

# Grundlagen der Chemie

Vorlesung Nr. 62-082.1  
WS 18/19

Christoph Wutz

## Organisatorisches

**62-082.1 Grundlagen der Chemie**

3st. *Christoph Wutz*

Mo 16:15-17:45 Hörs B

Do. 16:10-17:00 Hörs A

**62-082.2 Übung zu Grundlagen der Chemie**

2st. *Tutoren*

4 Gruppen:

Mo. 12:15-13:45 *SemRm A5 ITMCh*

Mo. 15:30-17:00 *SemRm 24b IOCh*

Do. 14:15-15:45 *SemRm S3 IAACH*

Do. 14:15-15:45 *SemRm 24b IOCh*

Modulseite im Internet:

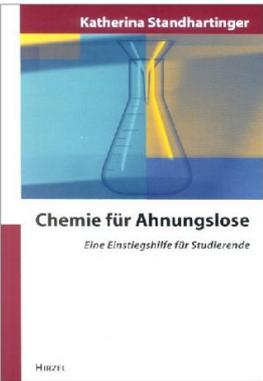
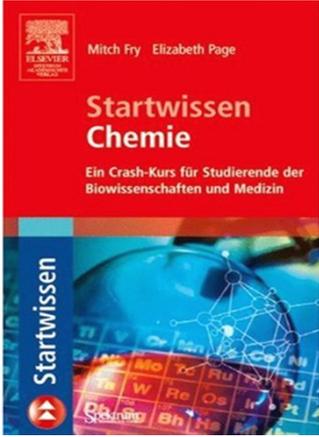
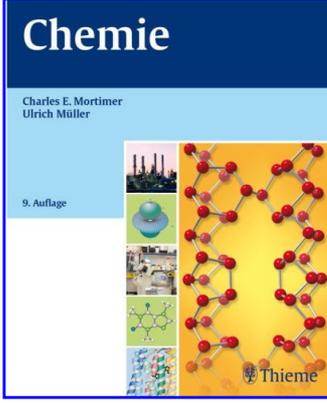
<http://www.chemie.uni-hamburg.de/studium/module/c82>

Meine Internetseite:

<http://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, Phasen- übergänge, 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
	Inhalt/Zeitplan sowie Folien (PDF): in <b>Stine</b> ; oder unter

## 1.1 Lernmittel Bücher

 <p><b>Chemie für Ahnungslose</b> <i>Eine Einstiegshilfe für Studierende</i></p> <p>Hirzel</p>	 <p><b>Startwissen Chemie</b> Ein Crash-Kurs für Studierende der Biowissenschaften und Medizin</p> <p>Startwissen</p>	 <p><b>Chemie</b></p> <p>Charles E. Mortimer Ulrich Müller</p> <p>9. Auflage</p> <p>Thieme</p>
<p>€ 19,80 127 Seiten Verlag: Hirzel, ISBN-10: 3777613010</p>	<p>€ 19,50 Spektrum Akademischer Verlag 198 Seiten ISBN-10: 3827418097</p>	<p>€ 59,90 Broschiert: 766 Seiten Verlag: Thieme ISBN-10: 3134843099</p>
<p><a href="http://www.chemie.uni-hamburg.de/bibliothek/">www.chemie.uni-hamburg.de/bibliothek/</a> ; Suche im Campuskatalog</p>		

## Chemie im Internet

[www.chemgapedia.de](http://www.chemgapedia.de)

Weltweit umfangreichste  
Chemie-Enzyklopädie  
und Tutorium

The screenshot shows the ChemgaPedia website in a browser window. The address bar displays 'www.chemgapedia.de/vsengine/topics/de/1U/index.html'. The page features a navigation menu with 'Mindmap', 'Kontakt', 'Bondz', and 'LowBlast'. A search bar is labeled 'Suche'. A sidebar on the left contains a tree view of chemistry topics, including 'Allgemeine Chemie', 'Anorganische Chemie', and 'Organische Chemie'. The main content area has a header 'ChemgaPedia - Jump to Knowledge' and a 'Herzlich Willkommen!' section. The welcome message states: 'ChemgaPedia ist die weltweit umfangreichste curriculare Enzyklopädie zur Chemie. Sie umfasst über 16.000 Seiten, 25.000 Medienobjekte, 900 Übungen und 4.400 Glossar und Biographieeinträge in den Fächern: Chemie, Biochemie, Physik, Mathe, Pharmazie'. Below this, it says 'ChemgaPedia ist die Grundlage der Produktfar CHEMGAROO Educational Systems. Um die Inhalte vollständig darstellen zu können benötigt Ihr Browser Plugins.' An 'Aktuelles' section is also visible, with the title 'CCS und OPV? - Spitzenforschung in der ChemgaPedia'.

## E-Learning

### OLAT - Online Learning And Training

- ⇒ [www.olat.uni-hamburg.de](http://www.olat.uni-hamburg.de)
- ⇒ Anmelden mit Stine-Kennung
- ⇒ Kurs: *Grundlagen der Chemie*
- ⇒ Diverse Selbsttest zur verschiedenen
  - Themen (z. B. Atombau)
  - Themenbereichen (z. B. anorganische Chemie)
  - sowie dem gesamten Inhalt der Vorlesung

## 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 (Esoterik, Hermetik) mit Naturerkenntnis
- Annahme: Stoffe bestehen aus Grund-"Elementen"
- Stoffe (chem. Elemente) können umgewandelt werden.

## Mittelalterliche Alchemie

Mittelalterliche Alchemie als bewusste, zielgerichtete, aber unwissenschaftliche Chemie:

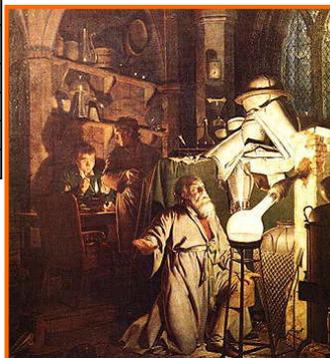
- Suche nach Stein der Weisen  
⇒ Umwandlung unedlerer Stoffe in Gold
- Suche nach Universallösungsmittel *Alkahest*

Element-  
begriff:

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

Entdeckungen:

- Salmiak ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ), Zinnober ( $\text{HgS}$ ):  
Abu Musa Jabir ibn Hayyan, Arabien 8. Jh.
- Alkohol (Ethanol  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) Italien um 1100
- Heilmittel auf Quecksilber-, Arsenbasis:  
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.  $\text{NH}_3$ ,  
 $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{SO}_2$



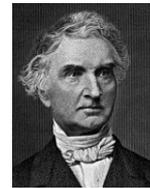
Carl W. Scheele  
(1742-1786)  
Schwed. Apoth.  
 $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ , Ba, Mn;  
HCN, Milchsäure



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 Zustands-  
änderung der Stoffe

Beispiel:

Eisen: Metallisch, glänzend, leitfähig, schmiedbar, magnetisch.

Eisen erhitzen  $\Rightarrow$  schmilzt  
abkühlen  $\Rightarrow$  erstarrt.

Eigenschaften unverändert.

Umkehrbare Zustandsänderung

Weiteres Beispiel:

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

Letztes Beispiel:

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

**Chemie:** Lehre der Veränderung  
und Umwandlung der Stoffe

Eisen an feuchter Luft  $\Rightarrow$  rostet  
Rost: Rot-braun, nicht leitfähig  
nicht verformbar.

$\Rightarrow$  Stoffliche Umwandlung

Magnesiumband erhitzen  $\Rightarrow$   
verbrennt mit Leuchterscheinung  
 $\Rightarrow$  Magnesiumoxid (weißes Pulver)  
 $\Rightarrow$  stoffliche Veränderung

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

Verflüssigung, Verdampfen, Destillation,  
Extraktion sind physikalische Vorgänge

Verbrennung, Oxidation etc.  
sind chemische Prozesse

## 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 - ?

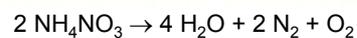
- Erdöl



## Gefahren der chemischen Industrie

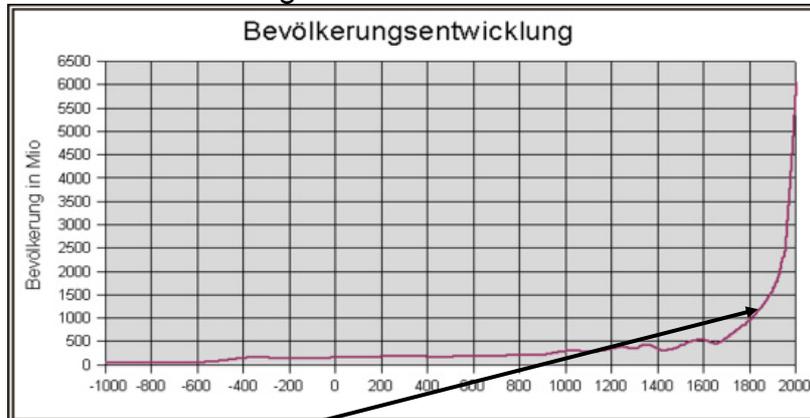


21. Sept. 1921; BASF, Oppau, : Explosion in Düngemittelfabrik:  
561 Tote, 2000 Verletzte, 900 Wohnungen zerstört, 100 m Krater



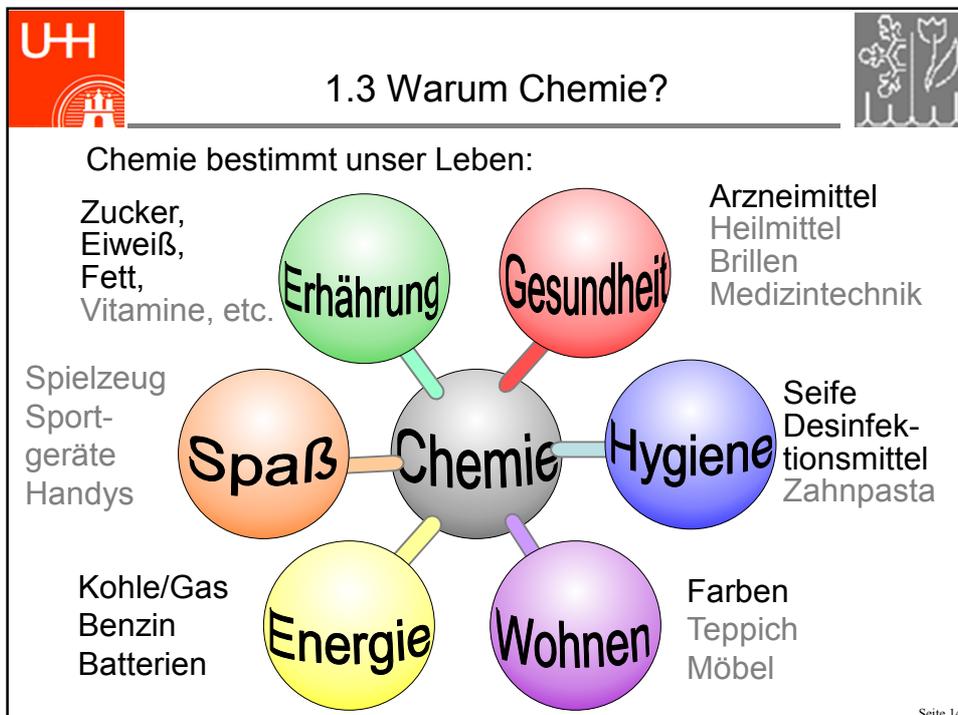
## Nutzen der chemischen Industrie Bevölkerungsentwicklung und Chemie

"Natur macht gesund - Chemie macht krank !" ?



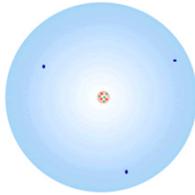
Entwicklung der chemische Industrie

- Kunstdünger
- Schädlingsbekämpfung
- Medikamente
- Hygieneartikel

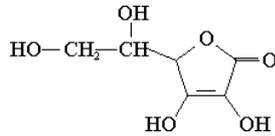


## Bedeutung der Chemie für das Leben

vom Atom



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



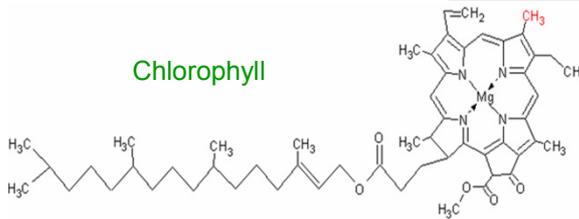
Ascorbinsäure



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.



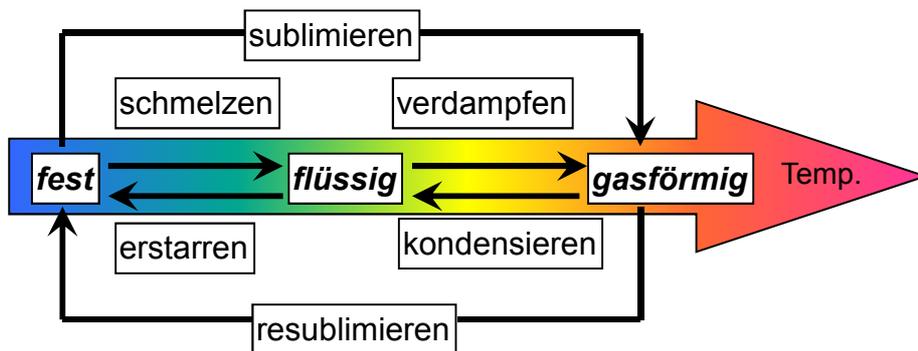
"That's Dr Arnold MOORE. He's conducting an experiment to test the theory that most great scientific discoveries were hit on by accident."  
(HOFF, © 1957, The New Yorker Magazine, Inc.)

## 1.4 Grundbegriffe Maßeinheiten in der Chemie (SI)

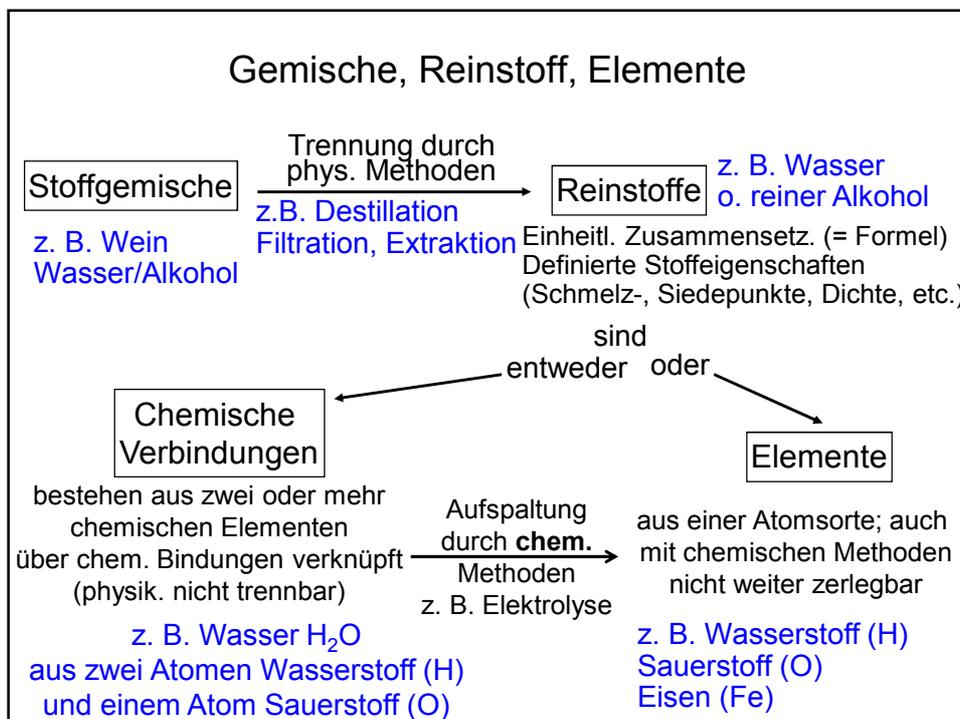
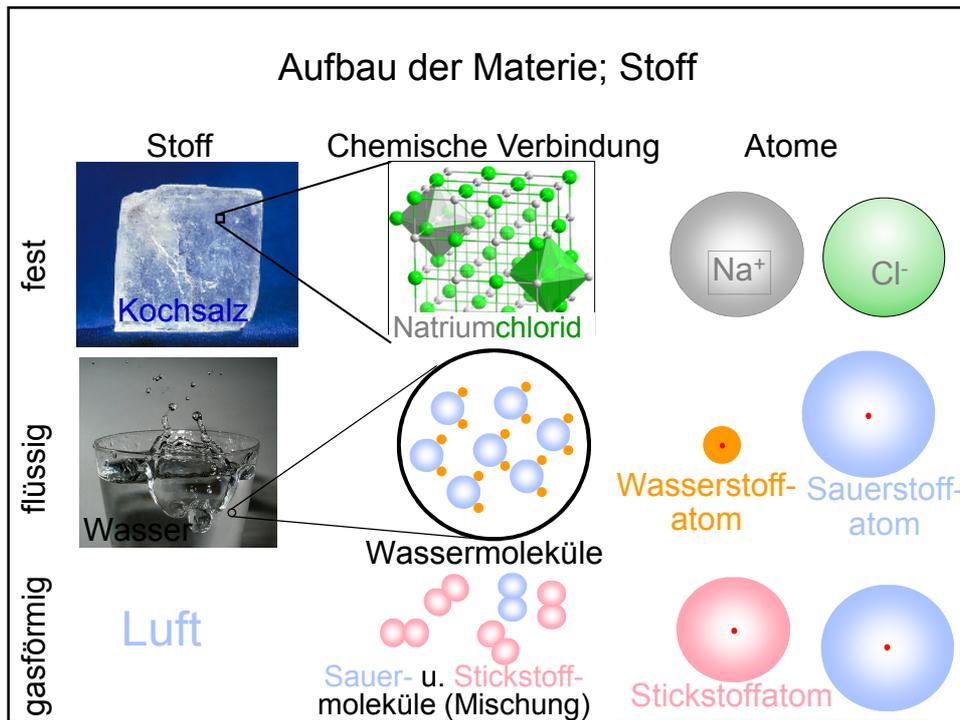
Messgröße	Symbol	Einheit	Symbol
Länge	$l$	Meter	m
Masse	$m$	Gramm (Kilogramm)	g (kg)
Volumen	$V$	Liter	l
Dichte	$\rho$	Gramm pro $\text{cm}^3$	$\text{g}/\text{cm}^3$
(absolute) Temperatur	$T$	Kelvin	K
Kraft, Gewicht	$F$	Newton	$\text{N} = \text{kg} \cdot \text{m}/\text{s}^2$
Druck	$p$	Pascal	$\text{Pa}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

## Aggregatzustände

Stoffe können drei **Aggregatzuständen** vorkommen:



Beispiele für Sublimation: Trockeneis (festes  $\text{CO}_2$ ):  $-78^\circ\text{C}$   
Jod: ca.  $100^\circ\text{C}$



## 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.



Jöns Jakob Berzelius  
schwedischer Chemiker  
(1779-1848)

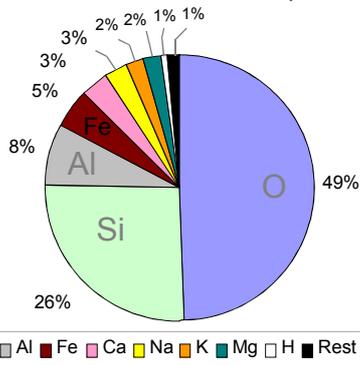
H	Wasserstoff	Na	Natrium
He	Helium	Mg	Magnesium
Li	Lithium	Al	Aluminium
Be	Beryllium	Si	Silizium
B	Bor	P	Phosphor
C	Kohlenstoff	S	Schwefel
N	Stickstoff	Cl	Chlor
O	Sauerstoff	Ar	Argon
F	Fluor	K	Kalium
Ne	Neon	Ca	Calcium

Die ersten zwanzig Elemente

## Häufigkeit der Elemente

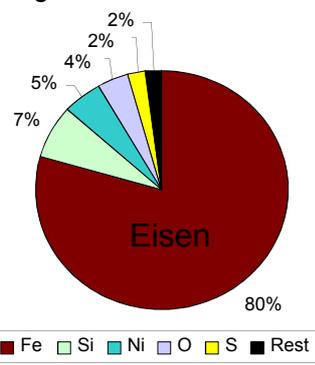
Über 90% der Materie im Weltall ist Wasserstoff (H);  
am zwei Häufigsten ist Helium (He).

**Häufigkeit der Elemente Erdkruste (0-40 km)**



Erdmantel (äußere) 3000 km ähnlich.  
Häufigste Verbindungen:  
SiO<sub>2</sub>, Silikate, Al-, Eisen-Oxide,  
Carbonate, Sulfate, Hydroxide

**Häufigkeit der Elemente im Erdkern**



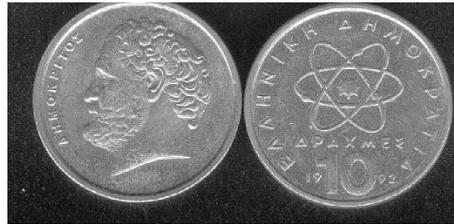
Der Erdkern (innere 3000 km) besteht hauptsächlich aus Eisen (2900°C, flüssig). Fe/Ni-Konvektion am Mantel ⇒ Magnetismus

## 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.

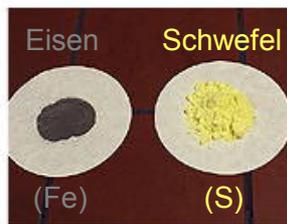


griech. Münze: Demokrit + Atomdarstellung

Veränderung der  
"Stofflichkeit":

- Schmelzen, Verdampfen, Mischen (Physik)
- Veränderung des Atomkerns (Kernphysik)
- **Veränderung der Bindungselektronen (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)  $\longrightarrow$  Produkt 1 + (Produkt 2)

Dabei ändert sich die Art der Verbindung der Atome untereinander – ihre jeweilige Anzahl (und damit auch die Masse) bleibt jedoch gleich.

Bei jeder chemischen Reaktion bleibt die Gesamtmasse der Stoffe erhalten

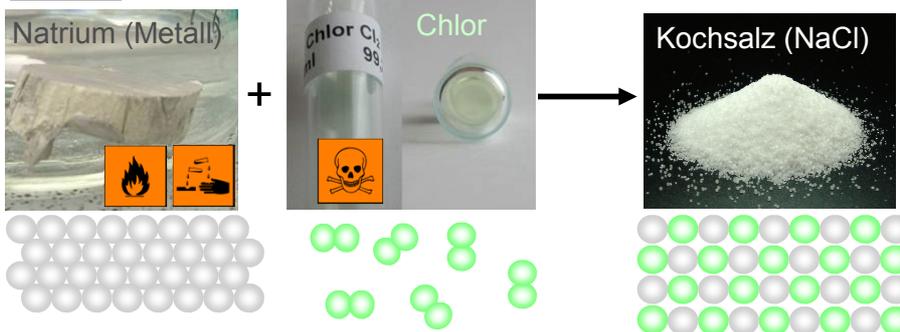
Gesetz von der Erhaltung der Masse



Antoine Lavoisier  
fr. Chem. (1743-1794)

## Chemische Reaktion Beispiel: Natriumchlorid

Beispiel:

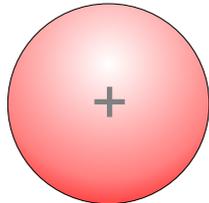


Chemische Reaktion bedeutet eine "Umorganisation" der Atome. Es entstehen andere chemische Verbindungen mit vollkommen anderen Eigenschaften

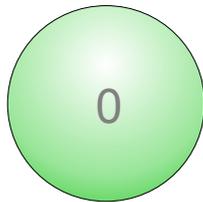
Welcher Stoff reagiert mit welchem anderen Stoff zu welcher Verbindung und in welchem Verhältnis?

## Elementarteilchen

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



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



Neutron ( $n^0$ ): 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  $\leftrightarrow$  Wellenlänge (Frequenz); Teilchen: Photon

**Radioaktive Strahlung:**

Strahlung, die von radioaktiven Kernen (Zerfall) ausgeht:

Name	Charakter	Masse	Ladung
$\alpha$ -Strahlung	Heliumkern: 2 $p^+$ ; 2 $n^0$	4 u	+2
$\beta$ -Strahlung	Elektron	1/1823 u	-1
$\gamma$ -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  $m_C:m_O=1:2,66$   
 $m_O(\text{Kohlenmonoxid}):m_O(\text{Kohlendioxid}) = 1:2 \Rightarrow \text{CO und CO}_2$

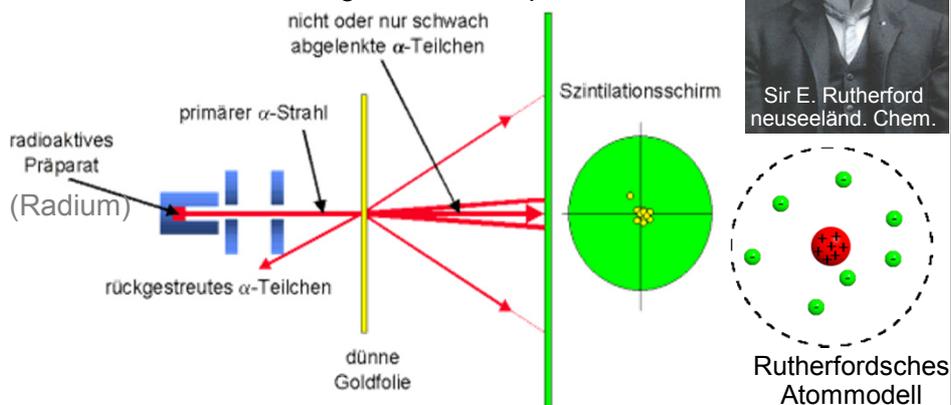
### Daltons Atomhypothese (1808):

- Materie besteht aus kleinsten kugelförmigen Teilchen, den 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 Rutherford'sche Streuversuch Das Rutherford'sche Atommodell

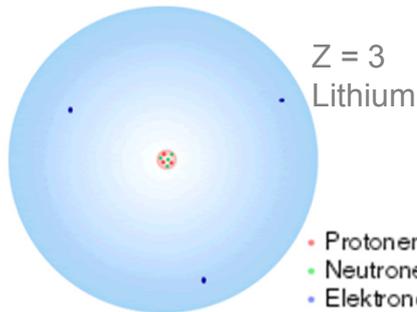
1910:  $\alpha$ -Teilchen (**positive** He-Kerne) werden auf dünne Goldfolie gestrahlt: Nur sehr wenige werden abgelenkt  $\Rightarrow$

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



## Rutherford'sches Atommodell

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



Protonen und Neutronen sind  
im Kern ( $\Rightarrow$  Nukleonen).  
Neutronen: keine Ladung,  
Protonen: Ladung = +1  $\Rightarrow$   
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	$p^+$	Kern	+1	$\sim 1u$
Neutron	$n^0$	Kern	0	$\sim 1u$
Elektron	$e^-$	Hülle	-1	$1/1823 u$

u ist eine sehr kleine, relative Masseneinheit:

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

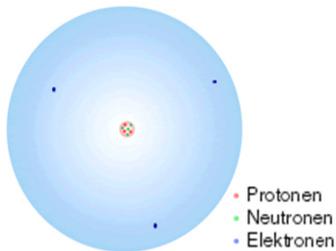
1 Milliardstel von einem Milliardstel von einem Milliardstel Kg.

## 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 plus der Protonen Z bestimmt,  
welche Masse das Atom hat. (Atommasse  $m_a = Z + N$ )



Beispiel: Lithium

3 Protonen  $\Rightarrow$  Ordnungszahl  $Z = 3$

4 Neutronen  $\Rightarrow$  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.

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

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

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

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

$$m_M (\text{Glucose}) = 6 \cdot 12\text{u} + 12 \cdot 1\text{u} + 6 \cdot 16\text{u} = \underline{180 \text{ u}}$$

## Die Stoffmenge, das Mol

u beschreibt 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.

$n$  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 <sub>2</sub> O = 18 u	M(H <sub>2</sub> O) = 18 g/mol
	H <sub>2</sub> = 2 u	M(H <sub>2</sub> ) = 2 g/mol
	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> = 180 u	M(C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> ) = 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  $N_A$ :

$$N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen} \Rightarrow 1 \text{ mol}$$

Darstellung: Ein Teilchen =  $10^{23}$  Teilchen

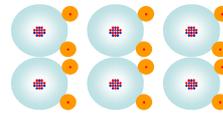
Wie viel wiegt  
1 mol Wasser?



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

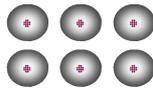


1 mol Wasserstoff  
 $6 \cdot 10^{23}$  Moleküle  
(2 g)



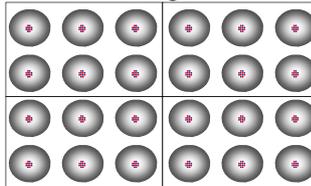
1 mol Wasser  
 $6 \cdot 10^{23}$  Moleküle  
(2+16 = 18 g)

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

$$m = M \cdot n \quad \longleftrightarrow \quad n = \frac{m}{M}$$

### Beispiele:

Wie viel Gramm wiegen 0,2 mol Glucose?

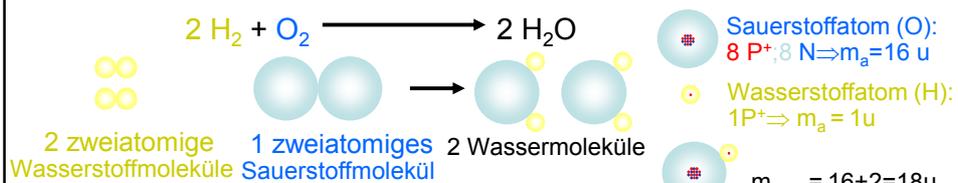
$$m = 180 \text{ g/mol} \cdot 0,2 \text{ mol} = 36 \text{ g}$$

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

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

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

## Veranschaulichung Stöchiometrie und Molare Massen



Ein Wassermolekül (H<sub>2</sub>O) 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<sub>2</sub>)=2 g/mol; M(O<sub>2</sub>)=32 g/mol; M(H<sub>2</sub>O)=18 g/mol

Wasserstoff +	Sauerstoff =	Wasser
2 Moleküle (2·2u=4u)	1 Molekül (2·16u=32u)	2 Molekül (2·18u=36u)
2000 Moleküle	1000 Moleküle	2000 Moleküle
2 mol (2·6·10 <sup>23</sup> Moleküle)	1 mol (1·6·10 <sup>23</sup> Moleküle)	2 mol (2·6·10 <sup>23</sup> Moleküle)
4 g	32 g	36 g

Erhaltung der Masse!

## 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<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>)  
 oder Moleküle (CO<sub>2</sub>).

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

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

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

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

$$V = V_m \cdot n$$

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

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

## 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).

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

= **Molarität** M einer Lösung (veraltet) Anzahl Mole  
 des gelösten Stoffes in 1 Liter Lösung.

Beispiel:

2 mol einer Substanz sind gelöst  
 in 500 mL Lösungsmittel.

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

Beispiel:

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

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

## 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:

$\begin{matrix} m_a \\ Z \end{matrix} \text{Elementsymbol}$       Beispiel: Lithium  ${}^7_3\text{Li}$

Elementname	Protonen $Z$	Neutronen $N$	Symbol
Wasserstoff	1	0	${}^1_1\text{H}$
Kohlenstoff	6	6	${}^{12}_6\text{C}$
Uran	92	146	${}^{238}_{92}\text{U}$

## Isotope

**Isotope** sind Atome gleicher Ordnungszahl, aber verschiedener Massenzahl.

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

Beispiele:

Wasserstoff:  ${}^1_1\text{H}$       Deuterium:  ${}^2_1\text{H}$

Kohlenstoff:  ${}^{12}_6\text{C}$  ~99% nat. Häufigkeit;  ${}^{13}_6\text{C}$  ~1%

Spuren von  ${}^{14}_6\text{C}$ ; instabil  $\Rightarrow$  radioaktiv  
(Altersbestimmung mit Radiocarbonmethode)

Uran:  ${}^{235}_{92}\text{U}$  spaltbar;  ${}^{238}_{92}\text{U}$  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:

-  $^{35}\text{Cl}$ : 75,7%

-  $^{37}\text{Cl}$ : 24,2%

Rechnung:

$$0,757 \cdot 35u + 0,242 \cdot 37u = 35,45u$$

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

Beispiel:  $^{19}\text{F}$ Fluor

## Ionen

**Atome** besitzen genauso viel negative Elektronen in der Hülle, wie positive 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:  $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$

$\text{Cl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$

**Positive Ionen = Kationen,**

**Negative Ionen = Anionen.**

**Kationen** heißen wie das Metall (Natrium-Ion, Silber-Kation) oder sie haben die Endung **-ium** ( $\text{NH}_4^+$  = Ammonium-Ion)

**Anionen** haben bei Nichtmetallen die Endung **-id** (Chlorid) NiMe-Verb. mit Sauerstoff **-at** ( $\text{SO}_4^{2-}$ =Sulfat) oder **-it** ( $\text{SO}_3^{2-}$ =Sulfit)

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

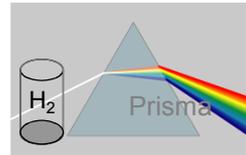
## Kritik am Rutherford'schen Atommodell

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

Experiment: 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.

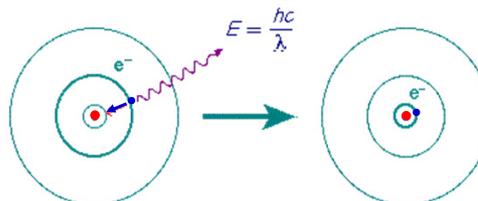
Weshalb exakt definierte Wellenlängen = Energien?

## Diskrete Energiezustände der Elektronen

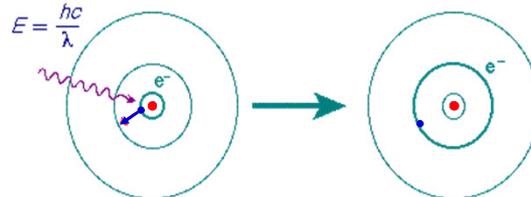
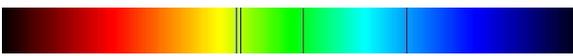
In einem Atom können die Elektronen verschiedene **definierte Energiezustände** einnehmen. Übergänge zwischen den Zuständen durch Energieabgabe oder Energieaufnahme.

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.

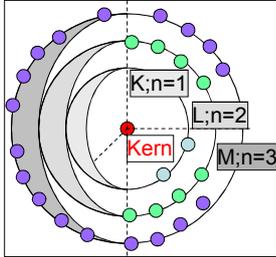


Desaktivierung eines Atoms durch Aussendung von Licht



Anregung eines Atoms durch Licht

## Bohrsches Atommodell



Die Elektronen umkreisen den Kern auf konzentrischen Bahnen (Schalen). Die Anziehung durch den Kern wird durch Zentrifugalkraft 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.



Niels Bohr,  
dän. Phys.  
Atommodell 1913  
Nobelpreis 1922

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

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	

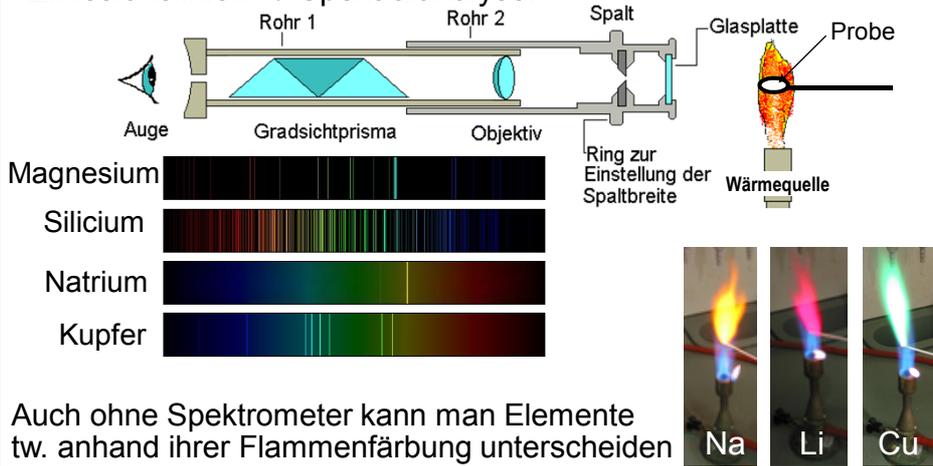
Abgeschlossene Schalen

Valenzelektronen

Die Anzahl an Valenzelektronen bestimmt das chem. Verhalten!

## Spektralanalyse Flammenphotometrie

Jedes Element hat seine einzigartige **Elektronenkonfiguration** und dadurch charakteristische Elektronenübergänge und Emissionslinien  $\Rightarrow$  Spektralanalyse.



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

## 2.2 Das Periodensystem Elementvorhersage von Mendelejew

Reihe	Gruppe I. R <sup>0</sup>	Gruppe II. R <sup>0</sup>	Gruppe III. R <sup>02</sup>	Gruppe IV. R <sup>1</sup> R <sup>02</sup>	Gruppe V. R <sup>1</sup> R <sup>02</sup>	Gruppe VI. R <sup>2</sup> R <sup>02</sup>	Gruppe VII. R <sup>1</sup> R <sup>02</sup>	Gruppe VIII. R <sup>02</sup>
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	<b>Ga</b> =44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63
5	(Cu=63)	Zn=65	<b>Ga</b> =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	(-)		?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184		
10								Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	U=240		
12				Th=231				



Dimitri Mendelejew  
Periodensystem  
(1869)

### Eigenschaften von Gallium (Ga)

	Vorhersage	Beobachtet
Atommasse	~ 68	69,72
Dichte	~ 5,9 g/cm <sup>3</sup>	5,91 g/cm <sup>3</sup>
Schmelzpunkt	~ 30°C	29,8°C
Oxid	X <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
Chlorid	XCl <sub>3</sub>	GaCl <sub>3</sub>



# Bindungswertigkeit und Periodensystem

Wie viele Bindungen kann ein Atom zu anderen Atomen ausbilden?  
In welchem Verhältnis binden sich zwei Elemente zu einer Verbindung?

Gruppe⇒ Periode ↓	I. <span style="color: orange;">Alkali</span>	II. <span style="color: green;">Erdalkali</span>	III.	IV.	V.	VI. <span style="color: blue;">Chalkogene</span>	VII. <span style="color: magenta;">Halogene</span>	VIII. Edelgase
1.	H							He
2.	<span style="color: orange;">Li</span>	<span style="color: green;">Be</span>	<span style="color: green;">B</span>	C	<span style="color: red;">N</span>	<span style="color: blue;">O</span>	<span style="color: magenta;">F</span>	Ne
3.	<span style="color: orange;">Na</span>	<span style="color: green;">Mg</span>	<span style="color: green;">Al</span>	Si	<span style="color: red;">P</span>	<span style="color: blue;">S</span>	<span style="color: magenta;">Cl</span>	Ar
4.	<span style="color: orange;">K</span>	<span style="color: green;">Ca</span>					<span style="color: magenta;">Br</span>	Kr

**Bindigkeit: 1      2      3      oft 4      oft 3      meist 2      1      0**

Zweibindiger Sauerstoff (O) bindet zwei einbindige Wasserstoff (H) = H<sub>2</sub>O

Ein einbindiges Natrium bindet ein einbindiges Chlor = NaCl

Ein 4-bindiger Kohlenstoff (C) bindet vier einbindige H = CH<sub>4</sub>

Ein 4-bindiger Kohlenstoff (C) bindet zwei zweibindige O = CO<sub>2</sub>

Zwei 3-bindige Aluminium (Al) binden drei zweibindige O = Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

## Das Periodensystem der Elemente (PSE)

**Periodensystem der Elemente**

Ordnungszahl		Symbol		Ordnungszahl		Serie			
78		Pt		schwarz = nicht radioaktiv rot = radioaktiv		<input type="checkbox"/> Alkalimetalle <input type="checkbox"/> Metalle <input type="checkbox"/> Erdalkalimetalle <input type="checkbox"/> Halbmetalle <input type="checkbox"/> Übergangsmetalle <input type="checkbox"/> Nichtmetalle <input type="checkbox"/> Lanthanide <input type="checkbox"/> Halogene <input type="checkbox"/> Actinoide <input type="checkbox"/> Edelgase			
Name		Platin		Symbol		schwarz = fest blau = flüssig rot = gasförmig			
Atomgewicht		195,09 u		Elektronenhüllen		durchgehend = natürliche Elemente schraffiert = künstliche Elemente			
				Gruppe					
1	2	13	14	15	16	17	18		
1 H	2 He	3 B	4 C	5 N	6 O	7 F	8 Ne	9 Na	10 Ne
3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	11 Na	12 Mg
11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	19 K	20 Ca
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni
27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd
45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57-71	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt
77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89-103	104 Rf	105 Ha	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds
110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uuhs	118 Uue	119 Uuh

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



## Elementgruppen

Alkalimetalle																		Erdalkalimetalle										Übergangsmetalle										Edelgase									
H																		Li Be										B C N O F Ne										He									
Na Mg																		K Ca Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn Ga Ge As Se Br Kr										Al Si P S Cl Ar																			
Rb Sr																		Y Zr Nb Mo Tc Ru Rh Pd Ag Cd In Sn Sb Te I Xe										Cs Ba Hf Ta W Re Os Ir Pt Au Hg Tl Pb Bi Po At Rn																			
Fr Ra																		Rf Db Sg Bh Hs Mt																													
Lanthaniden																		La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu																													
Actiniden																		Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr																													

## Kurzcharakteristik der Hauptgruppen

1	2	13	14	15	16	17	18
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	2	3	4	5	6	7	8
H	He	Li	Be	B	C	N	O
11	12	13	14	15	16	17	18
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
19	20	31	32	33	34	35	36
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
37	38	49	50	51	52	53	54
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
55	56	81	82	83	84	85	86
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

I. **Alkalimetalle**: weißsilbrige, niedrig-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.

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

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

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

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

## Orbitale

Das Bohrsche Atommodell kann nicht erklären, dass Elektron sich wie eine Welle verhält (Schrödinger-Gleichung). Ein Elektron hält sich mit best. Wahrscheinlichkeit in einem bestimmt Raum (Orbital) auf  $\Rightarrow$  Elektronendichteverteilung

Es gibt s-, p-, d- und f-Orbitale:

s-Orbitale 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.

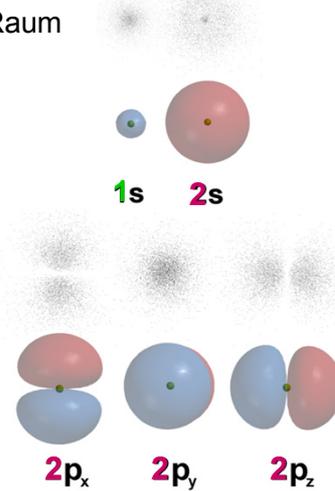
p-Orbitale sind hantelförmig

Es gibt drei:  $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$   
mit der gleichen Energie.

Jedes enthält max.  $2e^-$

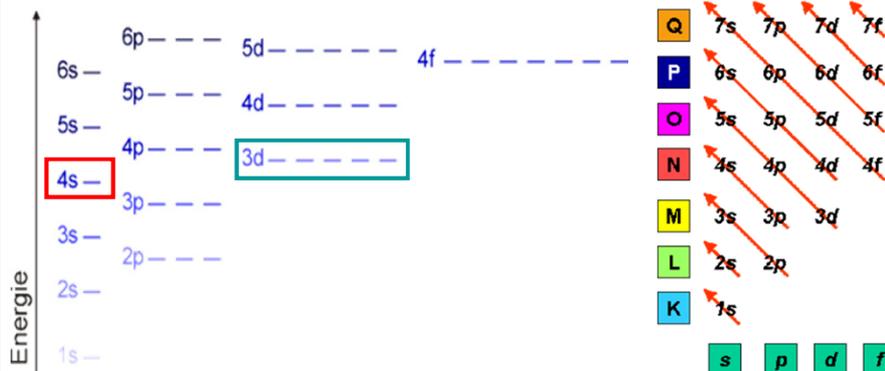
Ab 3. Schale: d-Orbitale, komplexere Form.

s, p, d, f 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)

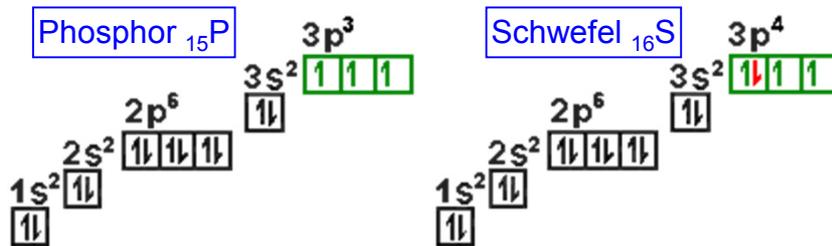


## Besetzung der Energieniveaus Pauli-Prinzip/Hundsche Regel

**Pauli-Prinzip:** Jedes Orbital hat max. 2 Elektronen, die den gleichen Energiewert, aber entgegengesetzten Drehsinn  $\uparrow\downarrow$  haben.

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

### Beispiele:



## 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 (genauer voll besetzte s- und p-Orbitale) (VIII. HG = 18. Gruppe: He, Ne, Ar, etc.) gehen deshalb keine chemischen Reaktionen mit anderen Atomen ein. Da sie allesamt Gase sind, nennt man sie **Edelgase**.

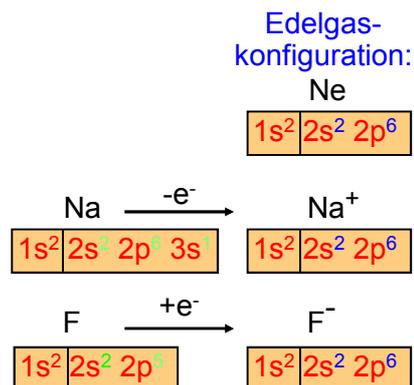
Eine Elektronenkonfiguration mit abgeschlossener Schale nennt man Edelgaskonfiguration.

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 bilden, in denen sie **8 Valenzelektronen** besitzen, und so die stabile **Edelgas-konfiguration** erreichen.



## Weitere Beispiele zur Elektronenkonfiguration

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

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

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

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

## Zusammenfassung Atombau und Periodensystem

Atome bestehen aus:

Ordnungszahl ← bei neutra- len Atomen	Protonen (p <sup>+</sup> )	positiv	im Kern	schwer 1 u	} Massenzahl
	Neutronen (n <sup>0</sup> )	neutral	im Kern	schwer 1 u	
	Elektronen (e <sup>-</sup> )	negativ	in Hülle	leicht	

**Elektronen** befinden sich auf Bahnen (**Schalen**) um den Kern:

1. Schale: max. 2 e<sup>-</sup>
  2. Schale: max. 8 e<sup>-</sup>
  3. Schale: max. 18 e<sup>-</sup>
- Insgesamt werden bis zu 7 Schalen von innen nach aussen besetzt.

**Valenzelektronen** auf der äußersten, teilbesetzten Schale bestimmen das chemische Verhalten ⇒ Bindungen zu anderen Atomen.

Atome können Valenzelektronen abgeben (⇒ Kation) oder aufnehmen (⇒ Anion) um eine abgeschlossene, vollgefüllte Valenzschale mit einem niedrigen Energiezustand zu erreichen (**Edelgaskonfiguration**).

Bei Elementen der **Hauptgruppen** (2 ganz links, 6 ganz rechts) ist die Gruppennummer gleich der Anzahl an Valenzelektronen.

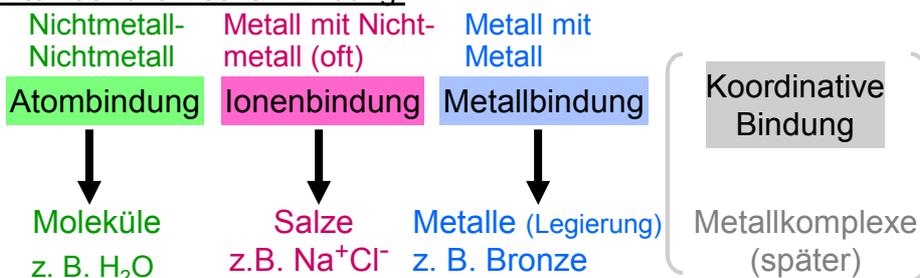
## 2.3 Chemische Bindung + Molekülbau

### 2.3.1 Bindungstypen

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

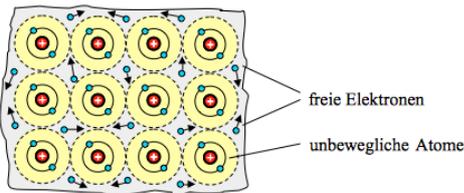


Arten der chemischen Bindung:



## Metallbindung

In festen Metallen ordnen sich die Atome regelmäßig an. Die Atomkerne (plus innere Elektronen) nehmen einen festen Platz ein. Die Valenzelektronen bewegen sich frei zwischen den Atomrümpfen ( $\Rightarrow$  "Elektronengas")



Dadurch erhalten Metalle ihre hohe elektrische und thermische Leitfähigkeit.

Metallbindung = positive Atomrümpfe werden von negativem Elektronengas zusammengehalten; besteht zwischen den Atomen eines reinen Metalls, oder in einer Mischung von zwei oder mehr Metallen (Legierung).

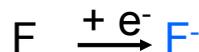
Wichtige Legierungen: Bronze = Kupfer/Zinn; Messing= Kupfer/Zink  
Rotgold=Gold/Kupfer; Weißgold=Au-Ag/Ni/Pd  
Amalgam: meist Quecksilber/Silber

## Ionenbindung Ionisierung

Wenn Atome Elektronen aufnehmen oder abgeben, entstehen Ionen:

**Kationen** sind Ionen mit positiver Ladung, sie haben also Außenelektronen abgegeben.  $\text{Na} - e^- \rightarrow \text{Na}^+$

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



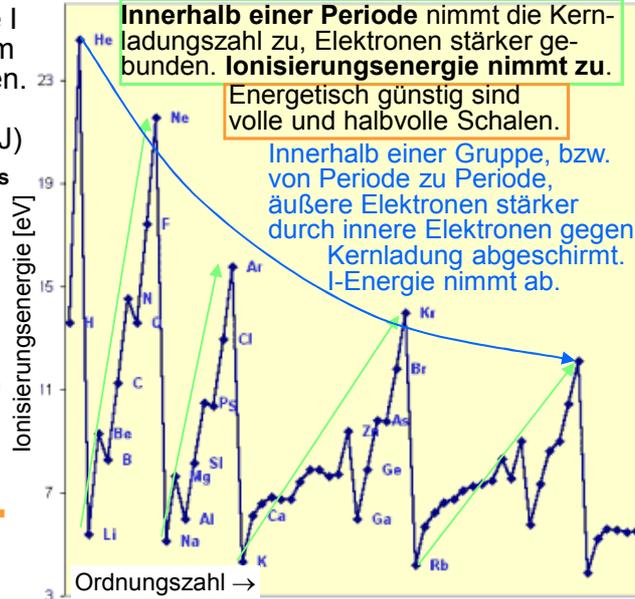
Kernladungszahl ändert sich nicht. Masse ändert sich nicht wesentlich.

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 entziehen.  
 ⇒ **Kation**  
 (Einheit:  $\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ )

Element	2s	2p	Ionisierungsenergie
Li	↑		
Be	↑↓		
B	↑↓	↑	
C	↑↓	↑↑	
N	↑↓	↑↑↑	
O	↑↓	↑↑↑↑	
F	↑↓	↑↑↑↑↑	
Ne	↑↓	↑↑↑↑↑↑	



## 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 Elektronenaufnahme möglich.

Negative EA-Werte:  
 Energie wird frei.  
**Halogene und Chalkogene haben große Elektronenaffinitäten.**

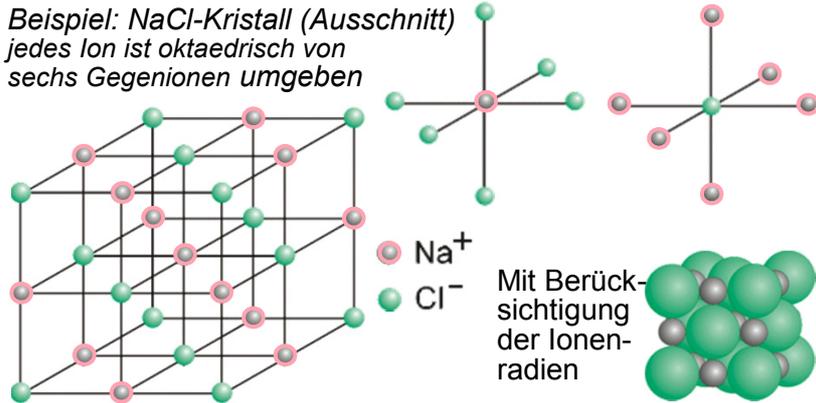
H		Elektronenaffinitäten (eV)						He
-0.75								>0
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	>0
-0.62	>0	-0.28	-1.26	+0.07	-1.46	-3.40		
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	>0
-0.55	>0	-0.44	-1.28	-0.75	-2.08	-3.62		
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	>0
-0.5	>0	-0.3	-1.2	-0.81	-2.02	-3.36		
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	>0
-0.49	>0	-0.3	-1.2	-1.07	-1.97	-3.06		
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
-0.47	>0	-0.2	-0.36	-0.95				
Fr	Ra							



## 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 Reihenfolge** angeordnet sind. Solche Ionenkristalle haben sehr hohe Schmelzpunkte.

Beispiel: NaCl-Kristall (Ausschnitt)  
jedes Ion ist oktaedrisch von sechs Gegenionen umgeben



## 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:  $\{x \cdot \text{A}^{y+} \cdot y \cdot \text{B}^{x-}\} = \text{A}_x \text{B}_y$  ← Summenformel  
Salzschreibweise → x bzw. y = 1 wird weggelassen

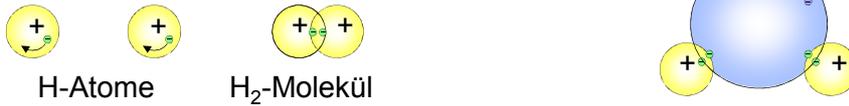
Beispiele:

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

Elemente in Verbindung		Ionen mit Elektronenoktett		Formel		Name des Salzes
Na	Br	$\text{Na}^+$	$\text{Br}^-$	NaBr	$\{\text{Na}^+\text{Br}^-\}$	Natriumbromid
K	S	$\text{K}^+$	$\text{S}^{2-}$	$\text{K}_2\text{S}$	$\{2\text{K}^+\text{S}^{2-}\}$	Kaliumsulfid
Ca	O	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{O}^{2-}$	CaO	$\{\text{Ca}^{2+}\text{O}^{2-}\}$	Calciumoxid
Ba	Cl	$\text{Ba}^{2+}$	$\text{Cl}^-$	$\text{BaCl}_2$	$\{\text{Ba}^{2+}2\text{Cl}^-\}$	Bariumchlorid
Al	F	$\text{Al}^{3+}$	$\text{F}^-$	$\text{AlF}_3$	$\{\text{Al}^{3+}3\text{F}^-\}$	Aluminiumfluorid
Al	O	$\text{Al}^{3+}$	$\text{O}^{2-}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\{2\text{Al}^{3+}3\text{O}^{2-}\}$	Aluminiumoxid

## Atombindung = kovalente Bindung

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



Beispiele:	Verbindung	Summenformel	Strukturformel
	Wasserstoff	H <sub>2</sub>	H:H    H-H
	Fluorwasserstoff	HF	H-F:    H-F*
	Wasser	H <sub>2</sub> O	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{H} \cdot \text{O} \cdot \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$

\* H immer kovalent gebunden, da kein freies H<sup>+</sup> (=Elementarteilchen)

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

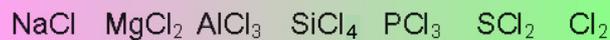
Atome folgen der **Oktettregel**, sie füllen ihre Valenzschale mit 8 Elektr.

## Bindungscharakter

Die vorgestellte Bindungsarten nur Extremmodelle. Bindungscharakter verändert sich zwischen verschiedenen Elementen im Periodensystem kontinuierlich:

Beispiele:

Verbindungen des Chlors mit Elementen der 3. Periode:



Ionenbindung

Atombindung

Verbindungen des Natriums mit Elementen der 3. Periode:



Metallbindung

Ionenbindung

Elemente der 3. Periode



Metallbindung

Atombindung

## 2.3.2 Chemische Verbindungen Moleküle, Molekularmasse

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

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

$\text{H}-\text{H}$     $\text{N}\equiv\text{N}$     $\langle\text{O}=\text{O}\rangle$     $\text{F}-\text{F}$     $\text{Cl}-\text{Cl}$    \*außer Edelgase  
 Die Nichtmetalle Brom (flüssig) und Jod (fest) auch:  $\text{Br}-\text{Br}$     $\text{I}-\text{I}$   
 Sie erfüllen dadurch die Oktettregel (ausser Wasserstoff)

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

Beispiele:

Molekül	Atommassen [g/mol]	Molare Masse [g/mol]
HCl	H=1 Cl=35,5	1 + 35,5 = 36,5
CH <sub>4</sub>	H=1 C=12	12 + (4·1)=16
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	S=32 O=16	(2·1)+32+(4·16)=98

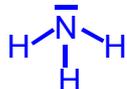
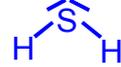
## Summenformel/Strukturformel Einfach-/Doppel-/Dreifachbindung

**Summenformel:** Wie viel Atome von welchem Element im Molekül.

Detailliertere 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  $\text{NH}_3$       Schwefelwasserstoff  $\text{H}_2\text{S}$    

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

Beispiele: Sauerstoff  $\langle\text{O}=\text{O}\rangle$    Kohlendioxid  $\langle\text{O}=\text{C}=\text{O}\rangle$   
 Stickstoff  $\text{N}\equiv\text{N}$    Kohlenmonoxid ?

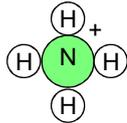
Überprüfen Sie die Bindigkeit und die Oktettregel!

## Molekülionen

Ionen können auch aus mehreren Atomen bestehen, die untereinander kovalent gebunden sind: Molekülionen

Bekannte Molekülionen sind:

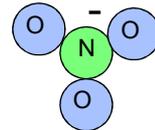
Ammonium-Ion  $\text{NH}_4^+$



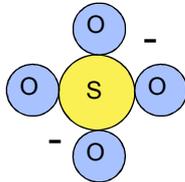
Hydroxid-Ion  $\text{OH}^-$



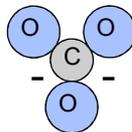
Nitrat-Ion  $\text{NO}_3^-$



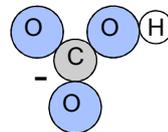
Sulfat-Ion  $\text{SO}_4^{2-}$



Carbonat-Ion  $\text{CO}_3^{2-}$

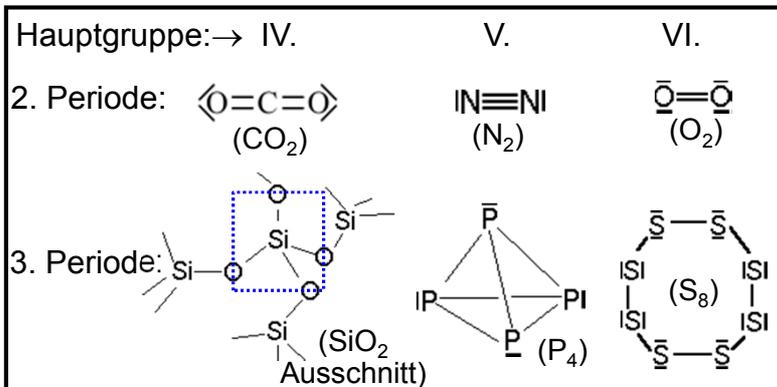


Hydrogencarbonat-Ion  $\text{HCO}_3^-$



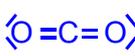
## Doppelbindungsregel

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.



## Zusammenfassung Chemische Bindung

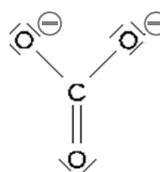
Bindungen zwischen Atomen (gleicher oder unterschiedlicher Elemente) durch:

Bindungstyp	zwischen	Verbindung	Stöchiometrie	Beispiel
Metallbindung	Metall-Metall	Metall-Legierung	beliebig	Messing (Cu/Zn)
Ionenbindung	Metall-Nichtmetall ( $\Delta EN > 1,7$ )	Salz	Ladungsbilanz Kation/Anion	$\{Ca^{2+}2Cl^{-}\}$ $=CaCl_2$
Atombindung =Elektronenpaar- =kovalente Bndg auch <b>Doppelbndg</b>	Nichtmetall-Nichtmetall bzw. ( $\Delta EN < 1,7$ )	Molekül	Oktettregel =4 Elektronenpaare	 

## Chemische Modelle Mesomerie



Rene Margritte:  
"Dies ist kein Apfel"



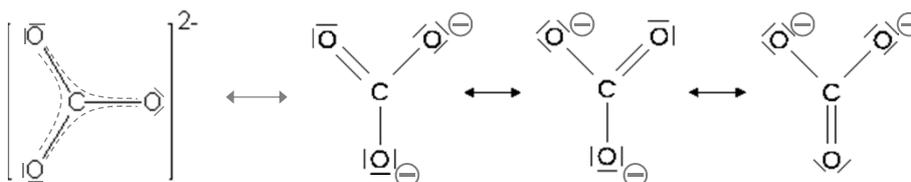
"Dies ist kein Carbonat-Ion!"

Es ist das (grobe) Modell eines Carbonat-Ions.

Experimente zeigen:

Alle O-Atome gleich negativ;  
alle Bindungen gleich;  
alle Winkel gleich.

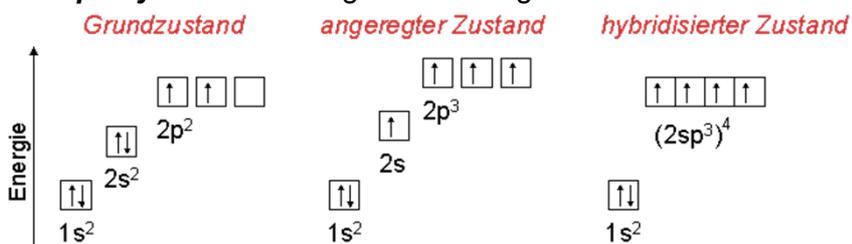
Christopher Ingold (1933): Mesomerie = Darstellung der Bindungsverhältnisse durch fiktive Grenzstrukturformeln.



### 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.:  $\text{CH}_4$  ?!

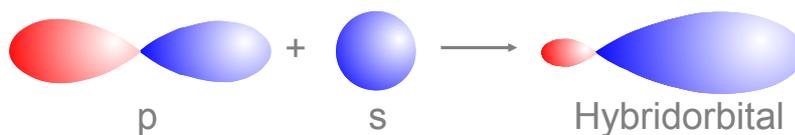
Erklärung: Die Valenzelektronen reorganisieren sich so,  
dass 4 Elektronen für Bindungen zur Verfügung stehen.  
Dazu verbinden sich das eine s-Orbital und die drei p-Orbitale zu  
**vier  $sp^3$ -Hybridorbitalen** gleicher Energie.



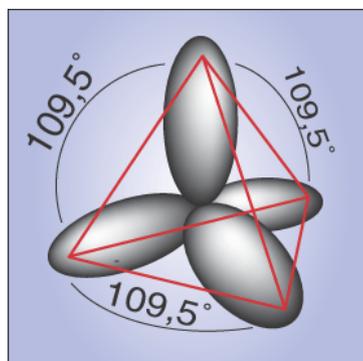
Die Hybridisierung ist keine physikalische Notwendigkeit -,  
sondern ein Modell zur Erklärung experimenteller Beobachtungen!

### $sp^3$ -Hybrid-Orbitale

Die elektronische Verteilung der einzelnen Hybrid-Orbitale:



Die 4  $sp^3$  -Hybridorbitale  
ordnen sich im Raum so an,  
dass sie möglichst weit von-  
einander entfernt sind:  
**tetraedrisch**



## Einfachbindung

Wenn zwei Wasserstoffatome eine Bindung eingehen, so bildet sich eine  $\sigma$ -**Bindung** (Einfachbindung)

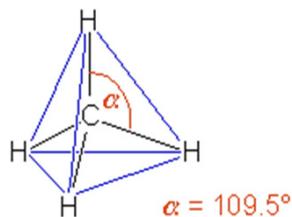


$\sigma$ -Bindungen haben ihre größte Elektronendichte zwischen den beteiligten Atomen; sie sind **rotationssymmetrisch**

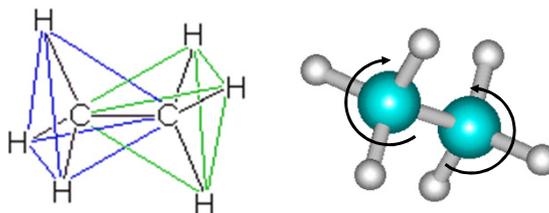
## Einfachbindungen in Kohlenwasserstoffen

C-H-Bindungen und C-C-Einfachbindungen sind  $\sigma$ -Bindungen. Vier  $\sigma$ -Bindungen  $\Rightarrow$  Oktettregel erfüllt.

Beispiel:  
Methan  
4 C-H-  
 $\sigma$ -Bindungen



Beispiel:  
Ethan  
3 C-H-  
1 C-C-  
 $\sigma$ -Bindung

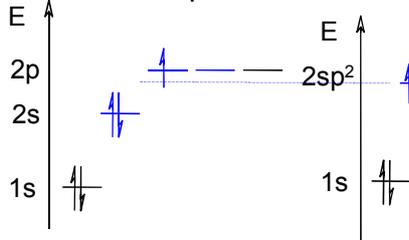


$\sigma$ -Bindungen sind frei drehbar

Seite 84

## sp<sup>2</sup>-Hybridisierung am Beispiel Bor

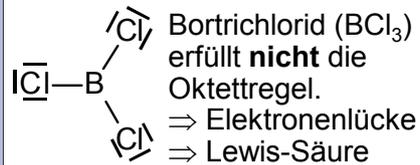
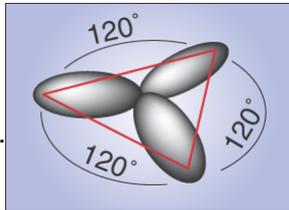
Bor (Grundzustand):  
1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>1</sup>



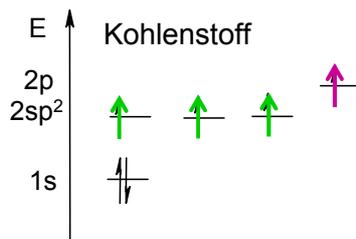
Hybridisierung:

Die beiden s-Elektronen und das p-Elektron werden hybridisiert zu drei energetisch gleichwertigen sp<sup>2</sup>-Elektronen.

Die drei Hybridorbitale ordnen sich im Raum trigonal-planar an.



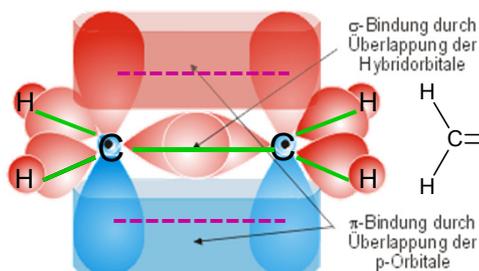
## sp<sup>2</sup>-Hybridisierung des Kohlenstoff



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

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

Bindungsverhältnisse in Ethen (C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>)



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**.

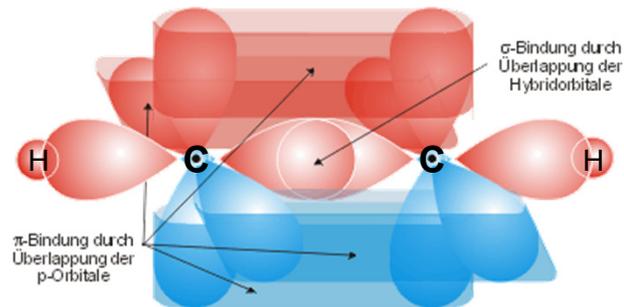
## sp-Hybridisierung

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

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

Beryllium (2. Gruppe) kann 2  $sp$ -Hybridorbitale bilden, die 2  $\sigma$ -Bindungen ausbilden (linear,  $180^\circ$ ) z. B.: H-Be-H

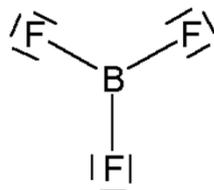
Bindungsverhältnisse im Ethin  $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$



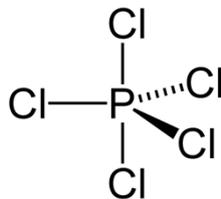
## Ausnahmen von der Oktettregel Hypervalente Strukturen

Die Oktettregel schreibt das Bindungsverhalten der Elemente der 2. Periode (besonders C, N, O) gut, aber es gibt Ausnahmen.

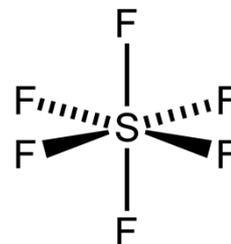
Hypovalente Strukturen:  
(Regel untererfüllt)



Hypervalente Strukturen:  
(Regel übererfüllt)



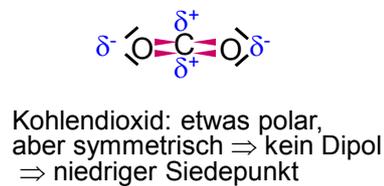
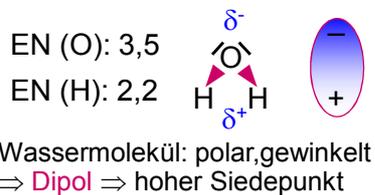
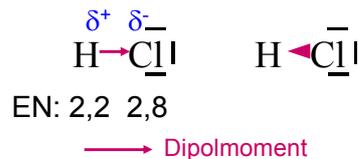
$sp^3d$ -Hybridisierung



$sp^3d^2$ -Hybridisierung

## Polare Atombindung

Unterscheiden sich die EN der Bindungspartner eines Moleküls, bildet sich eine polarisierte Atombindung aus ( $\Delta EN > 0,4$ ). Hierbei wird das gemeinsame Elektronenpaar stärker von dem elektronegativeren Atom angezogen. Es bilden sich **Teilladungen**, und ein **permanenter Dipol**.



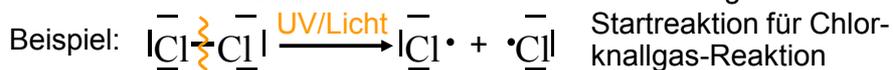
## Spaltung von Atombindungen

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

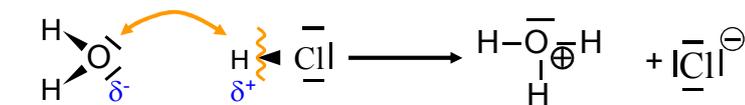
Man unterscheidet:

**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.



**Heterolyse:** Spaltung einer polaren Atombindung in Kation + Anion:



Ein Proton  $\text{H}^+$  wird übertragen (später Säure-Base-Reaktion)

### 2.3.4 Wechselwirkungskräfte zwischen Molekülen

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

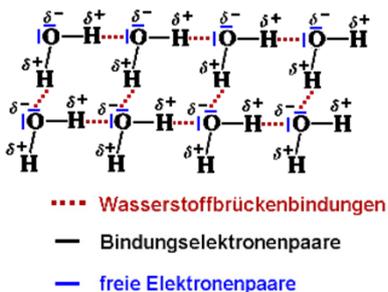
- Wasserstoff-Brücken-Bindungen:  $\approx 20$  kJ/mol
- Dipol-Dipol-Wechselwirkungen:  $\approx 5$  kJ/mol
- Van der Waals-Kräfte: Schwache Kräfte  $\approx 1$  kJ/mol, alle Moleküle

Im Gegensatz zu den **chemischen Bindungen innerhalb eines Moleküls (Hauptvalenzen)**, stellen diese **Kräfte zwischen den Molekülen physikalische Bindungen dar (Nebervalenzen)**.

Sie müssen überwunden werden, um Moleküle aus dem flüssigen Aggregatzustand in den gasförmigen zu überführen.

### 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.

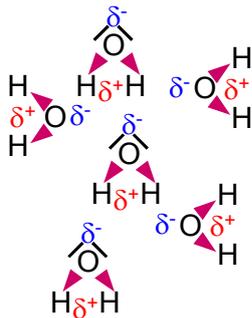


Molekül	Molmasse	Siedepunkt
CH <sub>4</sub>	16 g/mol	-161 °C
NH <sub>3</sub>	17 g/mol	-33 °C
H <sub>2</sub> O	18 g/mol	100 °C

Durch die H-Brückenbindungen steigt der Siedepunkt.

## Dipol-Dipol-Wechselwirkungen

Moleküle mit asymmetrisch angeordneten polaren Bindungen bilden einen **permanenten Dipol** (z. B.  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HF}$ ).  
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

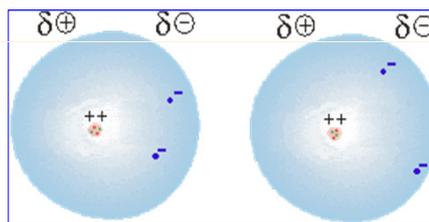
Dipol-Dipol-Kräfte erhöhen Siedepunkt

## Van-der-Waals-Kräfte

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

Sogar zwischen He-Atomen:

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

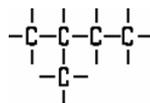


Die Van-der-Waals-Kraft zwischen Molekülen steigt mit ihrer Oberfläche

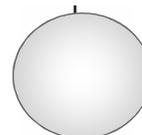
Beispiel:



*Pentan*  
alter Name: *n-Pentan*



*2-Methylbutan*  
alter Name: *Isopentan*



*2,2-Dimethylpropan*  
alter Name: *Neopentan*

Siedepunkt: 36°C

Siedepunkt: 28°C

Siedepunkt: 9,4°C

## Zusammenfassung Bindungsarten/Wechselwirkungen

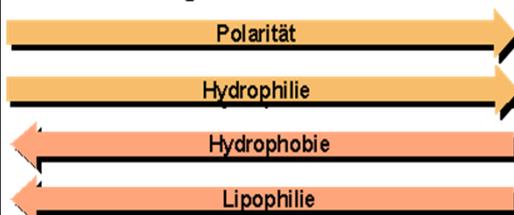
		positiv geladen	negativ geladen
chemisch	Bindungstyp Bind.energie (kJ/mol)		
	Ionenbindung Gitterenthalpie $\approx 1000$	Kationen	Anionen
	Metallbindung	Kationen („Atomrümpfe“)	frei bewegl. Elektronen („Elektronengas“)
physikalisch	Atombindung $\approx 300$ pro Einfachbdg.	Atomkerne	Elektronenhülle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

Anzahl, Stärke und Anordnung der polaren Bindungen im Molekül entscheidet über die Polarität des Lösungsmittels:

KW   Ether   Halogen-KW   Ester   Alkohole   Wasser



Man bezeichnet **polare** Stoffe oder Atomgruppen, die sich gut in Wasser lösen auch als wasser-liebend = **hydrophil**  
Fette sind unpolar und nicht wasserlöslich  $\Rightarrow$  **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)