Chemie

für Studierende der Medizintechnik

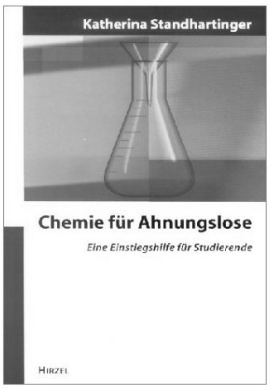
Dr. Christoph Wutz

www.chemie.uni-hamburg.de/tmc/wutz

Inhalt

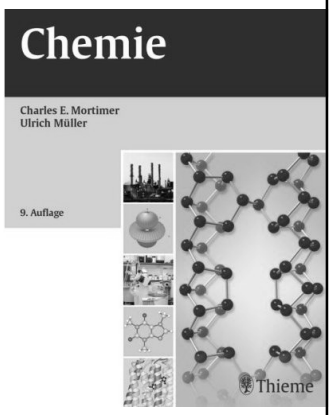
1. Einleitung
   Lernmittel, Geschichtliches, Warum Chemie? Grundbegriffe
2. Allgemeine Chemie
   2.1 Atombau
   2.2 Periodensystem
   2.3 Chemische Bindung Molekülbau
3. Physikalische Chemie
   3.1 Aggregatzustände, Phasenübergänge, Stofftrennung
   3.2 Die chemische Reaktion Thermodynamik, Kinetik
4. Anorganische Chemie
   4.1 Säuren/Basen, pH-Wert
   4.2 Salze, Löslichkeit
   4.3 Redoxreaktionen
   4.4 Elektrochemie
   4.5 Metallkomplexe
   4.6 Nichtmetallverbindungen
   4.7 Großtechnische Verfahren
5. Organische Chemie
   5.1 Allgemeines, Historisches
   5.2 aliphatische Kohlenwasserstoffe Alkane, Alkene, Alkine
   5.3 Funktionelle Gruppen mit Einfachbindungen: Halogenalkane, Alkohole, Nucleophile Substitution, Ether Amine
   5.4 Carbonylverbindungen: Aldehyde, Ketone Carbonsäuren, Ester
   5.5 Aromaten
   5.6 Naturstoffe: Zucker, Aminosäuren, natürliche Polymere
6. Spezielle Themen
   6.1 Kunststoff
   6.2 Umweltchemie

1.1 Lernmittel
Bücher



€ 19,80
127 Seiten
Verlag: Hirzel,
ISBN-10: 3777613010

€ 19,50
Spektrum Akademischer Verlag
198 Seiten ISBN-10: 3827418097



€ 59,90
Broschiert: 766 Seiten
Verlag: Thieme
ISBN-10: 3134843099

Chemie im Internet

Vernetztes Studium Chemie
BMBF Leitprojekt der Uni Erlangen
mit dem Fachinformationszentrum Berlin

www.vs-c.de ⇒ **www.chemgapedia.de**

Weltweit umfangreichste Chemie-
Enzyklopädie und Tutorium

Elemente/Periodensystem: www.webelements.com

1.2 Geschichte der Chemie
Ursprünge

Ursprünge der "unbewussten" Chemie in der Kupfer-/Bronze-Zeit:
Herstellung von Metall aus Erz in kleinen Öfen.

Wortbedeutung:

Arab.: *al-kymiya*: "Beschäftigung mit gießbaren Stoffen, Metallurgie"
ch'mi: "Das Schwarze, die schwarze (fruchtbare (Nil-)Erde; Erz)

Griech.: chymeia = (Lehre vom Metall)-Giessen
im Sinne stofflicher Umwandlung

Antike Alchemie als Naturphilosophie

- Urspr.: ägyptisch und hellenistisch
- erste Versuche, die Natur zu verstehen.
- Vermischung religiöser, philosophischer Ansätze (Esotherik, Hermetik) mit Naturerkenntnis
- Annahme: Stoffe bestehen aus Grund-"Elementen"
- Stoffe (chem. Elemente) können umgewandelt werden.

Der Elementbegriff im Altertum

Griechenland	**Buddhismus**	**China (Dao)**
Feuer (heiß)	Feuer	Feuer
Wasser (nass)	Wasser	Wasser
Erde (trocken)	Erde	Erde
Luft (kalt)	Wind	
Geist/Äther*)	Raum	
		Holz
		Metall

*) Erst unter Aristoteles eingeführt;
im Mittelalter als *quinta essentia* uminterpretiert

Mittelalterliche Alchemie
Zufällige Entdeckungen der Alchemisten

- Suche nach *Quinta Essentia* (Fünftes Element)
  = Stein der Weisen
  ⇒ Umwandlung unedlerer Stoffe in Gold
- Suche nach Universallösungsmittel *Alkahest*

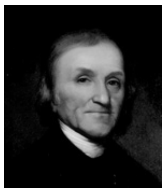
Mittelalterliche Alchemie als
bewusste, zielgerichtete
aber unwissenschaftliche Chemie:

Entdeckungen:
- Salmiak (NH_4Cl), Zinnober (HgS): Abu Musa Jabir ibn Hayyan, Arabien 8. Jh.
- Alkohol (Ethanol C_2H_5OH) in Süditalien um 1100 aus Wein
- Heilmittel auf Quecksilber-, Arsen- und Antimonbasis: Paracelsus, 16. Jh.
- Phosphor: Hennig Brand in Hamburg 1669
- Porzellan: Johann Friedrich Böttger 1707/08

Chemie als Naturwissenschaft

Ab. 17. Jh.:
Chemie als Naturwissenschaft,
Befreiung von Dogma u. Glaube,
Rationales Schlussfolgern
basierend auf Beobachtungen
und Experimenten.

Robert Boyle
(1627-1691)
Irischer Forscher
"The sceptical
Chymist" (1661)

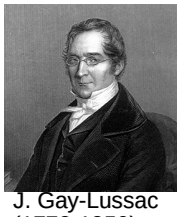


Joseph Priestley
(1733-1804)
Engl. Forscher
Herst. NH_3,
N_2O, CO, SO_2

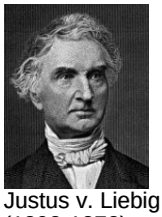
Carl W. Scheele
(1742-1786)
Schwed. Apoth.
O_2, Cl_2, Ba, Mn;
HCN, Milchsäure

Entdeckung des Phosphor
durch Hennig Brand (1669)

Antoine Lavoisier
(1743-1794)
Franz. Chem.
Oxidation



J. Gay-Lussac
(1778-1850)
Franz. Phys.Chem.
Gasgesetze



Justus v. Liebig
(1803-1873)
Deutsch. Chem.
Chem.Analyse

Abgrenzung Chemie-Physik

Physik: Lehre der Zustandsänderung der Stoffe

Chemie: Lehre der Veränderung und Umwandlung der Stoffe

Beispiel:

Eisen: Metallisch, glänzend, leitfähig, schmiedbar.

Eisen erhitzen ⇒ schmilzt
abkühlen ⇒ erstarrt.
Eigenschaften unverändert.
Umkehrbare Zustandsänderung

Eisen an feuchter Luft ⇒ rostet
Rost: Rot-braun, nicht leitfähig
nicht verformbar.
⇒ Stoffliche Umwandlung

Weiteres Beispiel:

Platindraht erhitzen bis rot-glühend; Abkühlen: keine Veränd.
Lichtemission: Physikal. Vorgang.

Magnesiumband erhitzen ⇒ verbrennt mit Leuchterscheinung
⇒ Magnesiumoxid (weißes Pulver)
⇒ stoffliche Veränderung

Letztes Beispiel:

Starkes Abkühlen ⇒ Verflüssigung von Luft; Langsames Erwärmen (Destillation) ⇒ Trennung von Stickstoff und Sauerstoff
Eigenschaften unverändert.

Im Körper eingeatmeter Sauerstoff "verbrennt" Zucker zu Kohlendioxid und Wasser.
Energie wird frei.
Chemischer Vorgang.

Verflüssigung, Verdampfen, Destillation, Extraktion sind physikalische Vorgänge

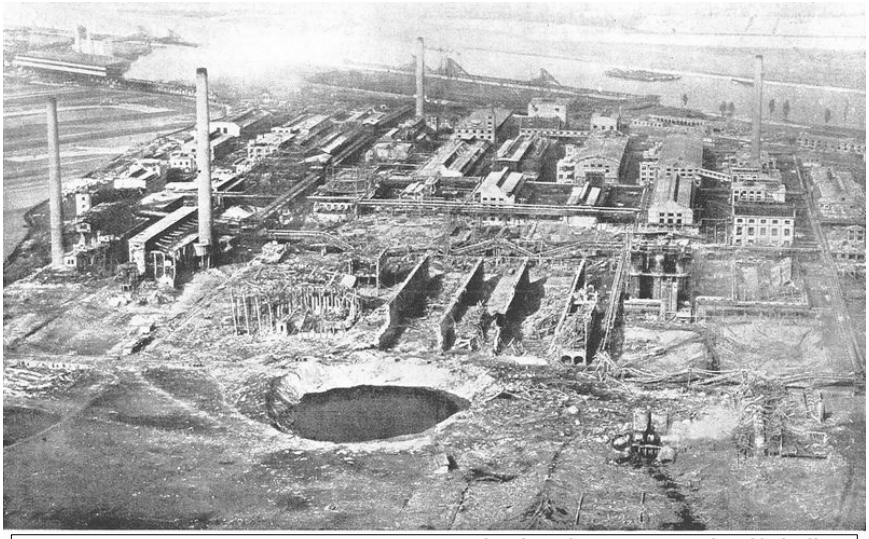
Beginn der chemischen Industrie
Ressourcen der chemischen Industrie

um 1820 Herstellung von:
- Soda (Natriumcarbonat, Natron) für Weiterverarbeitung zu Glas, Bleichmittel, Waschmittel, Farben.
- Synthetische Düngemittel
- Farben

Ressourcen der chemischen Industrie vor 1870:
- Kohle
- Mineralien
- Pflanzenstoffe
- Tierprodukte

Ressourcen der chemischen Industrie von 1870 - ?
- Erdöl

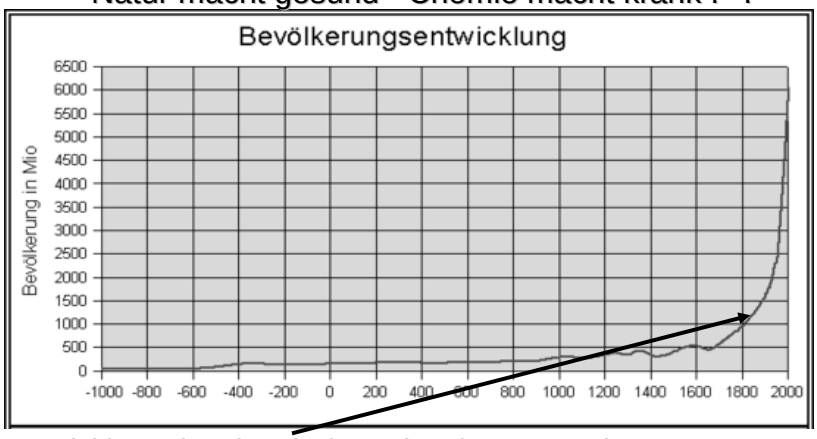
Gefahren der chemischen Industrie



21. Sept. 1921; BASF, Oppau, : Explosion in Düngemittelfabrik:
561 Tote, 2000 Verletzte, 900 Wohnungen zerstört, 100 m Krater

Nutzen der chemischen Industrie
Bevölkerungsentwicklung und Chemie

"Natur macht gesund - Chemie macht krank !" ?

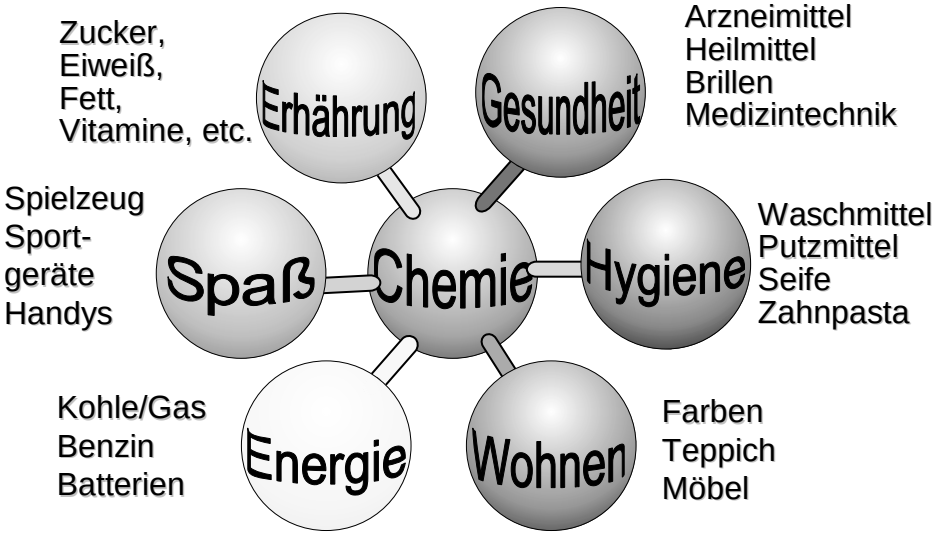


Entwicklung der chemische Industrie

- Kunstdünger
- Schädlingsbekämpfung
- Medikamente
- Hygieneartikel

1.3 Warum Chemie?

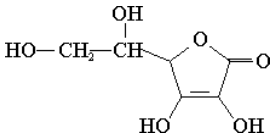
Chemie bestimmt unser Leben:



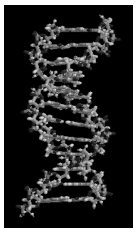
Bedeutung der Chemie für das Leben

vom Atom

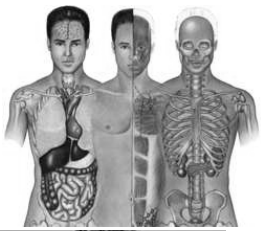
über das Molekül
(es gibt ca. 15 Mio.!)



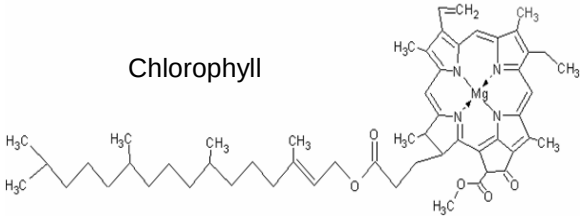
Ascorbinsäure



zum Organismus



Chlorophyll



Analytische/Synthetische Chemie

Analytische Chemie:
Die Umwelt verstehen wollen:
Woraus besteht das?
Was ist da drin?
Und wie viel?

Synthetische Chemie:
Können wir es genau so gut (besser) als die Natur?

Wikipedia:
Lehre vom Aufbau, Verhalten und der Umwandlung der chemischen Elemente und ihren Verbindungen sowie den dabei geltenden Gesetzmäßigkeiten.

"That's Dr Arnold MOORE. He's conducting an experiment to test the theory that most great scientific discoveries were hit on by accident."
(HOFF,© 1957, The New Yorker Magazine, Inc.)

1.4 Grundbegriffe
Maßeinheiten in der Chemie (SI)

Messgröße	**Symbol**	**Einheit**	**Symbol**
Länge	*l*	Meter	m
Masse	*m*	Gramm (Kilogramm)	g (kg)
Volumen	*V*	Liter	l
Dichte	ρ	Gramm pro cm^3	g/cm^3
(absolute) Temperatur	*T*	Kelvin	K
Kraft, Gewicht	*F*	Newton	$N = kg \cdot m/s^2$
Druck	*p*	Pascal	$Pa = N/m^2$
Energie	*E*	Joule	$J = kg \cdot m^2/s^2$
Stoffmenge	*n*	Mol	mol
Molare Masse	*M*	Masse pro Mol; $M = m/n$	g/mol
(Stoffmengen-)Konzentration = Molarität	*c*	Stoffmenge pro Volumen; $c = n/V$	mol/l
Reaktions-Enthalpie	ΔH	Kilojoule pro Mol	kJ/mol
Reaktions-Entropie	ΔS	Enthalpie pro Temperatur; $\Delta S = \Delta H/T$	$kJ/mol \cdot K$

Weitere Einheiten

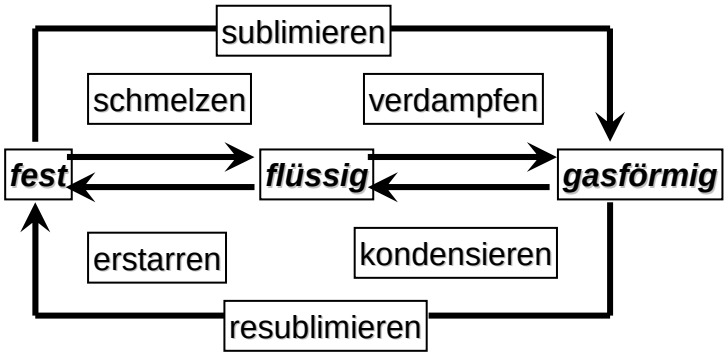
Weitere gebräuchliche Einheiten; ihre Relation zum SI:
Länge (im atomaren Bereich): Ångström, Å; 1Å = 10^{-10} m = 0,1nm
Temperatur: Grad Celsius, °C. 0 °C (Celsius) entsprechen 273,15 K
Druck: Bar: 1 bar = 10^5 Pa; 1 mbar = 1 hPa
Energie: Kalorie, cal.: 1 cal = 4,18 J
Energie (im atomaren Bereich): Elektronenvolt, eV. 1 eV ≈ $1.6 \cdot 10^{-19}$ J
Ladung: Coulomb (C).

Bruchteile und Vielfache der Grundeinheiten

10^{-3}	Milli (m)	10^{3}	Kilo (K)
10^{-6}	Micro (µ)	10^{6}	Mega (M)
10^{-9}	Nano (n)	10^{9}	Giga (G)
10^{-12}	Pico (p)	10^{12}	Tera (T)
10^{-15}	Femto (f)	10^{15}	Peta (P)

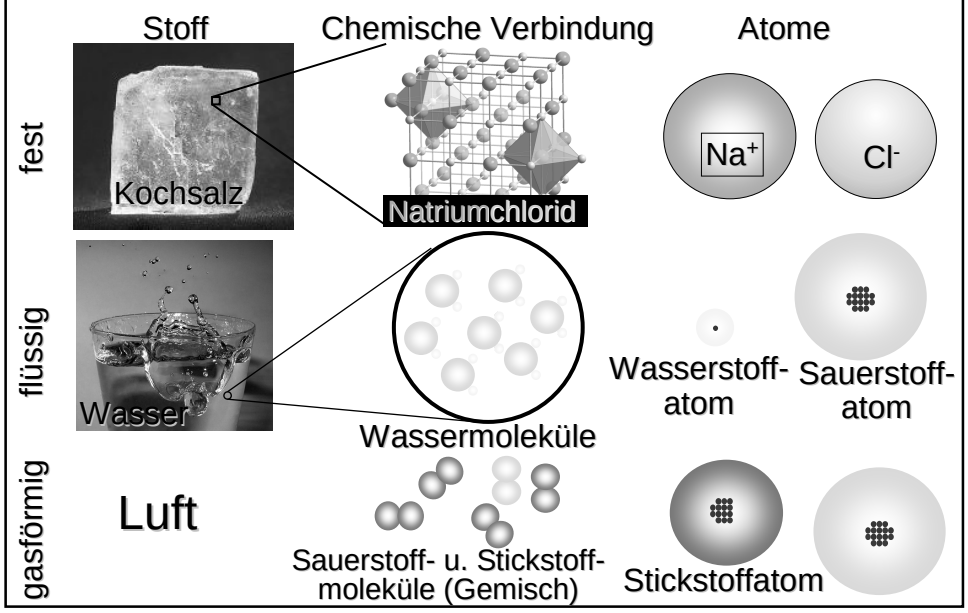
Aggregatzustände

Stoffe können drei ***Aggregatzuständen*** vorkommen:



Schmelztemperatur; melting point: m.p.
Siedetemperatur; boiling point: b.p.

Aufbau der Materie; Stoff



Gemische, Reinstoff, Elemente

Stoffgemische

z. B. Wein
Wasser/Alkohol

Trennung durch phys./chem. Methoden →

z.B. Destillation
Filtration, Extraktion

Reinstoffe

z. B Wasser
oder reiner
Alkohol

sind entweder oder

Chemische Verbindungen

bestehen aus zwei oder mehr
chemischen Elementen
über chem. Bindungen verknüpft

z. B. Wasser H_2O
aus zwei Atomen Wasserstoff (H)
und einem Atom Sauerstoff (O)

Elemente

aus einer Atomsorte;
sind mit chemischen Methoden
nicht weiter zerlegbar

z. B. Wasserstoff (H)
Sauerstoff (O)
Eisen (Fe)

Elemente und ihre Symbole

Das heute gebräuchliche Formelsystem für chemische Elemente geht auf *Berzelius* zurück: Jedes Element hat ein Symbol aus ein oder zwei Buchstaben, das vom lateinischen oder griechischen Namen abgeleitet wurde.

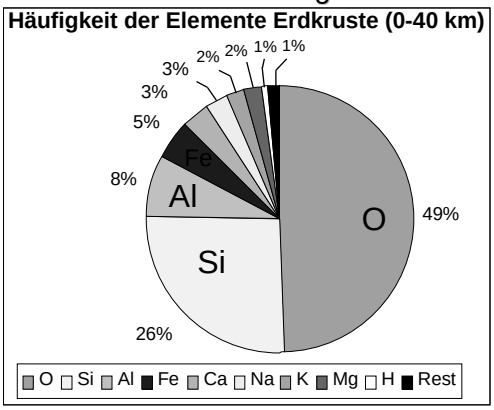
H	Wasserstoff
He	Helium
Li	Lithium
Be	Beryllium
B	Bor
C	Kohlenstoff
N	Stickstoff
O	Sauerstoff
F	Fluor
Ne	Neon

Na	Natrium
Mg	Magnesium
Al	Aluminium
Si	Silizium
P	Phosphor
S	Schwefel
Cl	Chlor
Ar	Argon
K	Kalium
Ca	Calcium

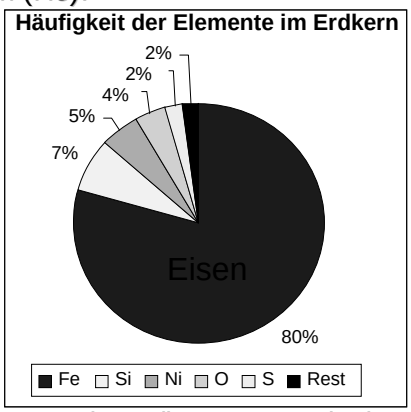
Die ersten zwanzig Elemente

Häufigkeit der Elemente

Über 90% der Materie im Weltall ist Wasserstoff (H); am zwei Häufigsten ist Helium (He).



Erdmantel (äußere) 3000 km ähnlich. Häufigste Verbindungen: SiO_2, Silikate, Al-, Eisen-Oxide, Carbonate, Sulfate, Hydroxide



Der Erkern (innere 3000 km) besteht hauptsächlich aus Eisen (2900°C, flüssig). Fe/Ni-Konvektion am Mantel ⇒Magnetismus

Materie, Stoff, Stoffveränderung

Was ist Stoff/Materie?

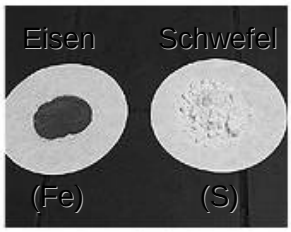
Alle Materie setzt sich aus (nicht veränderlichen) Grundstoffen zusammen, den Elementen (Kohlenstoff, Sauerstoff, Eisen etc.). Diese wiederum sind aus ihren Atomen aufgebaut (*griech*.: atomos "unteilbar")

Heute wissen wir:
Atome bestehen aus Elementarteilchen.

Veränderung der "Stofflichkeit":

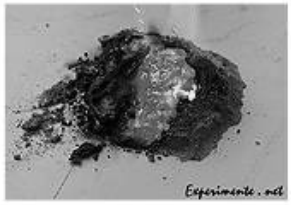
- Schmelzen, Verdampfen, Mischen (Physik)
- Veränderung des Atomkerns (Kernphysik)
- ***Veränderung der Valenzelektronen (Chemie)***

Stoffumwandlung durch chemische Reaktion



Eisen-Schwefel-**Gemisch:** Fe + S

Wie kann man es trennen?



Eisen-Schwefel-**Verbindung** Eisensulfid (FeS)

Physikalisch nicht in Eisen und Schwefel zu trennen.

Chemische Reaktion

Die Chemische Reaktion

Eine chemische Reaktion ist der Vorgang, bei dem aus den Atomen der Ausgangsstoff (Edukte) – auch Reaktanden genannt – neue chemische Verbindungen (Produkte) entstehen.

Reaktionsschema: Edukt 1 (+ Edukt 2) ⟶ Produkt 1 + (Produkt 2)

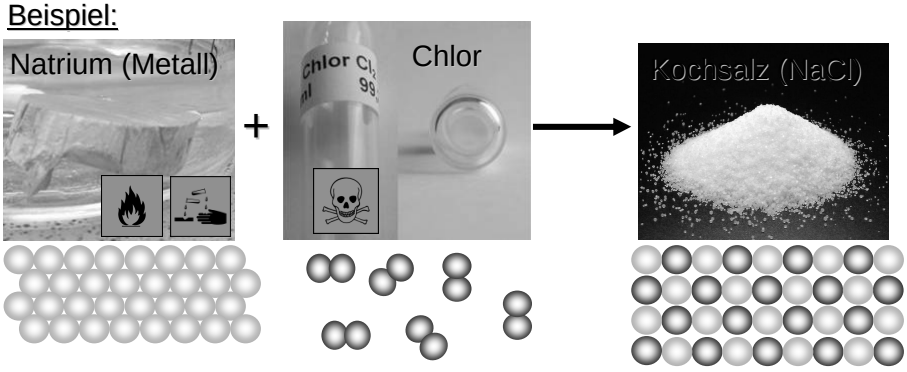
Dabei ändert sich die Art der Verbindung der Atome untereinander – ihre jeweilige Anzahl bleibt jedoch gleich.

Bei jeder chemischen Reaktion bleibt die Gesamtmasse der Stoffe erhalten

Gesetz von der Erhaltung der Masse

Chemische Reaktion
Beispiel: Natriumchlorid

Beispiel:

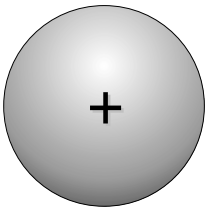


Chemische Reaktion bedeutet eine "Umorganisation" der Atome. Es entstehen andere chemische Verbindungen mit vollkommen anderen Eigenschaften

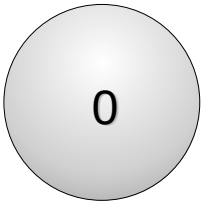
Welcher Stoff reagiert mit welchem anderen Stoff zu welcher Verbindung und in welchem Verhältnis?

Elementarteilchen

Die Materie besteht aus Atomen;
Atome bestehen wiederum aus drei verschiedenen Elementarteilchen:



Proton (p^+): groß, schwer (relativ!), positiv



Neutron (n): groß, schwer (relativ!),
neutral = ungeladen

Elektron (e^-): klein, leicht, negativ

Strahlung

Klassisch: ***Strahlung***: Ausbreitung von Wellen oder Teilchen im Raum
⇒ Transport von Energie und Impuls.
Heute weiß man: Jede Strahlung hat Wellen- *und* Teilchen-Charakter.

Elektromagnetische Wellen (Licht, Mikro-, Radiowellen, Röntgenstr.)
Energie ⇔ Wellenlänge (Frequenz); Teilchen: Photon

Radioaktive Strahlung:
Strahlung, die von radioaktiven Kernen (Zerfall) ausgeht:

Name	Charakter	Masse	Ladung
α-Strahlung	Heliumkern: 2 P^+; 2 N	4 u	+2
β-Strahlung	Elektron	1/1823 u	-1
γ-Strahlung	elektromag. Welle	-	-

2.1 Atombau – Frühe Atommodelle

Prousts Gesetz der konstante Proportionen (1794):
Elemente kommen in einer chemischen Verbindung immer im gleichen Massenverhältnis vor. z. B. Natriumchlorid: Na:Cl = 23:35 = 1:1,54

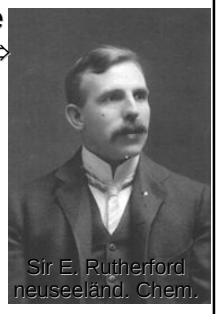
Daltons Gesetz der multiplen Proportionen (1803):
Die Massenanteile von zwei Elementen in *verschiedenen* Verbindungen können durch kleine, ganze Zahlen ausgedrückt werden.
Z. B.: Kohlenmonoxid $m_C:m_O$=1:1,33 ; Kohlendioxid $m_C:m_O$=1:2,66
m_O(Kohlenmonoxid):m_O(Kohlendioxid) = 1:2 $\Rightarrow$ CO und CO_2

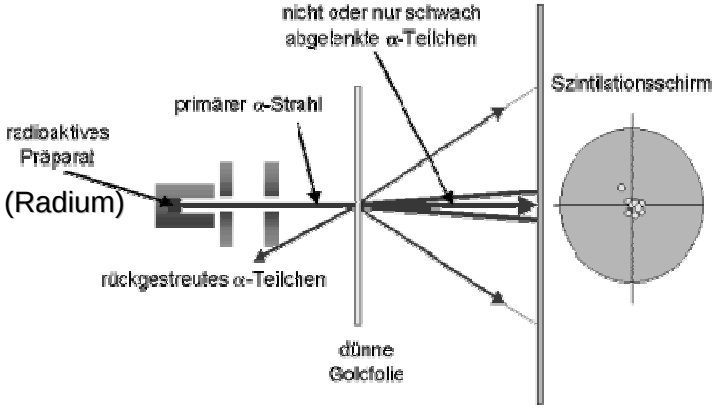
Daltons Atomhypothese (1808):
- Materie besteht aus kleinsten kugelförmigen Teilchen oder Atomen.
- Atome sind unteilbar, können weder geschaffen, noch zerstört werden.
- Alle Atome eines chemischen Elements sind untereinander gleich, sie unterscheiden sich nur in der Masse von Atomen anderer Elemente.
- Atome können chem. Bindungen eingehen und aus d. gelöst werden.
- Eine Verbindung wird stets aus gleichen Anzahl von Atomen der Elemente gebildet.

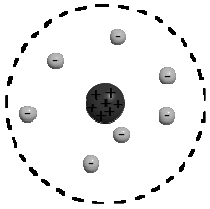
Der Rutherfordsche Streuversuch
Das Rutherfordsche Atommodell

1910: α-Teilchen (***positive*** He-Kerne) werden auf dünne Goldfolie gestrahlt: Nur sehr wenige werden abgelenkt $\Rightarrow$

1. Atome sind weitgehend leer
2. Atommasse konzentriert sich im positiven Kern
3. Atomvolumen durch negative Hülle repräsentiert

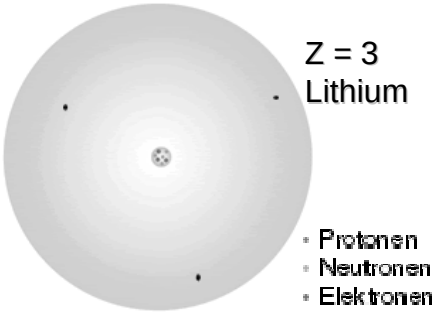

Sir E. Rutherford
neuseeländ. Chem.




Rutherfordsches
Atommodell

Rutherfordsches Atommodell

Ein Atom hat einen **positiven Atomkern** (Nukleus),
der von einer **negativen Elektronenhülle** umgeben ist.



Protonen und Neutronen sind im Kern (⇒Nukleonen).
Neutronen: keine Ladung,
Protonen: Ladung = +1 ⇒
Protonenzahl = Kernladungszahl
=Ordnungszahl (Z) im Periodensys.

Die Anzahl der Protonen bestimmt, welches Element es ist.

Atomdurchmesser ca. 10^{-10} m, davon Kern 1/100000:

Kern: winzig, schwer, positiv Hülle: "größer", leicht, negativ

Elementarteilchen

Elementarteilchen: kleinste, nicht mehr teilbare Teilchen
z. B.:

Name	Abkürzung	Ort	Ladung	Masse
Proton	p, p^+	Kern	+1	~1u
Neutron	n	Kern	0	~1u
Elektron	e^-	Hülle	-1	1/1823 u

u ist eine sehr kleine, relative Masseneinheit:

$1\ u = 1{,}66 \cdot 10^{-27}$ Kg

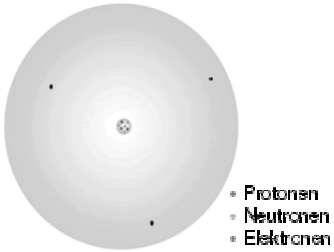
1 Milliardstel von einem Milliardstel von einem Milliardstel Kg.

Atommasse

Nukleonenzahl (Protonen + Neutronen)= Atommasse (m_a), da Elektronen sehr geringe Masse haben.

Die Anzahl der Protonen bestimmt, welches Element (Atomsorte) es ist. (= Ordnungszahl Z)

Die Anzahl der Neutronen N und der Protonen Z bestimmt, welche Masse es ist. (Atommasse $m_a = Z + N$)



Beispiel: <u>Lithium</u>
3 Protonen ⇒ Ordnungszahl Z = 3
4 Neutronen ⇒ Massezahl = 7

Die Masse von Molekülen

Die Masse eines einzelnen Moleküls m_M einer chemischen Verbindung errechnet sich als die Summe der Atommassen m_a aller im Molekül enthaltenen Atome.

Beispiel: Glucose (Traubenzucker) $C_6H_{12}O_6$

Die tief gestellten Indexzahlen geben an, wie viel Atome der jeweiligen Sorte das Molekül enthält.

$$m_M = 6 \cdot m_a(C) + 12 \cdot m_a(H) + 6 \cdot m_a(O)$$

$m_a(C) = 12$ u
$m_a(H) = 1$ u
$m_a(O) = 16$ u

m_M (Glucose) = 6·12u + 12·1u + 6·16u = <u>180 u</u>

Die Stoffmenge, das Mol

Atomare Masseneinheit u beschreibt sehr kleine Stoffportionen: Masse einzelner Atome bzw. Moleküle.
Die **Stoffmenge** n in der Einheit [mol] ist eine neue Messgröße, die Mengen von Stoffen und das Verhältnis in dem sie mit einander reagieren in laborgebräuchlichen Größenordnungen beschreibt.

Sie ist keine Masse und keine Teilchenzahl
– hängt aber mit beidem zusammen:

$$n = \frac{m}{M}$$

Die Stoffmenge n ist gleich der Masse m bezogen auf die Molare Masse M. Diese Molmasse M ist eine stoffspezifische Größe und hat die Einheit [g/mol]

Ein Mol eines Stoffes oder einer Verbindung entspricht der jeweiligen Atommasse oder Molekülmasse ausgedrückt in Gramm.

Beispiele:

Atom-/Molekülmasse	Molare Masse M
Li = 7 u	M(Li) = 7 g/mol
H_2O = 18 u	M(H_2O) = 18 g/mol
H_2 = 2 u	M(H_2) = 2 g/mol
$C_6H_{12}O_6$ = 180 u	M($C_6H_{12}O_6$) = 180 g/mol

Ein Mol Li wiegt 7 g, ein Mol Wasser 18 g; 2 Mol Wasser wiegen 36 g.

Veranschaulichung des Mol

Die Stoffmenge 1 Mol enthält immer die gleiche Teilchenzahl, die Loschmidtsche bzw. Avogadrosche Zahl oder Avogadrokonstante N_A:

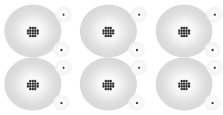
$N_A = 6 \cdot 10^{23}$ Teilchen

Darstellung: Ein Teilchen = 10^{23} Teilchen

Wie viel wiegt 1 mol Wasser?

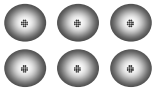
1 mol Lithium
$6 \cdot 10^{23}$ Atome
(7 g)

1 mol Wasserstoff
$6 \cdot 10^{23}$ Moleküle
(2 g)



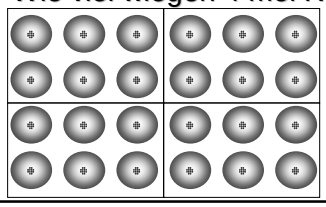
1 mol Wasser
$6 \cdot 10^{23}$ Moleküle
(2+16 = 18 g)

und 1 mol C ?



1 mol Kohlenstoff
$6 \cdot 10^{23}$ Atome
(12 g)

Wie viel wiegen 4 mol Kohlenstoff?



4 mol Kohlenstoff
$4 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ Atome
(48 g)

Rechnen mit der Stoffmenge n

Mit Hilfe der Molaren Masse M (in g/mol) kann man die Masse m (in g) und die Stoffmenge n (in mol) in einander umrechnen:

$$M = \frac{m}{n}$$

Umformung

$$m = M \cdot n \qquad n = \frac{m}{M}$$

<u>Beispiele:</u>

Wie viel Gramm wiegen 0,2 mol Glucose?

$$m = 180g/mol \cdot 0{,}2mol = 36g$$

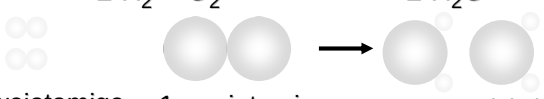
5,85 g Kochsalz (NaCl) entsprechen wie viel Mol?

m_A(Na) = 23 u; m_A(Cl) = 35,5 u $\Rightarrow$ M_{NaCl}= 58,5 g/mol

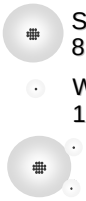
$$n = \frac{5{,}85g}{58{,}5g/mol} = 0{,}1mol$$

Veranschaulichung Stöchiometrie und Molare Massen

$$2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$$



2 zweiatomige Wasserstoffmoleküle 1 zweiatomiges Sauerstoffmolekül 2 Wassermoleküle



Sauerstoffatom (O): 8 P^+;8 N$\Rightarrow m_a$=16 u

Wasserstoffatom (H): 1$P^+ \Rightarrow m_a$ = 1u

m_{H2O} = 16+2=18u

Ein Wassermolekül (H_2O) besteht aus 2 Atomen Wasserstoff und 1 Atom Sauerstoff. Man muss doppelt so viele H-Atome wie O-Atome in die Reaktion einbringen. Gasförmige Elemente sind 2-atomige Moleküle.

Molare Massen: M(H_2)=2 g/mol; M(O_2)=32 g/mol; M(H_2O)=36 g/mol

Wasserstoff +	Sauerstoff =	Wasser
2 Moleküle (2·2u=4u)	1 Molekül (2·16u=32u)	2 Molekül (18u)
2000 Moleküle	1000 Moleküle	2000 Moleküle
2 mol (2 ·6 ·10^{23} Moleküle)	1 mol (6·10^{23} Moleküle)	2 mol (6·10^{23} Moleküle)
4 g +	32 g =	36 g

Molares Volumen von Gasen

1 Mol eines Gases enthält immer $6 \cdot 10^{23}$ Teilchen,
egal ob Atome (Edelgase, z.B. He),
zweiatomige Moleküle (Elementgase: H_2, N_2, O_2)
oder Moleküle (CO_2).

1 Mol eines Gases nimmt unter Normalbedingungen (0°C, 1013 hPa) immer ein Volumen von 22,4 Liter ein.

Molares Volumen von Gasen: $V_m = 22{,}4$ L/mol

$$V_m = \frac{V}{n}$$

$$V = V_m \cdot n \qquad n = \frac{V}{V_m}$$

Beispiel: Ein Volumen von 1,12 L Gas entspricht welcher Stoffmenge n (mol)?

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{1{,}12L}{22{,}4\,L/mol} = 0{,}05mol$$

Konzentration - Molarität

Viele chemische Reaktionen finden statt zwischen Teilchen,
die in einem Lösungsmittel (z. B. Wasser) gelöst sind.
Wie viele Teilchen sind in der Lösung?

Die ***Konzentration*** c (eigentlich Stoffmengenkonzentration) ist die Stoffmenge n (in mol) bezogen auf das Volumen V an Lösungsmittel (in L).

$$c = \frac{n}{V}$$

Die ***Molarität*** einer Lösung ist die Anzahl Mole des gelösten Stoffes in 1 Liter Lösung.

Beispiel:
2 mol einer Substanz sind gelöst in 500 mL Lösungsmittel.

$$c = \frac{2mol}{0{,}5L} = 4mol/L$$

Beispiel:
1,8 g Glucose sind gelöst in 100 ml Wasser.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1{,}8g}{180g/mol} = 0{,}01mol = 10^{-2}mol \qquad c = \frac{0{,}01mol}{0{,}1L} = 0{,}1mol/L$$

Elementsymbolik

Ein ***Element*** ist ein so genannter "Reinstoff", der nur aus einer Atomsorte - mit einer best. Ordnungszahl Z – besteht.

Elemente werden durch das Elementsymbol dargestellt, ein Kürzel aus dem – häufig lateinischen – Namen. Manchmal werden Ordnungs- und Massezahl mit angegeben:

$^{m_a}_{Z}Elementsymbol$ Beispiel: Lithium $^{7}_{3}Li$

Elementname	Protonen Z	Neutronen N	Symbol
Wasserstoff	1	0	$^{1}_{1}H$
Kohlenstoff	6	6	$^{12}_{6}C$
Uran	92	146	$^{238}_{92}U$

Isotope

Isotope sind Atome gleicher Ordnungszahl, aber verschiedener Massenzahl.

Sie enthalten also die gleiche Anzahl an Protonen, Aber unterschiedlich viele Neutronen.

Beispiele:

Wasserstoff: $^{1}_{1}H$ Deuterium: $^{2}_{1}H$

Kohlenstoff: $^{12}_{6}C$ ~99% nat. Häufigkeit; $^{13}_{6}C$ ~1%

Spuren von $^{14}_{6}C$; instabil $\Rightarrow$ radioaktiv
(Altersbestimmung mit Radiocarbonmethode)

Uran: $^{235}_{92}U$ spaltbar; $^{238}_{92}U$ nicht spaltbar, beide radioaktiv

Isotope verhalten sich chemisch gleich (Molekülbildung), aber physikalisch unterschiedlich (Masse)

Nicht ganzzahlige Atommasse

Viele Elemente besitzen eine nicht ganzzahlige Atommasse, weil sie aus einem Isotopengemisch bestehen.

Beispiel: Chlor, Atommasse 35,45 u

besteht aus:

- ^{35}Cl: 75,7%
- ^{37}Cl: 24,2%

Rechnung:

$$0{,}757 \cdot 35 + 0{,}24 \cdot 37 = 35{,}45$$

Elemente, die nur in einer stabilen Atomsorte (isotopenrein) vorkommen, nennt man ***Reinelemente***.

Beispiel: $^{19}Fluor$

Ionen

Atome besitzen genauso viel Elektronen in der Hülle, wie Protonen im Kern. Daher sind sie insgesamt neutral

Gibt ein Atom Elektronen ab oder nimmt welche auf, wird es zu einem geladenen ***Ion***, weil die Anzahl der Elektronen in der Hülle dann kleiner bzw. größer ist, als die Zahl der Protonen im Kern.

Ionen verhalten sich chem. + phys. ganz anders als ihre Atome!

Beispiele:

$$Na \rightarrow Na^+ + e^-$$

$$Cl + e^- \rightarrow Cl^-$$

Positive Ionen = ***Kationen***,
Negative Ionen = ***Anionen***.

Kationen heißen wie das Metall (Natrium-Ion, Silber-Kation) oder sie haben die Endung –***ium*** (NH_4^+ = Ammonium-Ion)

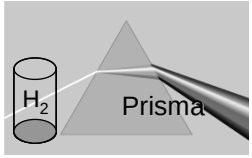
Anionen haben bei Nichtmetallen die Endung –id (Chlorid)
NiMe-Verb. mit Sauerstoff –at (SO_4^{2-}=Sulfat) oder –it (SO_3^{2-}=Sulfit)

Ionen können mehrfach geladen sein Beispiele: Al^{3+}, O^{2-}

Kritik am Rutherfordschen Atommodell

Das Rutherfordsche Atommodell macht keine Aussagen über die Energie der Elektronen in der Hülle; erklärt nicht das unterschiedliche chemische Verhalten der verschiedenen Elemente.

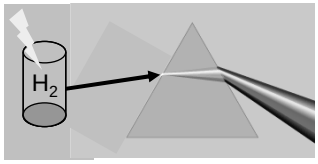
<u>Experiment</u>: Wasserstoff absorbiert aus Spektrum des sichtbaren Lichts
ganz bestimmte Farben = Wellenlängen



Absorptionsspektrum des Wasserstoffs

Umgekehrt sendet Wasserstoff genau diese Wellenlängen aus, wenn er thermisch aktiviert wird.

Emissionsspektrum des Wasserstoffs

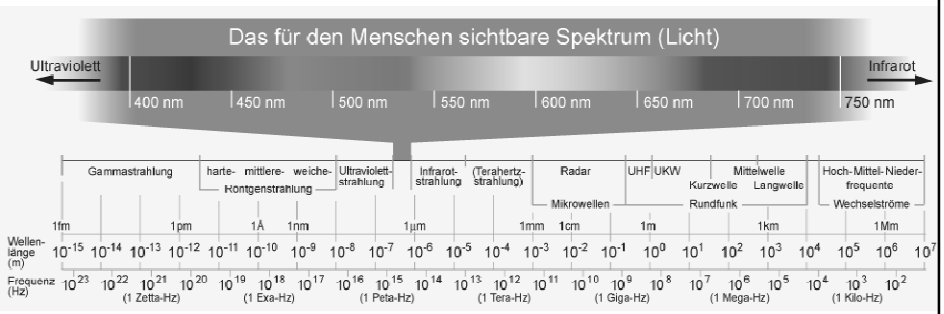


Absorption ("verschlucken" von Strahlung) bzw. Emission (Aussenden) erklärt durch Anregung bzw. Desaktivierung der Elektronen.

Weshalb exakt definierte Wellenlängen = Energien?

Spektrum der elektromagnetischen Wellen Quantelung der Energie

Licht besteht aus elektromagnetische Wellen, die sich gradlinig mit Lichtgeschwindigkeit ausbreiten. Es ist ein Teil des gesamten Spektrums elektromagnetischer Wellen, die sich in ihrer Wellenlänge $\lambda = c/\nu$ unterscheiden. (ν=Frequenz)



Max Planck (1900): Energie existiert nur in Form kleinster, unteilbarer Energiepakete (Quanten).

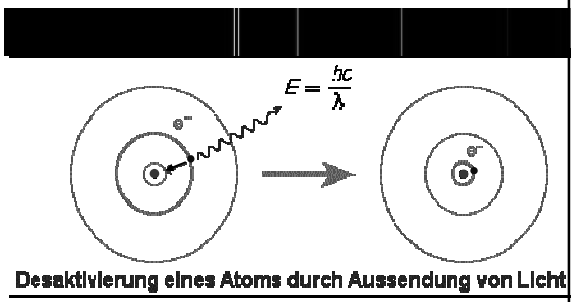
$$\boxed{E = h \cdot \nu}$$ h = Plancksches Wirkungsquantum

Diskrete Energiezustände der Elektronen

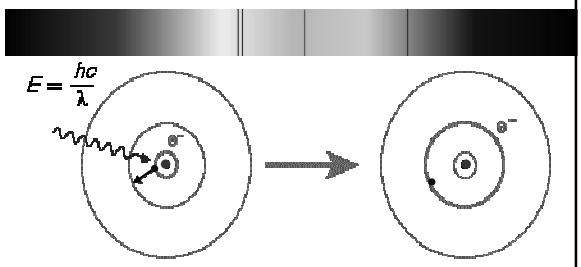
In einem Atom können die Elektronen verschiedene ***definierte Energiezustände*** einnehmen. Übergänge zwischen den Zuständen durch Energieabgabe oder Energieaufnahme

Ein thermisch angeregtes Wasserstoffatom kann desaktiviert werden; das Elektron geht in niedrigeren Energiezustand. Energie wird durch Aussendung von Licht abgegeben.

Aus dem Gesamtspektrum absorbiert das Atom diskrete Energiebeträge zur Anregung der Elektronen.

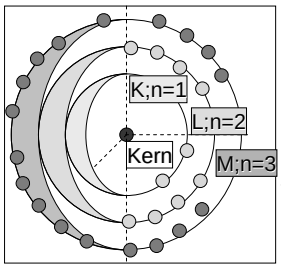


Desaktivierung eines Atoms durch Aussendung von Licht



Anregung eines Atoms durch Licht

Bohrsches Atommodell



Schale	Haupt-Qz **n**	Elektronenzahl
K	1	2
L	2	8
M	3	18
N	4	32

Die Elektronen umkreisen den Kern auf konzentrischen Bahnen (Schalen). Die Anziehung durch den Kern wird durch Zentripetalkraft ausgeglichen. Die Elektronen haben unterschiedliche Energien, je nachdem, in welcher Schale sie sich befinden.

Die Schalen werden von innen (am energieärmsten) nach außen mit Elektronen befüllt.

Jede Schale kann nur eine best. Anzahl Elektronen aufnehmen:

$$2 \cdot n^2$$

Bei den schwersten Atomen sind 7 Energieniveaus besetzt.

Nur die Elektronen der *äußersten (Valenz-) Schale* sind an Bindungen zu anderen Atomen beteiligt.

Besetzung der Schalen/Energieniveaus mit Elektronen (Elektronenkonfiguration)

Element	Z	K n=1 max. 2	L n=2 max. 8	M n=3 max 8+10	N n=4
H	1	1			
He	2	2			
Li	3	2	1		
Be	4	2	2		
F	9	2	7		
Ne	10	2	8		
Na	11	2	8	1	
Mg	12	2	8	2	
Cl	17	2	8	7	
Ar	18	2	8	8	

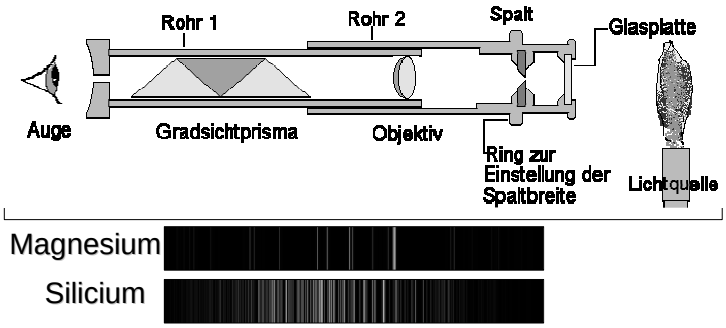
Abgeschlossene Schalen

Valenzelektronen

Die Anzahl an Valenzelektronen bestimmt das chem. Verhalten!

Spektralanalyse Flammenphotometrie

Jedes Element hat seine einzigartige ***Elektronenkonfiguration*** und dadurch charakteristische Elektronenübergänge und Emissionslinien ⇒ Spektralanalyse.



Auch ohne Spektrometer kann man Elemente tw. anhand ihrer Flammenfärbung unterscheiden

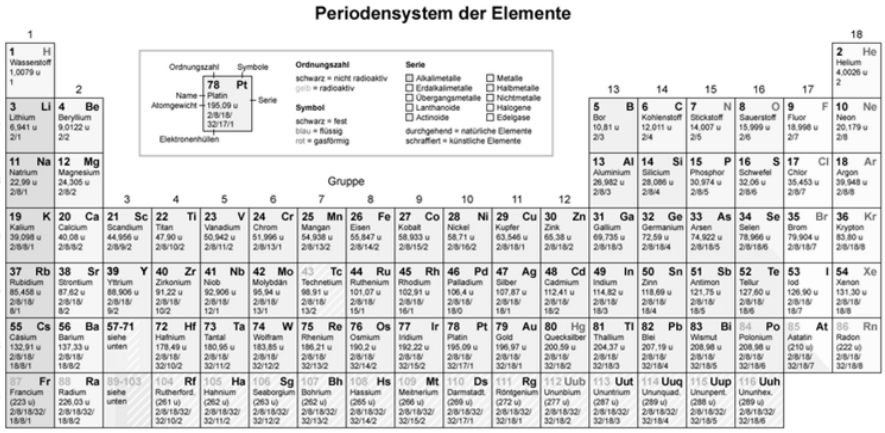
2.2 Das Periodensystem
Elementvorhersage von Mendelejew

Reihen	Gruppe I. — R^2O	Gruppe II. — RO	Gruppe III. — R^2O^3	Gruppe IV. RH^4 RO^2	Gruppe V. RH^3 R^2O^5	Gruppe VI. RH^2 RO^3	Gruppe VII. RH R^2O^7	Gruppe VIII. — RO^4
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	— =44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63
5	(Cu=63)	Zn=65	Ga =68	— =72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	— =100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140	—	—	—	— — — —
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	— — — —

Eigenschaften von Gallium (Ga)

	Vorhersage	Beobachtet
Atommasse	~ 68	69,72
Dichte	~ 5,9 g/cm^3	5,91 g/cm^3
Schmelzpunkt	~ 30℃	29,8℃
Oxid	X_2O_3	Ga_2O_3
Chlorid	XCl_3	$GaCl_3$

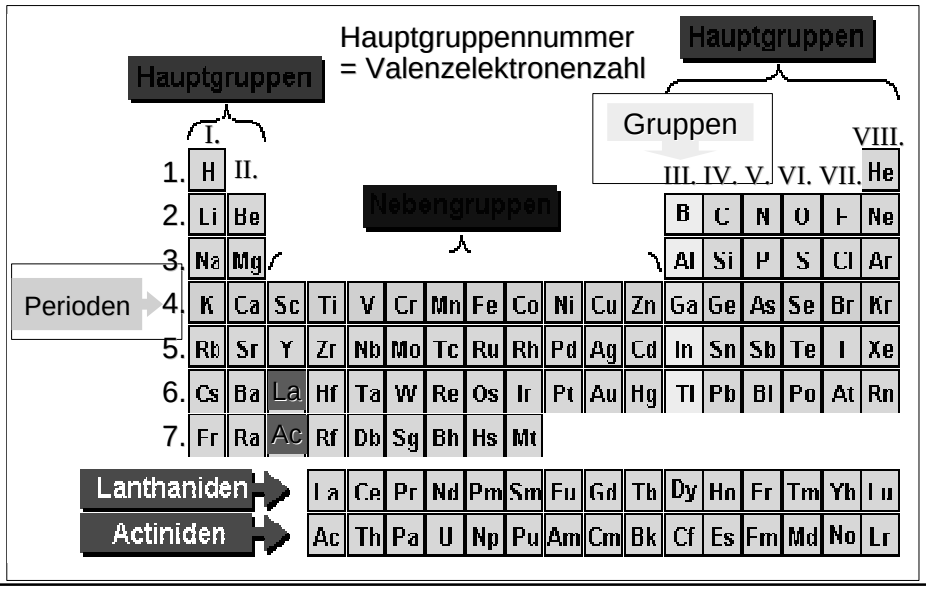
Das Periodensystem der Elemente (PSE)



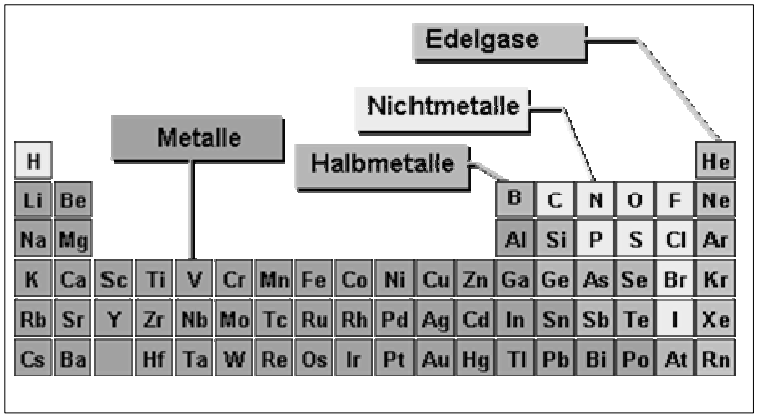
Die Elemente sind im PSE nach steigender Ordnungszahl Z angeordnet.
Beim Element Z+1 tritt im Kern ein Proton, in der Hülle ein e^- hinzu.
Die Ordnungszahl Z gibt auch Auskunft über die Anzahl e^- in der Hülle.

www.pse-online.de (⇒PDF-Version) oder Wikipedia

Aufbau des PSE

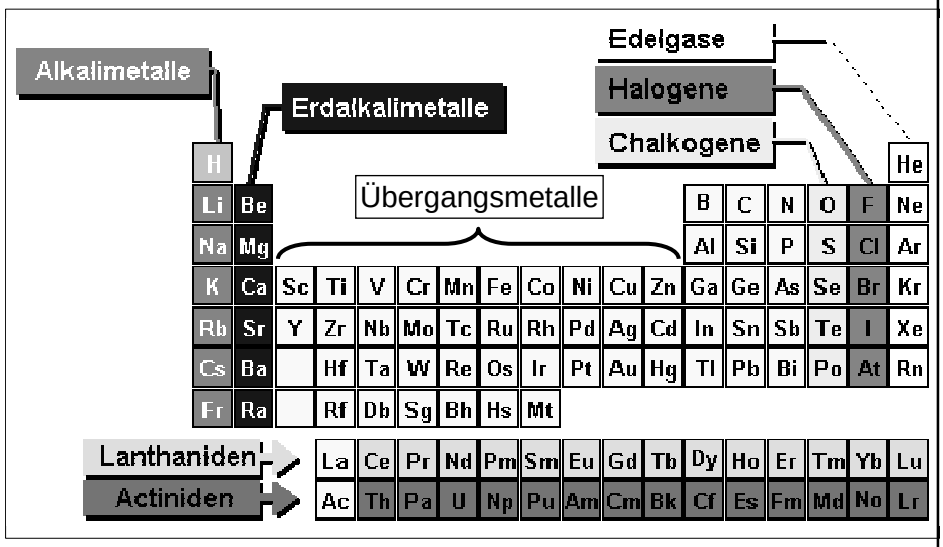


Metalle, Halbmetalle, Nichtmetalle

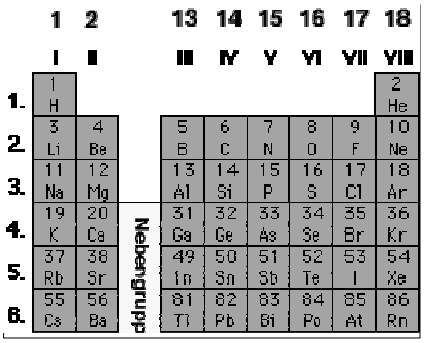


Der metallische Charakter der Elemente nimmt im PSE von links unten nach rechts oben ab.

Elementgruppen



Kurzcharakteristik der Hauptgruppen



I. Alkalimetalle: weißsilbrige, niedig-schm., weiche Metalle. Sehr reaktiv, in d. Natur nur in Verbindung, nicht elementar.

II. Erdalkalimetalle: wie Alkalis, aber weniger reaktiv (Lagerung an Luft).

III. Borgruppe: B hartes Nichtmetall, Al→Tl weiche Metalle. Al-Verbindungen häufig in der Erdrinde.

IV. Kohlenstoffgruppe: C, Si, Ge = NiMe Sn, Pb Met.; untersch. Eigenschaften. Si häufig in Erdrinde (Quarz); C → Naturstoffe; Pb hohe Dichte.

V. Stickstoffgruppe: N=NiMe (gasförmig) P/As Met. und NiMe Modifikationen, Sb/Bi=Met.; N Hauptbest.teil Luft 78%

VI. Chalkogene: O gasf. NiMe, lebens-wichtig: Wasser/Luft (20%). S gelb,fest NiMe;Se,Te,Po auch met.

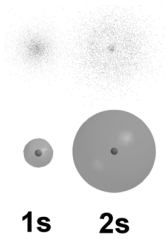
VII. Halogene: alle NiMe F/Cl (g), Br (l), I (s) reaktiv; Salzbildner

VIII. Edelgase: alle gasförmig; sehr reaktionsträge; Spuren in Luft.

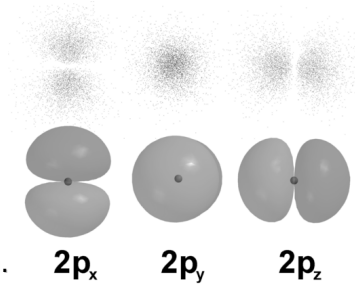
Orbitale

Schwächen des Bohrschen Atommodells ⇒ Elektron als Welle (Schrödinger-Gleichung). Ein Elektron hält sich mit Wahrscheinlichkeit in einem bestimmt Raum (Orbital) auf ⇒ Elektronendichteverteilung

Es gibt s-, p-, d- und f-Orbitale:
s-Oritale sind kugelsymmetrisch.
Die K-Schale (n=1; $2e^-$) hat nur 1s-Orb.



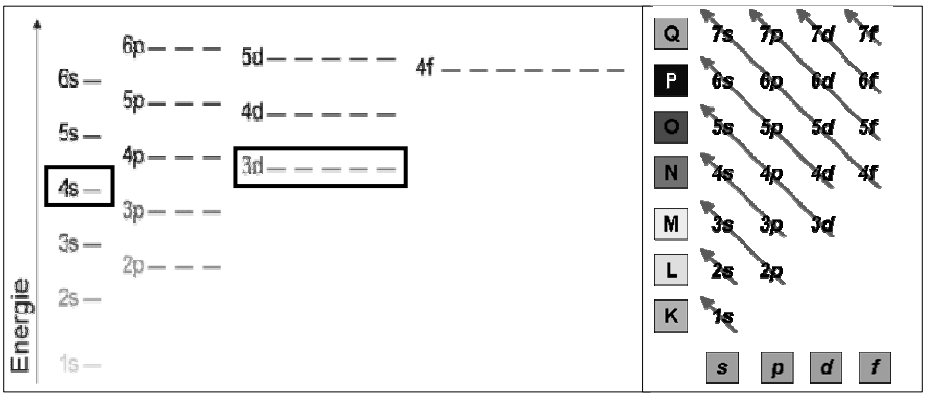
In der 2. Schale (L-Schale max. $8e^-$) werden nach dem 2s-Orbital (max. $2e^-$) die p-Orbitale besetzt.
p-Orbitale sind hantelförmig
Es gibt drei: p_x, p_y, p_z
mit der gleichen Energie.
Jedes enthält max. $2e^-$



Ab 3. Schale: d-Orbitaler, komplexere Form.
s, p, d Kürzel historisch, keine Bedeutung.

Energie der Orbitale

Verteilung der Elektronen auf die Orbitale: Zuerst immer die energieärmsten Niveaus. Innerhalb einer Schale steigt die Energie:
s- < p- < d-Orbital,
so dass die 4s-Orbitale noch vor den 3d-Orbitalen besetzt werden.
(siehe PSE: Nach K, Ca, Einfügung der sog. Übergangsmetalle)



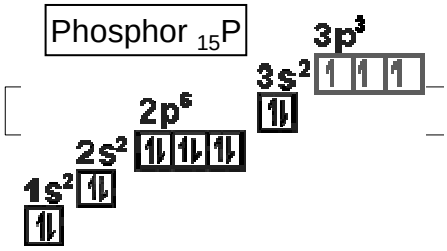
Besetzung der Energieniveaus
Pauli-Prinzip/Hundsche Regel

Pauli-Prinzip: Jedes Orbital hat max. 2 Elektronen, die den gleichen Energiewert, aber entgegen gesetzten Drehsinn ↑↓ haben.

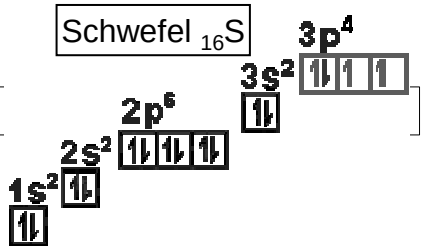
Regel von Hund: Orbitale gleicher Energie (z.B. p_x,p_y,p_z) erst mit einem Elektron besetzt ↑↑↑. Erst nachdem jedes dieser Orbitale ein Elektron besitzt, erhält es ein zweites ↑↓ (Paarungsenergie)

Beispiele:

Phosphor $_{15}P$



Schwefel $_{16}S$



Abgeschlossene Schale
Edelgaskonfiguration

Entscheidend für das chemische Verhalten der Elemente ist die Anzahl an Valenzelektronen, d.h. e^- der äußersten Schale

Voll besetzte ***abgeschlossene Schale*** energetisch günstig.

Die Elemente, die eine abgeschlossene Schale besitzen (18. Gruppe, He, Ne, Ar, etc.) gehen deshalb keine chemischen Reaktionen mit anderen Atomen ein. Da sie allesamt Gase sind, nennt man sie ***Edelgase***.

Eine Elektronenkonfiguration mit abgeschlossener Schale nennt man Edelgaskonfiguration.

Die Atome der anderen Elemente können ihre Energie verringern durch Elektronenabgabe oder – aufnahme in chemischer Reaktion.

Oktett-Regel

Als Oktett wird eine Elektronenkonfiguration bezeichnet, in der die äußere Elektronenschale eines Atoms mit 8 Elektronen besetzt ist. Edelgase besitzen diese Konfiguration (außer He=2). Die sog. Edelgaskonfiguration ist energetisch besonders günstig.

Die ***Oktettregel*** besagt, dass Atome oft Ionen oder Moleküle bilde, in denen sie 8 Valenzelektronen besitzen, und so die stabile Edelgas-konfiguration erreichen.

Edelgas: Ne

$1s^2$	$2s^2\ 2p^6$

$$Na \xrightarrow{-e^-} Na^+$$

$1s^2$	$2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

$1s^2$	$2s^2\ 2p^6$

$$F \xrightarrow{+e^-} F^-$$

$1s^2$	$2s^2\ 2p^5$

$1s^2$	$2s^2\ 2p^6$

Weitere Beispiele zur Elektronenkonfiguration

Kalium ($_{19}K$, Alkali) gibt 1 e^- ab, wird zum K^+-Ion, das die gleiche Elektronenkonfiguration hat wie Argon $_{18}Ar$. Natürlich verhält es sich chemisch und physikalisch trotzdem vollkommen anders (andere Protonenzahl).

Die gleiche Elektronenkonfiguration erhält Chlor ($_{17}Cl$, Halogen), wenn es ein e^- aufnimmt und zum Cl^- (Chlorid-Ion) wird.

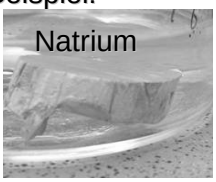
Ähnliches geschieht, wenn Calcium ($_{20}Ca$, Erdalkali) zwei e^- abgibt und zum Ca^{2+} wird, bzw. $_{16}S + 2\ e^- \rightarrow S^{2-}$:
$\Rightarrow$ gleiche Elektronenkonfiguration wie $_{18}Ar$

Durch die Elektronenaufnahme bzw. –abgabe erreichen die Teilchen eine energetisch günstige, abgeschlossene Schale (Edelgaskonfiguration).

2.3 Chemische Bindung + Molekülbau
2.3.1 Bindungstypen

Wenn Atome chemische Verbindungen eingehen, dann ändern sich ihre chemischen und physikalischen Eigenschaften.

Beispiel:



+

→

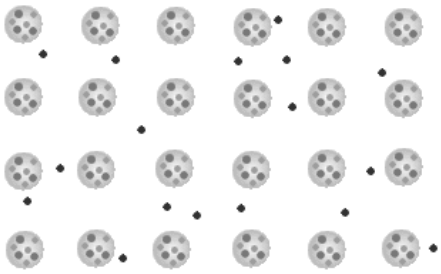
Arten der chemischen Bindung:

Nichtmetall-Nichtmetall	Metall mit Nichtmetall (oft)	Metall mit Metall
Atombindung	Ionenbindung	Metallbindung
↓	↓	↓
Moleküle z. B. H_2O	Salze z.B. Na^+Cl^-	Metalle (Legierung) z. B. Bronze

Koordinative Bindung → Metallkomplexe

Metallbindung

In Metallen ordnen sich die Atome regelmäßig an. Die Atomkerne nehmen einen festen Platz ein. Die Valenzelektronen bewegen sich frei zwischen den Atomrümpfen (⇒ "Elektronengas")



Dadurch erhalten Metalle ihre hohe elektrische und thermische Leitfähigkeit.

Metallbindung besteht zwischen den Atomen eines reinen Metalls, oder in einer Mischung von zwei oder mehr Metallen (Legierung).

Wichtige Legierungen: Bronze = Kupfer/Zinn; Messing= Kupfer/Zink
Rotgold=Gold/Kupfer; Weißgold=Au-Ag/Ni/Pd
Amalgam: meist Quecksilber/Silber

Ionenbindung
Ionisierung

Wenn Atome Elektronen aufnehmen oder abgeben, entstehen Ionen:

Kationen sind Ionen mit positiver Ladung, sie haben also Außenelektronen abgegeben.

$$Na \xrightarrow{-e^-} Na^+$$

Anionen nehmen im Gegenzug Elektronen in ihre äußerste Schale auf und sind negativ geladen.

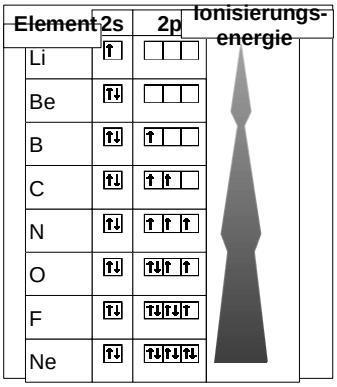
$$F \xrightarrow{+e^-} F^-$$

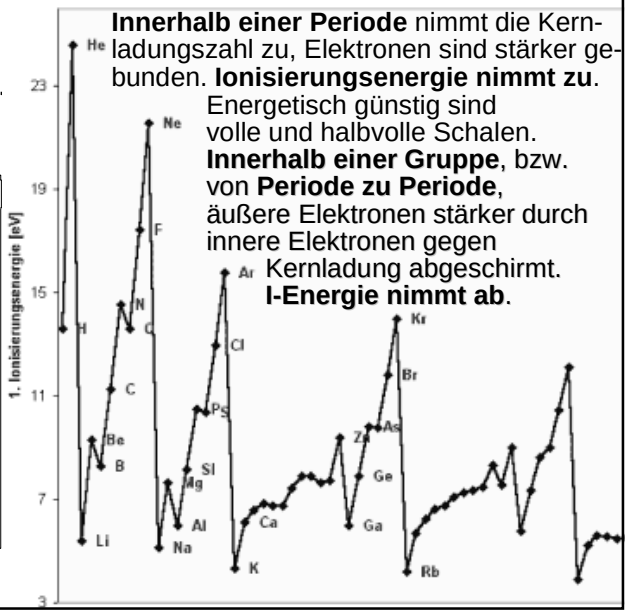
Kernladungszahl ändert sich nicht. Masse ändert sich nicht wesentlich.

Ob ein Atom dazu neigt, ein Elektron abzugeben oder aufzunehmen, hängt mit der damit verbundenen Änderung seiner Energie zusammen: Es strebt immer den niedrigsten Energiezustand an.

Die Ionisierungsenergie

Die Ionisierungsenergie I ist nötig, um einem Atom ein Elektron zu entreißen.
⇒ Kation
(Einheit: eV = $1{,}6 \cdot 10^{-19}$ J)





Innerhalb einer Periode nimmt die Kernladungszahl zu, Elektronen sind stärker gebunden. **Ionisierungsenergie nimmt zu**.
Energetisch günstig sind volle und halbvolle Schalen.
Innerhalb einer Gruppe, bzw. von **Periode zu Periode**, äußere Elektronen stärker durch innere Elektronen gegen Kernladung abgeschirmt.
I-Energie nimmt ab.

Die Elektronenaffinität

Die **Elektronenaffinität** ist das ***Gegenstück zur Ionisierungsenergie***. Die Energiedifferenz zwischen dem Grundzustand eines neutralen Atoms und dem dazu zugehörigen Anion ist die **Elektronenaffinität** (EA in eV). Sie ist also ein Maß dafür, welche Energie benötigt wird, um aus einem neutralen Atom ein negativ geladenes Ion (Anion) zu schaffen.

Positive Werte:
Energie müsste aufgewendet werden ⇒ keine Elektronen-aufnahme möglich.
Negative EA-Werte:
Energie wird frei.
Halogene und Chalkogene haben große Elektronen-affinitäten.

Elektronenaffinitäten (eV)

H -0.75							He >0
Li -0.62	Be >0	B -0.28	C -1.26	N +0.07	O -1.46	F -3.40	Ne >0
Na -0.55	Mg >0	Al -0.44	Si -1.28	P -0.75	S -2.08	Cl -3,62	Ar >0
K -0.5	Ca >0	Ga -0.3	Ge -1.2	As -0.81	Se -2.02	Br -3.36	Kr >0
Rb -0.49	Sr >0	In -0.3	Sn -1.2	Sb -1.07	Te -1.97	I -3.06	Xe >0
Cs -0.47	Ba >0	Tl -0.2	Pb -0.36	Bi -0.95	Po	At	Rn
Fr	Ra						

Die Elektronegativität (EN)

Die individuelle Anziehungskraft der Atome eines Elementes auf die Bindungselektronen in einer (Atom-)Bindung heißt Elektronegativität (EN)

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2,20							He
2	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10	Ne
3	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,06	S 2,44	Cl 2,83	Ar
4	K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74	Kr
5	Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21	Xe

Die EN nimmt im PSE von links unten nach rechts oben zu.

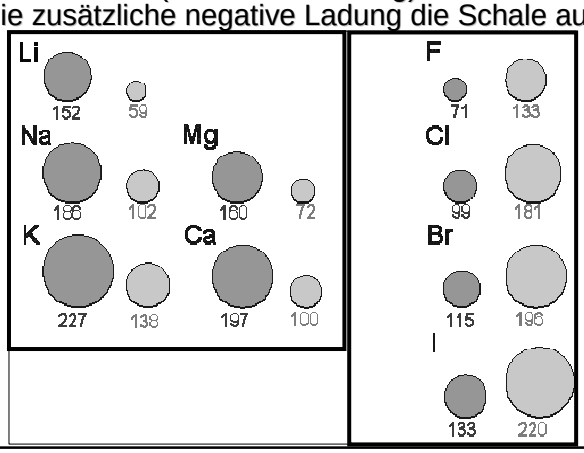
Alkali- (Gr.1) und Erd-alkalimetalle (Gr.2) elektropositiv. ⇒ Ionenbindungen zu Halogenen (Gr. 17) und Chalkogenen (Gr. 16) wichtig:
Hal > O >> C > H

Je größer EN-Differenz desto polarer die Bindung; ΔEN>1,5 ⇒ ionisch

Ionenradien

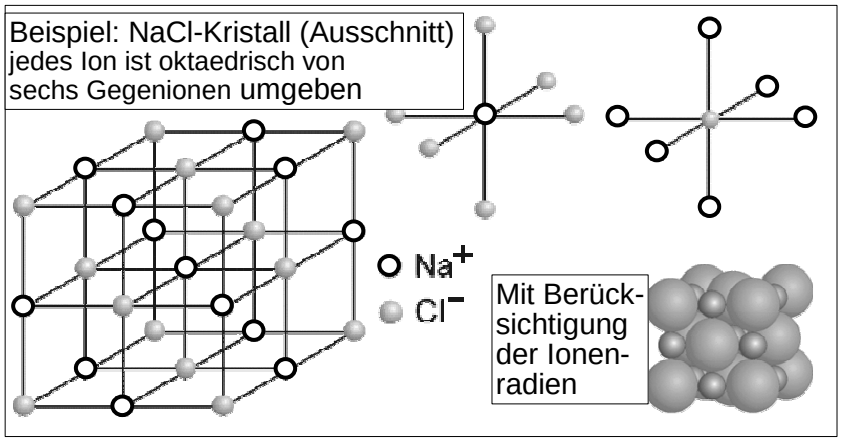
Atome ändern bei Elektronenabgabe bzw. -aufnahme ihre Radien, so dass man zwischen Atom- und **Ionenradien** unterscheiden muss.
Durch Elektronenabgabe (⇒ Kation) verringert sich der Radius, da die Kernladung die restlichen Elektronen stärker anzieht.
Bei Elektronaufnahme (⇒ Anionenbildung) wird der Radius größer, da durch die zusätzliche negative Ladung die Schale aufgeweitet wird.

Beispiele:



Salze, Ionengitter

Salze sind Feststoffe, die aus Ionen bestehen (Ionenbindung). Kationen (+) und Anionen (-) ziehen sich durch ***elektrostatische Kräfte*** an. Dadurch entsteht ein ***Ionengitter***, in dem die Ionen in ***regelmäßiger Reihefolge*** angeordnet sind.
Solche Ionenkristalle haben sehr hohe Schmelzpunkte.



Chemische Formeln für Salze

Salzkristalle zeigen nach außen ***elektrische Neutralität***.
Das Kristallgitter ist nicht aus gleichartigen, abgegrenzten Molekülen aufgebaut, sondern es handelt sich um eine ***Endlosstruktur***.
Ihre Zusammensetzung wird durch die chemische Formel beschrieben, als ein ***bestimmtes Zahlenverhältnis von Kationen und Anionen***.
Da die Kationen und Anionen einen unterschiedlichen Ladungsbetrag tragen können, muss auch ihr Verhältnis nicht 1:1 sein.

Allgemeine Zusammensetzung: $\{mA^{n+} + nB^{m-}\} = A_m B_n$ ←Summenformel

m bzw. n = 1 wird weggelassen

Beispiele:

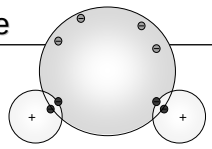
Ionen im Salz so kombinieren, dass sich die Ladungen aufheben.

Elemente in Verbindung		Ionen mit Elektronenoktett		Formel		Name des Salzes
Na	Br	Na^+	Br^-	NaBr	$\{Na^+Br^-\}$	Natriumbromid
K	S	K^+	S^{2-}	K_2S	$\{2K^+S^{2-}\}$	Kaliumsulfid
Ca	O	Ca^{2+}	O^{2-}	CaO	$\{Ca^{2+}O^{2-}\}$	Calciumoxid
Ba	Cl	Ba^{2+}	Cl^-	$BaCl_2$	$\{Ba^{2+}2Cl^-\}$	Bariumchlorid
Al	F	Al^{3+}	F^-	AlF_3	$\{Al^{3+}3F^-\}$	Aluminiumfluorid
Al	O	Al^{3+}	O^{2-}	Al_2O_3	$\{2Al^{3+}3O^{2-}\}$	Aluminiumoxid

Atombindung
= kovalente Bindung

Atome mit kleiner EN-Differenz bilden **gemeinsames Elektronenpaar** aufgrund der ähnlich starken Anziehungskräfte auf die Elektronen.
Elektronenhüllen zweier Atome überlappen ⇒
Atombindung = **kovalente Bindung**. ⇒ Moleküle

H-Atome H_2-Molekül



Beispiele:

Verbindung	Summenformel	Strukturformel
Wasserstoff	H_2	H:H H-H
Fluorwasserstoff	HF	H-F: H-F
Wasser	H_2O	H:O:H H-O-H

Valenzelektronen, die nicht für bindende Elektronenpaare gebraucht werden, bilden **freie Elektronenpaare**.

Atome folgen der **Oktettregel**, sie füllen ihre Valenzschale mit 8 Elektr.

Bindungscharakter

Die vorgestellt Bindungsarten nur Extremmodelle.
Bindungscharakter verändert sich zwischen verschienen Elementen im Periodensystem kontinuierlich:

<u>Beispiele:</u>

Verbindungen des Chlors mit Elementen der 3. Periode:

NaCl	$MgCl_2$	$AlCl_3$	$SiCl_2$	PCl_3	SCl_2	Cl_2

Ionenbindung — Atombindung

Verbindungen des Natriums mit Elementen der 3. Periode:

Na	NaMg	NaAl	NaSi	Na_3P	Na_2S	NaCl

Metallbindung — Ionenbindung

Elemente der 3. Periode

Na	Mg	Al	Si	P_4	S_8	Cl_2

Metallbindung — Atombindung

2.3.2 Chemische Verbindungen
Moleküle, Molekularmasse

Atome, zwischen denen kovalente Bindungen vorliegen ⇒ **Moleküle**.
Dabei können die Atome gleichartig oder verschieden sein.

Alle gasförmigen Elemente* liegen als zwei-atomige Moleküle vor.

H–H N≡N O=O F–F Cl–Cl *außer Edelgase

Die Nichtmetalle Brom (flüssig) und Jod (fest) auch: Br–Br I–I

Die **Molekularmasse** (Molmasse) berechnet sich durch einfache Addition der Atommassen der beteiligten Bindungspartner.

Beispiele:

Molekül	Atommassen [g/mol]	Molekularmasse [g/mol]
HCl	H=1,00 Cl=35,45	1,00 + 35,45 = 36,45
CH_4	H=1,00 C=12,01	12,01 + (4·1,00)=16,01
H_2SO_4	S=32,07 O=16,00	(2·1)+32,07+(4·16)=98,07

Stöchiometrische (Bindungs-)wertigkeit

Die ***stöchiometrische*** oder ***Bindungswertigkeit*** eines Elements ist die Anzahl an Wasserstoffatomen, die ein Atom eines Elementes an sich binden kann oder zu ersetzen vermag.
Sie hängt von der Anzahl an Valenzelektronen ab.

Regeln:
- H hat stets die Wertigkeit 1
- Alkalimetalle (1. Gruppe) haben stets die Wertigkeit 1
- Erdalkalimetalle (2. Gruppe) haben stets die Wertigkeit 2
- Elemente der 3.Gruppe haben die Wertigkeit 3
- Halogene (17. Gruppe, F, Cl, Br, I) sind einwertig
- O ist fast immer zweiwertig
- Andere Elemente können in verschiedenen Wertigkeiten vorkommen
- Das Produkt aus Indexzahl und Wertigkeit ist in binären Verbindungen gleich (siehe letztes Beispiel)

Beispiele: H_2O: Der zweiwertige Sauerstoff bindet zwei H

NaCl: Beide einwertig $\Rightarrow$ Verbinden sich 1:1

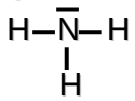
$MgCl_2$: Zweiwertiges Mg bindet 2 einwertige Cl

Al_2O_3: 2·Alu (3-wertig): 2·3 = 6; 3·O (2-wertig): 3·2 = 6

Summenformel/Strukturformel Einfach-/Doppel-/Dreifachbindung

Summenformel: Wie viel Atome von welchem Element im Molekül.

Detailiertere Beschreibung der molekulare Verhältnisse mit der ***Strukturformel***: Wie sind die Atome im Molekül verbunden?
Alle Valenzelektronen (Bindungselektronen, freie Elektronenpaare werden eingezeichnet, daher auch **Valenzstrichformel** oder nach dem Erfinder **LEWIS-Formel**

Weitere Beispiele: Ammoniak NH_3 

Schwefelwasserstoff H_2S

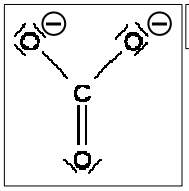
In manchen Verbindungen (besonders von C, N, und O) werden Doppel- oder sogar Dreifachbindungen ausgebildet:

Beispiele: Sauerstoff O=O Kohlendioxid O=C=O

Stickstoff N≡N Kohlenmonoxid ?

Überprüfen Sie die Bindigkeit und die Oktettregel!

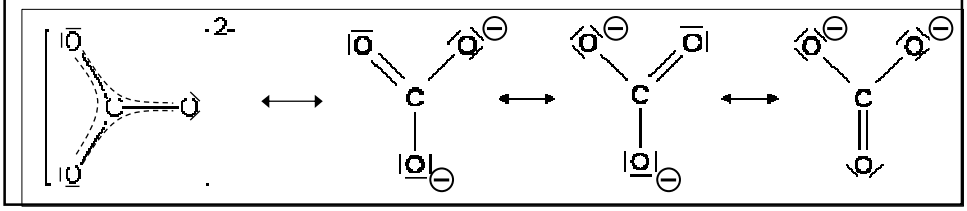
Chemische Modelle
Mesomerie



"Dies ist kein Carbonat-Ion !"

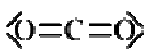
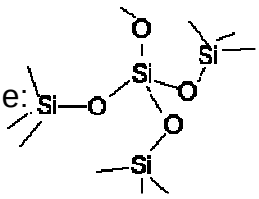
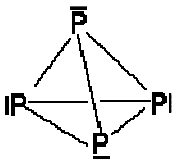
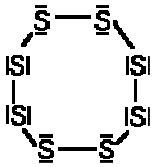
Es ist das (grobe) Modell eines Carbonat-Ions.
Experimente zeigen:
Alle O-Atome gleich negativ;
alle Bindungen gleich;
alle Winkel gleich.

Christopher Ingold (1933): Mesomerie = Darstellung der Bindungsverhältnisse durch fiktive Grenzstrukturformeln.



Doppelbindungsregel

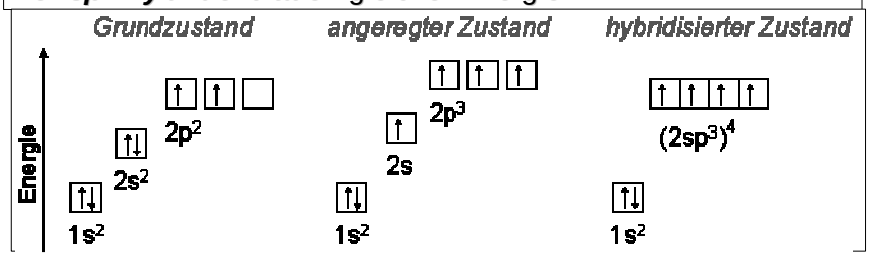
Elemente der zweiten Periode (C, N, O) bilden in Verbindungen Doppelbindungen; die analogen Elemente der 3. Periode (und höher) in analogen Verbindungen dagegen bevorzugt Einfachbindungen.

Hauptgruppe:→	IV.	V.	VI.
2. Periode:			
3. Periode:			

2.3.3. Bindungstheorie
Hybridisierung/Einfach-/Doppelbindungen

Kohlenstoff wichtig für organische Chemie; er bildet Atombindungen.
C-Atom hat 4 Elektronen in der äußersten Schale: $2s^2\ 2p^2$
mit 1 Elektronenpaar und 2 Einzelelektronen sind 2 Bindungen mögl.
Aber: Kohlenstoff ist 4-bindig! Bsp.: CH_4 ?!

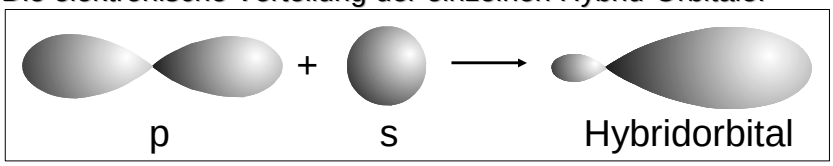
Erklärung: Die Valenzelektronen reorganisieren sich so, dass 4 Elektronen für Bindungen zur Verfügung stehen.
Dazu verbinden sich das eine s-Orbital und die drei p-Orbitale zu ***vier sp³-Hybridorbitalen*** gleicher Energie.



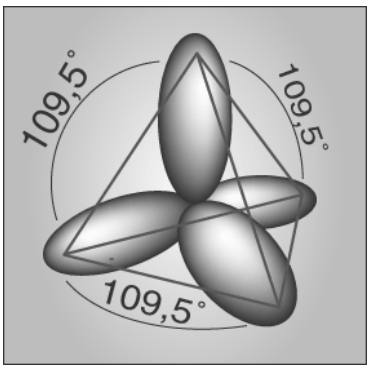
Die Hybridisierung ist keine physikalische Notwendigkeit -, sondern ein Modell zur Erklärung experimenteller Beobachtungen!

sp^3-Hybrid-Orbitale

Die elektronische Verteilung der einzelnen Hybrid-Orbitale:

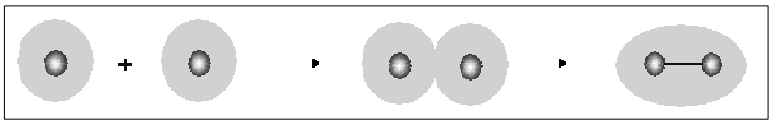


Die 4 *sp3* -Hybridorbitale ordnen sich im Raum so an, dass sie möglichst weit voneinander entfernt sind: **tetraedrisch**



Einfachbindung

Wenn zwei Wasserstoffatome eine Bindung eingehen, so bildet sich eine **σ -*Bindung*** (Einfachbindung)

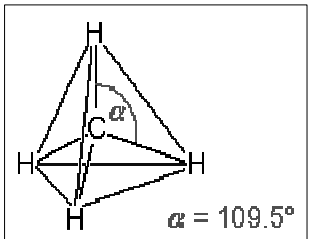


σ-Bindungen haben ihre größte Elektronendichte zwischen den beteiligten Atomen; sie sind ***rotationssymmetrisch***

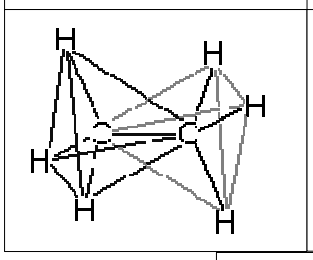
Einfachbindungen in Kohlenwasserstoffen

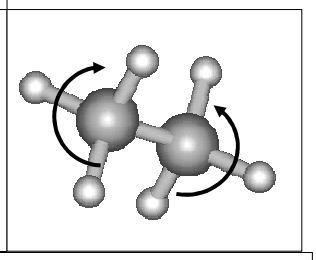
C-H-Bindungen und C-C-Einfachbindungen sind σ-Bindungen.
Vier σ-Bindungen ⇒ Oktettregel erfüllt.

Beispiel:
Methan
4 C-H-
σ-Bindungen



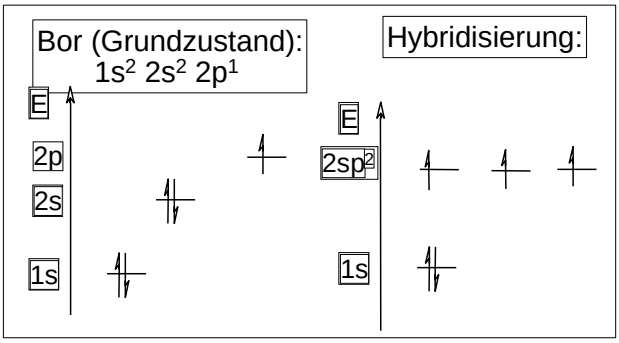
Beispiel:
Ethan
3 C-H-
1 C-C-
σ-Bindung





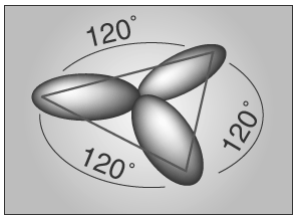
σ-Bindungen sind frei drehbar

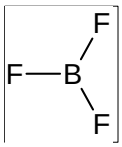
sp^2-Hybridisierung am Beispiel Bor



Die beiden s-Elektronen und das p-Elektron werden hybridisiert zu drei energetisch gleichwertigen sp^2-Elektronen.

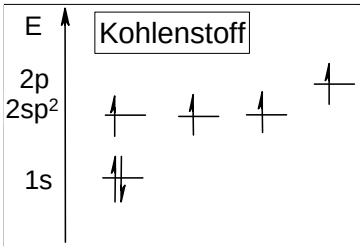
Die drei Hybrid-orbitale ordnen sich im Raum trigonal-planar an.





Bortrifluorid (BF_3) erfüllt **nicht** die Oktettregel.
⇒ Elektronenlücke
⇒ Lewis-Säure

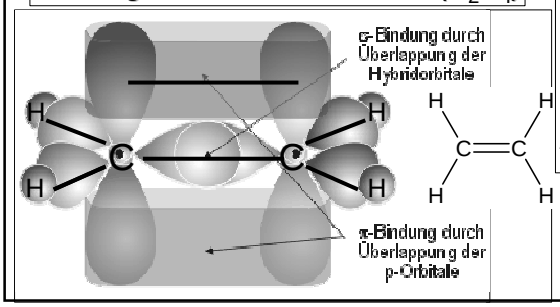
sp^2-Hybridisierung des Kohlenstoff



Das 2s-Orbital und zwei der 2p-Orbitale überlagern sich zu 3 sp^2-Hybridorbitalen. Das dritte p-Orbital bleibt unbetroffen.

Im Ethen bilden die drei sp^2-Hybrid-Elektronen σ-Bindungen zu den zwei H-Atomen und zum jeweils anderen C-Atom (trigonal-planar).

Bindungsverhältnisse in Ethen (C_2H_4)



Die jeweils vierten Elektronen befinden sich in p-Orbitalen (hantelförmig), die oberhalb und unterhalb der Ebene überlappen und eine sog. ***π-Bindung*** ausbilden.

Zusammen mit der C-C-**σ**-Bindung ergibt sich eine sog. ***Doppelbindung***.

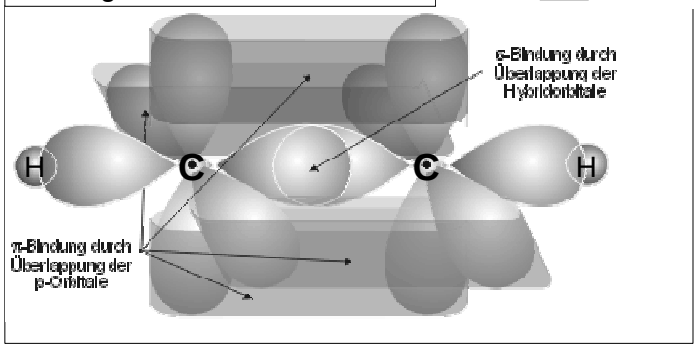
sp-Hybridisierung

Analog zur sp^3- und sp^2-, gibt es auch sp-Hybridisierung.

Welches Element bildet mittels sp-Hybridorbitalen
nur zwei σ-Bindungen und wie sind sie räumlich angeordnet?

Beryllium (2. Gruppe) kann 2 sp-Hybridorbitale bilden,
die 2 σ-Bindungen ausbilden (linear, 180°) z. B.: H-Be-H

Bindungsverhältnisse im Ethin H—C≡C—H



Polare Atombindung

Unterscheiden sich die EN der Bindungspartner eines Moleküls,
bildet sich eine polarisierte Atombindung aus.
Hierbei wird das gemeinsame Elektronenpaar stärker von dem
elektronegativeren Atom angezogen.
Es bilden sich Teilladungen, und ein permanenter Dipol.

δ+ δ-

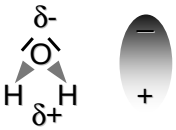
$H \rightarrow \underline{Cl}$ $H \leftarrow \underline{Cl}$

EN: 2,2 2,8

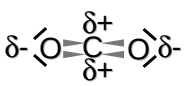
⟶ Dipolmoment

EN (O): 3,5

EN (H): 2,2



Wassermolekül: polar,gewinkelt
⇒ Dipol



Kohlendioxid: etwas polar,
aber symmetrisch ⇒ kein Dipol

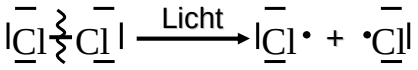
Spaltung von Atombindungen

Chemische Bindungen können durch den Einfluss von Energie (Wärme, Strahlung, etc.) gespalten werden.
Häufig reagieren die Spaltprodukte danach weiter.

Man unterscheidet:

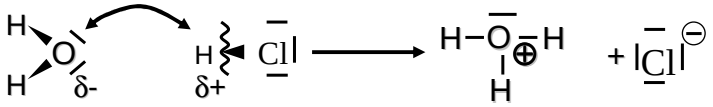
Homolyse: Spaltung einer unpolaren Atombindung in zwei Radikale:

Radikale sind Atome oder Moleküle, die ein freies (ungepaartes) Elektron besitzen. Sie sind äußerst reaktiv und kurzlebig.

Beispiel: 

Startreaktion für Chlorknallgas-Reaktion

Heterolyse: Spaltung einer polaren Atombindung in Kation + Anion :



Ein Proton H^+ wird übertragen

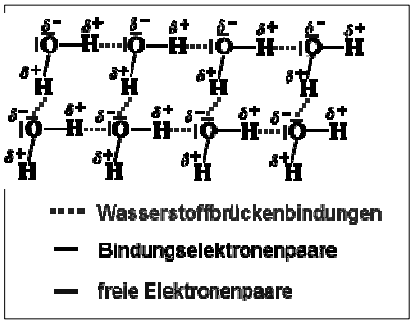
2.3.4 Wechselwirkungskräfte zwischen Molekülen

Zwischen Molekülen können anziehende Wechselwirkungskräfte unterschiedlicher Stärke herrschen, die man nach ihrem Ursprung unterteilt in:

- Wasserstoff-Brücken-Bindungen: ≈ 10kJ/mol
- Dipol-Dipol-Wechselwirkungen: ≈ 5kJ/mol
- Van der Waals-Kräfte: Schwache Kräfte ≈ 1kJ/mol, alle Moleküle

Wasserstoffbrücken-Bindungen

Besonders starke Dipole bilden sich bei Molekülen aus, in denen Wasserstoff an die Elemente N, O und F gebunden ist. Das positiv polarisierte Wasserstoffatom tritt in Wechselwirkung mit einem freien Elektronenpaar eines Nachbarmoleküls. Dieser Bindungstyp wird ***Wasserstoffbrücken-Bindung*** genannt und ist von enormer Bedeutung für Struktur und Funktion von Biopolymeren wie DNA, Proteine und Polysaccharide.

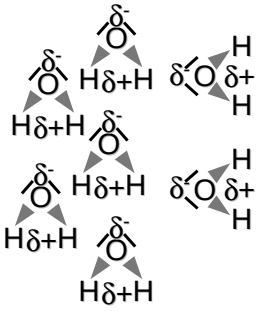


Molekül	Molmasse	Siedepunkt
CH_4	16 g/mol	-161 °C
NH_3	17 g/mol	-33 °C
H_2O	18 g/mol	100 °C

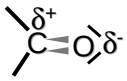
Durch die H-Brückenbindungen steigt der Siedepunkt.

Dipol-Dipol-Wechselwirkungen

Moleküle mit asymmetrisch angeordneten polaren Bindungen bilden einen ***permanenten Dipol*** (z. B. H_2O, HCl, HF). Zwischen Dipolen herrschen ***anziehende Wechselwirkungskräfte***: Die Atomgruppen mit positiver Teilladung ziehen die negativen Teilladungen der Nachbarmoleküle an und umgekehrt.



Eine polare Atomgruppe ohne Wasserstoff ist z. B. die Carbonylgruppe (org. Chem.)

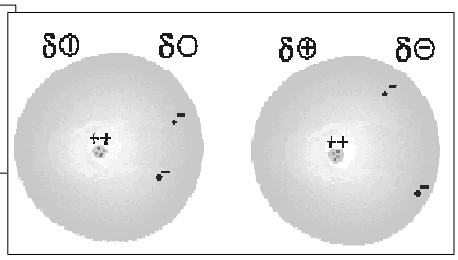


	asym. Dipol	sym. kein Dipol
Schmelzpunkt	17 °C	-76 °C
Siedepunkt	44 °C	-10 °C

Dipol-Dipol-Kräfte erhöhen Siedepunkt

Van-der-Waals-Kräfte

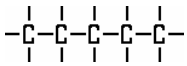
Weichen die Elektronen kurzzeitig von ihrer Normallage ab, induzieren sie ein momentanes Dipolmoment
⇒ Schwache elektrostatische Ww.
(***Van-der-Waals-Kraft***)

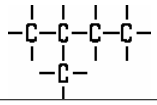


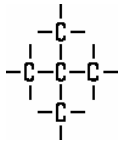
Es sind also sekundäre Bindungskräfte zwischen unpolaren Teilchen durch zufällige unsymmetrische Ladungsverteilung

Die Van-der-Waals-Kraft zwischen Molekülen steigt mit ihrer Oberfläche

Beispiel:







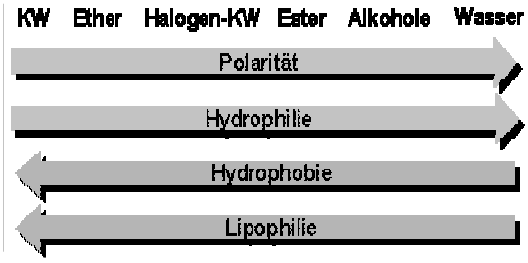
n-Pentan *alter Name: Pentan* **Siedepunkt: 36℃**	*2-Methylbutan* *alter Name: Isopentan* **Siedepunkt: 28℃**	*2,2-Dimethylpropan* *alter Name: Neopentan* **Siedepunkt: 9,4℃**

Bindungsarten/Wechselwirkungen Zusammenfassung

	Bindungstyp Bind.energie (kJ/mol)	positiv geladen	negativ geladen
chemisch	Ionenbindung Gitterenthalpie ≈1000	Kationen	Anionen
chemisch	Metallbindung	Kationen („Atomrümpfe“)	frei bewegl. Elektron-en („Elektronengas“)
chemisch	Atombindung ≈ 300 pro Einfachbdg.	Atomkerne	Elektronenhülle
physikalisch	Wasserstoffbrücken-bindung ≈ 20 kJ/mol	durch Bindung an O, N, F positiv polarisiertes H	O, N, F mit nichtbind. Elektronenpaar
physikalisch	Dipol-Dipol-Wechsel-wirkung ≈ 5 kJ/mol	permanent positiv polarisier-tes Atom eines Moleküls	permanent negativ polarisiertes Atom
physikalisch	Van-der-Waals-Bindung ≈ 1 kJ/mol	kurzzeitig positiv polarisier-tes Atom eines Moleküls	kurzz. negativ polaris. Atom eines Moleküls

2.3.5 polare/unpolare Lösungsmittel hydrophil/lipophil

In der Praxis laufen chemische Reaktion häufig in Lösung ab, so dass für die jeweiligen Verbindungen ein geeignetes Lösungsmitte gefunden werden muss.
Anzahl, Stärke und Anordnung der polaren Bindungen im Molekül entscheidet über die Polarität des Lösungsmittels:



Man bezeichnet ***polare*** Stoffe oder Atomgruppen, die sich gut in Wasser lösen auch als wasser-liebend = ***hydrophil***
Fette sind unpolar und nicht wasserlöslich ⇒ ***unpolare*** Stoffe nennt man auch fett-liebend = ***lipophil***

"Gleiches löst sich in Gleichem"

Unpolare Verbindungen (z. B. Fette, Öle) lösen sich in unpolaren Lösungsmitteln (halogenierte Kohlenwasserstoffe z. B. Chloroform).
Polare Stoffe (z. B.) Salze lösen sich in polaren LöMi (z. B. Wasser)