfitüren, Fruchtzubereitungen
E 122	Azorubin	rot	gesalzene Knabberartikel, Schmelzkäse, Brausepulver, Brausen, Sirup, Speiseeis, Pudding, Desserts, Kuchen, Kekse, Süßwaren, Konfitüren, Fruchtzubereitungen
E 123	Amaranth	rot	Kaviar, Liköre und Spirituosen
E 124	Cochenillerot A	rot	Würzmittel, gesalzene Knabberartikel, Schmelzkäse, Süßwaren, Speiseeis, Desserts, Kuchen, Kekse, Brausepulver, Brausen, Sirup

E 129	Allurarot	rot	Brausepulver, Brausen, Sirup, Schmelzkäse, Speiseeis, Pudding, Desserts, gesalzene Knabberartikel, Süßwaren
E 151	Brilliantsschwarz	schwarz	Süßwaren, Kaviar-Ersatz
E 154	Braun FK	braun	englischer Räucherhering
E 155	Braun HT	braun	Süßwaren, Eis, Kuchen, Kekse, Würzmittel
E 180	Litholrubin	rot	essbare Käserinde

Einige Azofarbstoffe können **die Aktivität und die Aufmerksamkeit bei Kindern beeinträchtigen.**

Diese Farbstoffe müssen einen Warnhinweis hierüber tragen:

E 102, Tartrazin, E 104, Chinolingelb, E 110, Gelborange S, E 122, Azorubin, Carmoisin, E 124, Conchenillerot A, E 129, Allurarot AC

Generell stehen alle Azofarbstoffe im Verdacht, stark krebserregend zu sein.

Außerdem können Sie Allergien und Pseudoallergien auslösen.

Liste der Azofarbstoffe ohne Warnhinweise:

E 123, Amaranth, E 151, Brilliantsschwarz FCF, E 154, Braun FK, E 155, Braun HAT, E 180, Litholrubin BK, Rubinpigment BK

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [33b Triphenylfarben]

Begriffe

Aminogruppen Entfärbung farblos Fuchsin Indikatoren Kristallviolett Malachitgrün mit drei Benzolringen rotviolett sp³ hybridisiert toxisch Zeichenstiften

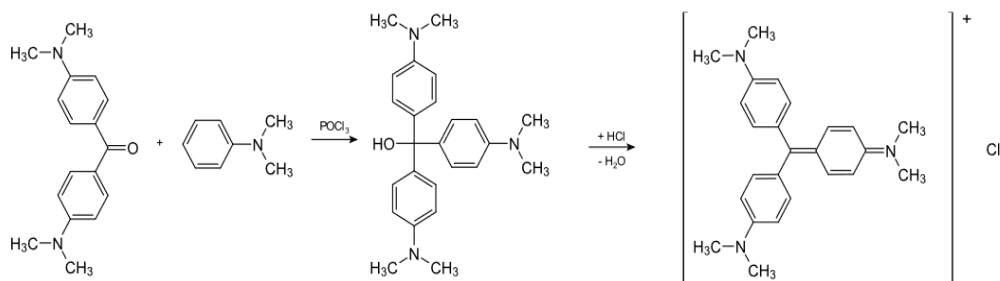
Farbstoffklassen

Triphenylmethanfarbstoffe

Bei den Triphenylmethanfarbstoffen ist ein C-Atom **mit drei Benzolringen** verbunden. Die Benzolkerne enthalten Hydroxyl-, Amino- oder substituierte Aminogruppen. Sie werden hauptsächlich als Säure-Base-**Indikatoren**, zur Färbung von Papier, zur Herstellung von Tinten und **Zeichenstiften**, sowie in der Kosmetik und in der Nahrungsmittelindustrie verwendet. Triphenylmethan selbst ist **farblos**, da das mittlere C-Atom **sp³ hybridisiert** ist.

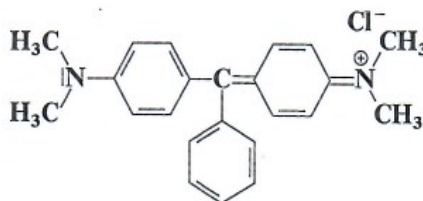
Kristallviolett (violett, λ_{\max} =590 nm)

Kristallviolett wird durch Kondensation von Michlers Keton (4,4'-Bis-dimethylaminobenzophenon) mit *N,N*-Dimethylanilin in Gegenwart von Phosphorylchlorid unter Wasserabspaltung erhalten.



Malachitgrün (grünblau, λ_{\max} =620 nm und 425 nm)

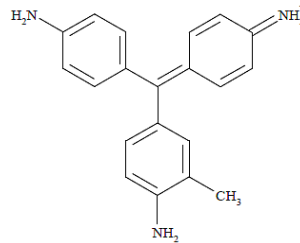
Malachitgrün unterscheidet sich von Kristallviolett durch die fehlende Diethylaminogruppe. Malachitgrün ist das nach wie vor wirksamste Antibiotikum gegen die bakterielle Weißfleckenkrankheit (Ichthyophthiriose) bei Fischen. Da es aber für menschliche (eukaryote) Zellen **toxisch** ist, wird es nur noch in Aquarien für Zierfische angewendet.



Fuchsin (rot, $\lambda_{\max} = 540 \text{ nm}$)

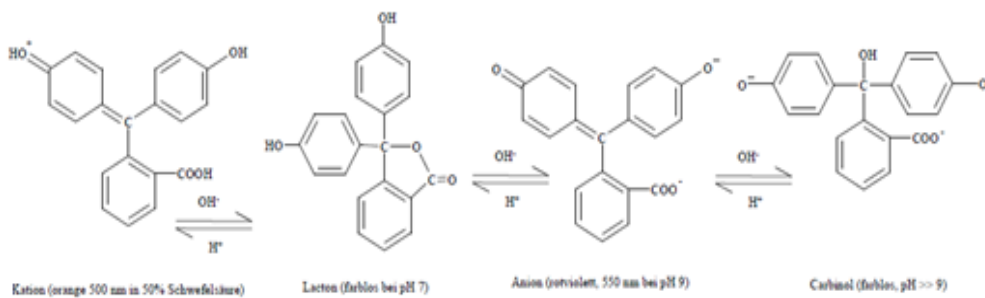
Fuchsin ist eine weitere Variante des Kristallvioletts, bei dem die Diethylaminogruppen durch einfache Aminogruppen ersetzt sind.

Aus Fuchsin entsteht das farblose Schiff-Reagenz durch Zugabe von überschüssigem Hydrogensulfit HSO_3^-



Phenolphthalein (rotviolett, $\lambda_{\max} = 550 \text{ nm}$)

ähnlich bis auf den neutralen Bereich, in dem durch Addition der Carboxylat-Gruppe ein Lacton (innerer Ester) gebildet wird. Mit konzentrierten Laugen erfolgt Entfärbung durch Addition von OH^-



Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [33c weitere Farbstoffe]

Begriffe



Anfärbemittel.

blauviolett

Indigopflanze

Jeansfarbstoff

Kaiser und Könige

lichtecht

purpur

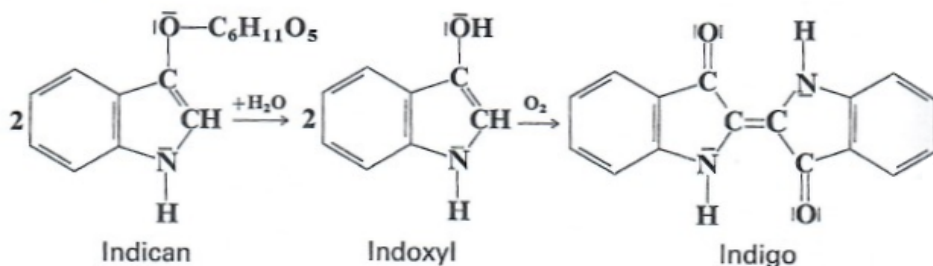
Redox-Indikator

Textilfarbstoffe

Weitere Farbstoffklassen

Indigo und Antrachinonfarbstoffe

Indigo, (**blauviolett**, $\lambda_{\max} = 610 \text{ nm}$) bekannt als **Jeansfarbstoff**, ist einer der wenigen natürlichen vorkommenden Farbstoffe. Er wurde gewonnen aus der **Indigopflanze**. In der Pflanze liegt Indigo als Indican vor. Die Pflanzen werden in Wasser zerquetscht. Durch Enzyme wird Indican zu Glucose und Indoxyl hydrolysiert. An der Luft wird dieses zu blauem Indigo oxidiert:

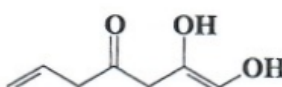
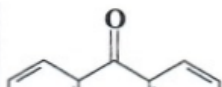


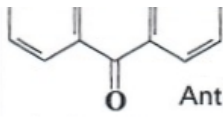
Seit 1883 verdrängte die industrielle Synthese von Indoxyl aus Anilin und Chloressigsäure die Indigopflanzgen vom Markt.

Purpur, (**purpur**, $\lambda_{\max} = 601 \text{ nm}$) das 6,6'Dibromindigo, war ein sehr kostbarer Farbstoff, der aus den Pupurschnecken gewonnen wurde, konnten sich nur **Kaiser und Könige** leisten. Für 1 g Purpur brauchte man ca. 10.000 Schnecken.

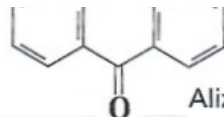
Anthrachinonfarbstoffe

gehören wie Indigo und seine Derivate zu den Carbonylfarbstoffen. Viele Farbstoffe kommen in der Natur vor: **Alizarin (rot, $\lambda_{\max} = 615 \text{ nm}$)** in der Krappwurzel oder **Karminsäure (rot, $\lambda_{\max} = 480 \text{ nm}$)**, Lebensmittelfarbstoff E120) in der Schildlaus. Diese Farbstoffe insbesondere die Indanthrenfarbstoffe sind sehr **lichtecht** und werden als **Textilfarbstoffe** genutzt.

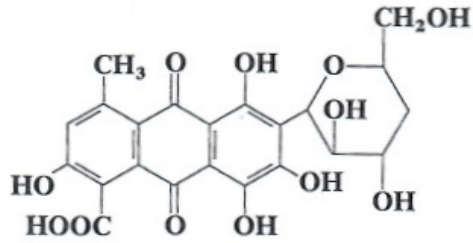




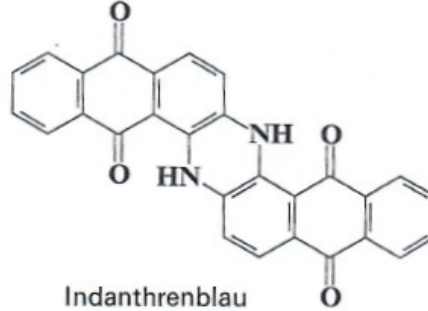
Anthrachinon



Alizarin



Karminsäure



Indanthrenblau

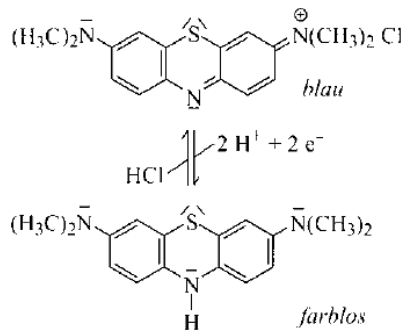
Redox-Indikatoren

Methylenblau (blau, $\lambda_{\text{max}} = 660 \text{ nm}$)

Die Synthese gestaltet sich komplex über mehrere Schritte. Methylenblau ändert seine Farbe bei der Oxidation bzw. Reduktion und wird daher als **Redox-Indikator** verwendet.

Die Reduktion der Iminogruppe führt zu einer Blockade der Mesomerie zwischen den beiden Benzolringen und damit zur Entfärbung (Blue-Bottle-Versuch mit Glucose).

Anwendung in der Biologie und Medizin als **Anfärbemittel**.



Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [33d Textilfärbung]

Begriffe



Cellulosefasern	X
an der Faser fest	X
basische Farbstoffe	X
basischen Gruppen	X
Baumwolle.	X
Beizenfarbstoffe	X
Beizen	X
Blau machen	X
dieser haften	X
Direktfarbstoffe	X
Küpenfarbstoffe	X
reagieren	X
Reaktivfarbstoffe	X
van-der-Waals-Kräfte	X
vorbehandelt werden	X
Wasserstoffbrücken	X

Färben von Textilien

Die Voraussetzung von Textulfarbstoffen ist, dass sie sich auf die Faser "aufziehen" lassen und auf **dieser haften**. Bei den einzelnen Färbeverfahren werden nicht nur die Azofarbstoffe an gesprochen.

1. **Direktfarbstoffe**

Diese Farbstoffe lösen sich in Wasser und ziehen direkt auf die Faser auf. Die Farbstoffmoleküle lagern sich dabei in Hohlräume zwischen einzelne Fasern der Cellulose- oder Proteinfäden ein und werden z.B. durch **van-der-Waals-Kräfte** oder **Wasserstoffbrücken** festgehalten.

2. **Saure und basische Farbstoffe**

Saure Farbstoffe enthalten z.B. eine Sulfogruppe ($-\text{SO}_3\text{H}$), basische Farbstoffe eine basische Gruppe wie die Aminogruppe ($-\text{NH}_2$). Saure Farbstoffe werden in Form ihrer Salze, als negativ geladene Ionen auf die Faser mit **basischen Gruppen** aufgebracht. Umgekehrt ist es bei Farbstoffen mit basischen Gruppen. Derartige Farbstoffe eignen sich sehr gut zum Färben von Proteinfasern wie Wolle und Naturseide. Weniger geeignet sind sie zum Färben von **Cellulosefasern** wie **Baumwolle**.

3. **Reaktivfarbstoffe**

Farbstoffe, deren Atome mit der Faser eine Atombindung eingehen, sind besonders waschecht. Solche sogenannten Reaktivfarbstoffe können z.B. mit den Hydroxygruppen der Cellulosefaser, oder mit den Amino-, Hydroxy- und Carboxygruppen von Proteinfasern oder mit Aminogruppen der Polyamide **reagieren**. Diese Farbstoffgruppe wird hauptsächlich zum Färben von Baumwolle eingesetzt.

4. **Beizenfarbstoffe**

Zieht ein Farbstoff nicht direkt auf eine Faser auf, dann kann er eventuell mit einer geeigneten Beize **vorbehandelt werden**. Bei den **Beizen** handelt es sich um bestimmte Stoffe, die sich einerseits mit den Farbstoffmolekülen und andererseits mit der Faser verbinden. Die Beize hält dann als Vermittler den Farbstoff **an der Faser fest**.

5. **Küpenfarbstoffe**

Diese Farbstoffe sind selbst wasserunlöslich. Sie werden durch Reduktion in eine wasserlösliche Verbindung überführt. Die so erhaltene farblose Lösung bezeichnet man als Küpe. In diese taucht man die zu färbende Faser. Hängt man das Gewebe, das die Küpe aufgenommen hat, anschließend zum Trocknen an die Luft, so dass durch Oxidation durch den Luftsauerstoff wieder der eigentliche Farbstoff entsteht („**Blau machen**“).