



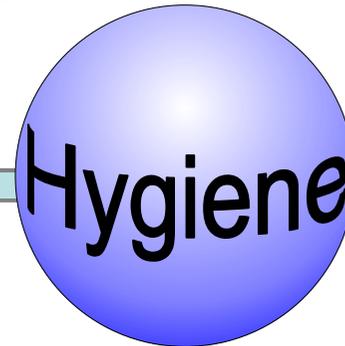
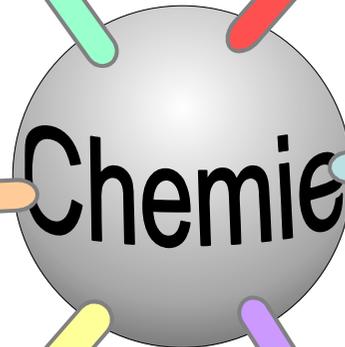
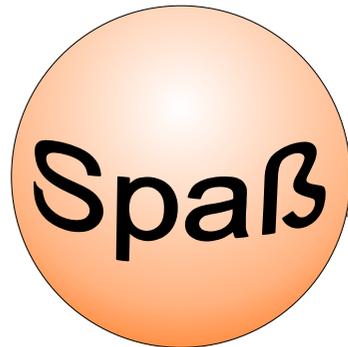
Chemie bestimmt unser Leben:

Zucker,
Eiweiß,
Fett,
Vitamine, etc.



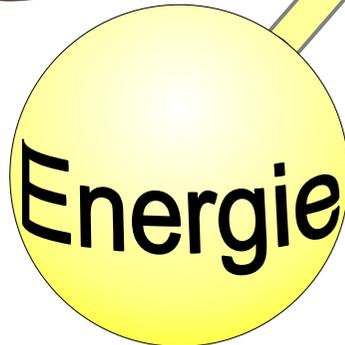
Arzneimittel
Heilmittel
Brillen
Medizintechnik

Spielzeug
Sport-
geräte
Handys



Waschmittel
Putzmittel
Seife
Zahnpasta

Kohle/Gas
Benzin
Batterien



Farben
Teppich
Möbel



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

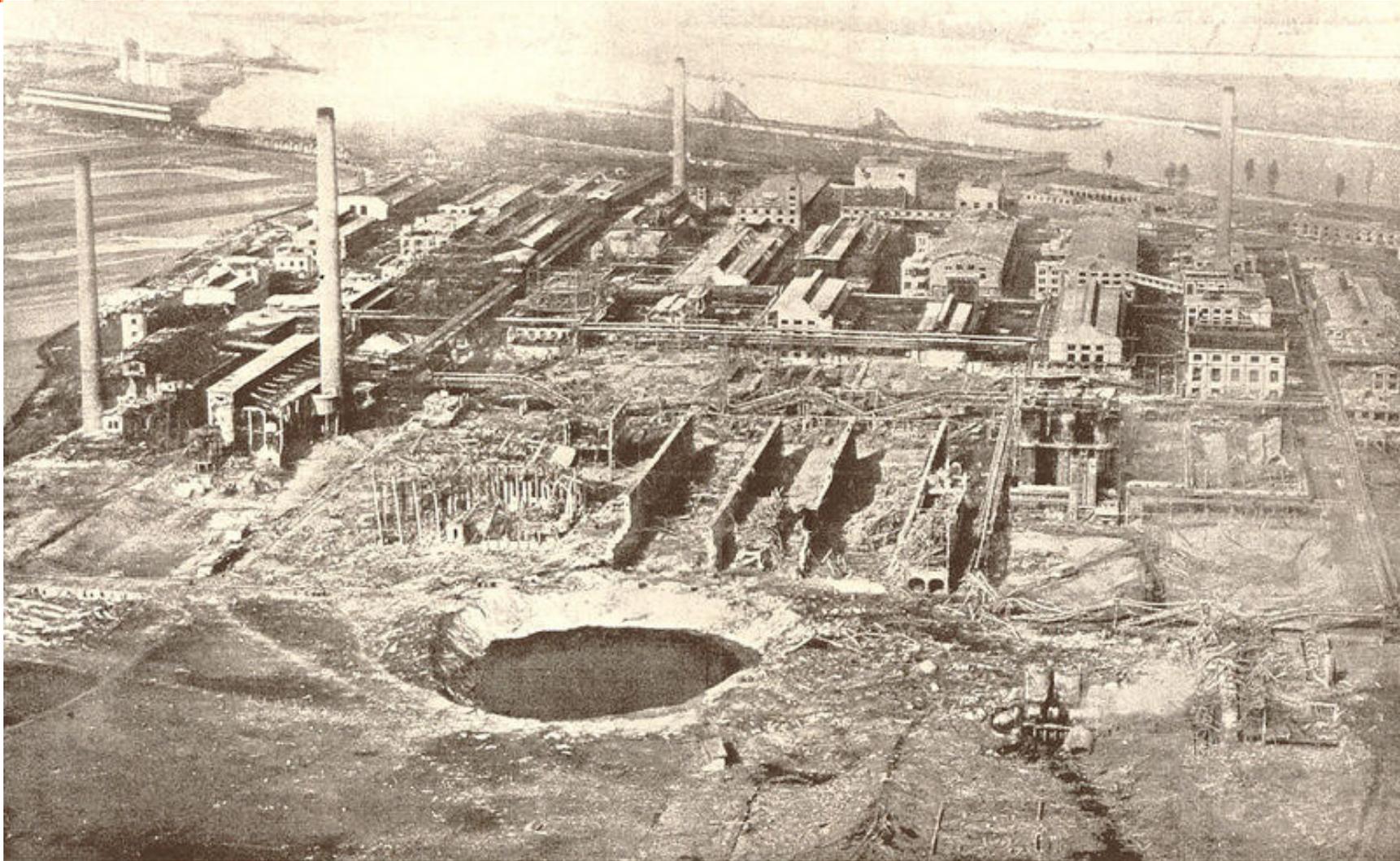
Ressourcen der chemischen Industrie vor 1870:

- Kohle
- Mineralien
- Pflanzenstoffe
- Tierprodukte

Ressourcen der chemischen Industrie von 1870 - ?

- Erdöl





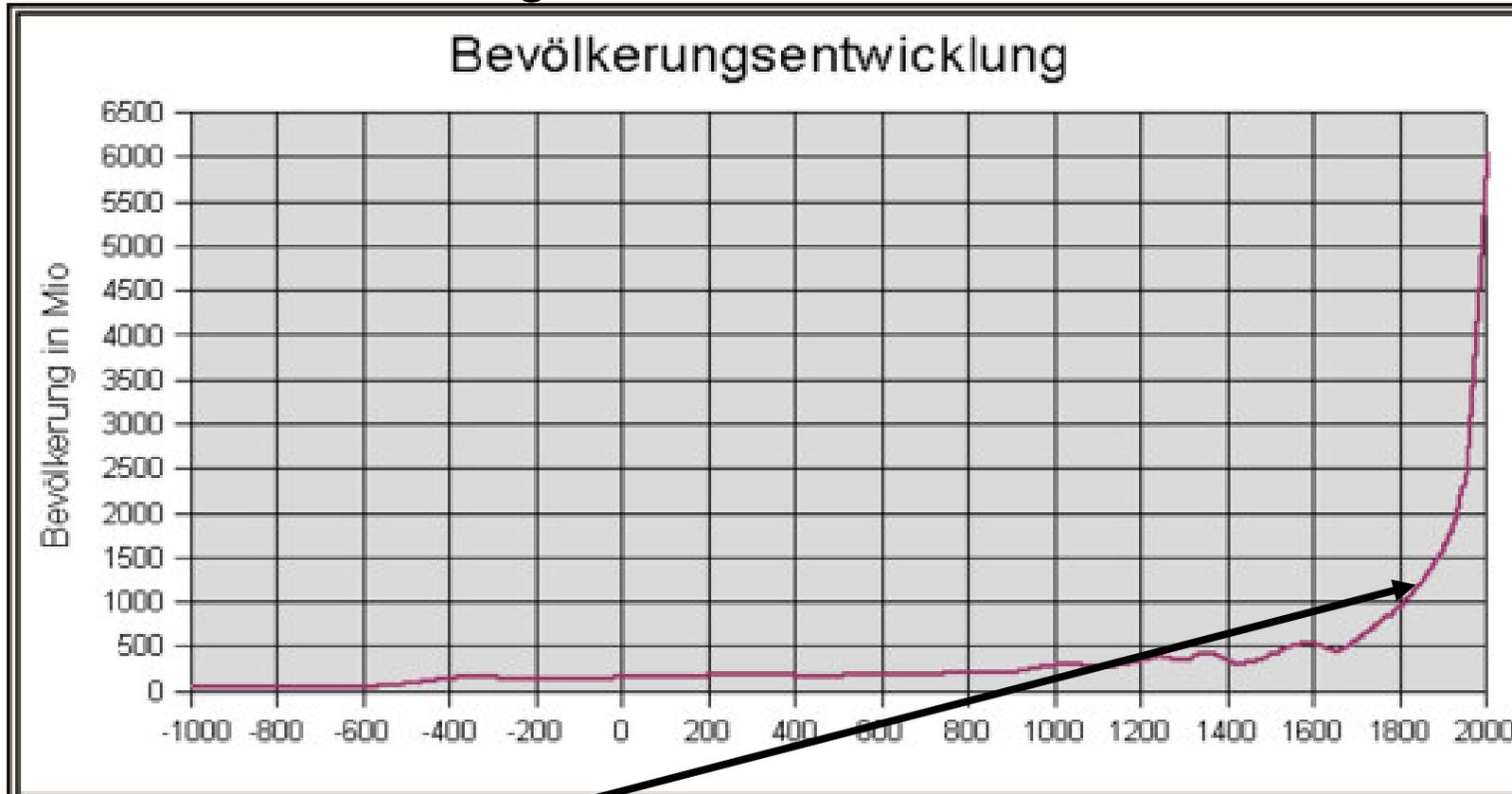
21. Sept. 1921; BASF, Oppau, : Explosion in Düngemittelfabrik:
561 Tote, 2000 Verletzte, 900 Wohnungen zerstört, 100 m Krater



Nutzen der chemischen Industrie Bevölkerungsentwicklung und Chemie



"Natur macht gesund - Chemie macht krank !" ?



Entwicklung der chemische Industrie

- Kunstdünger
- Schädlingsbekämpfung
- Medikamente
- Hygieneartikel



Analytische/Synthetische Chemie



Analytische Chemie:

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

Wikipedia:

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

Synthetische Chemie:

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

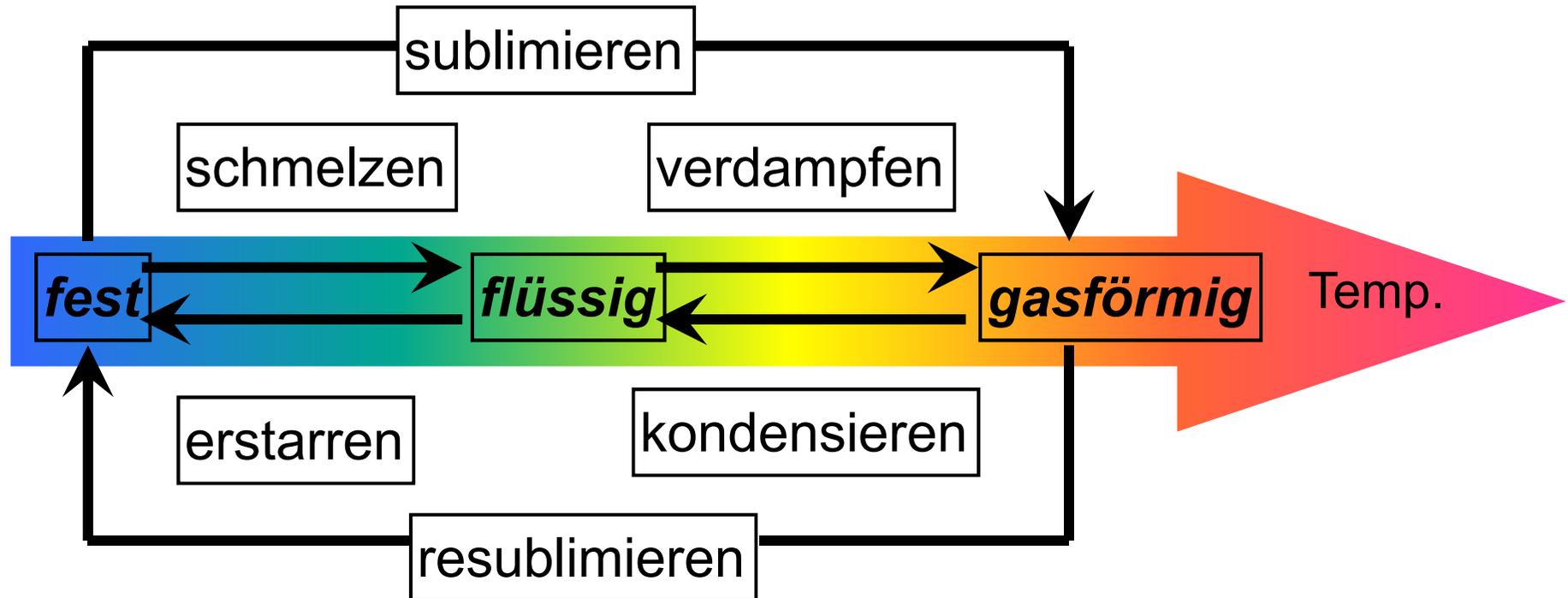


"That's Dr Arnold MOORE. He's conducting an experiment to test the theory that most great scientific discoveries were hit on by accident."

(HOFF, © 1957, The New Yorker Magazine, Inc.)



Stoffe können drei **Aggregatzuständen** vorkommen:

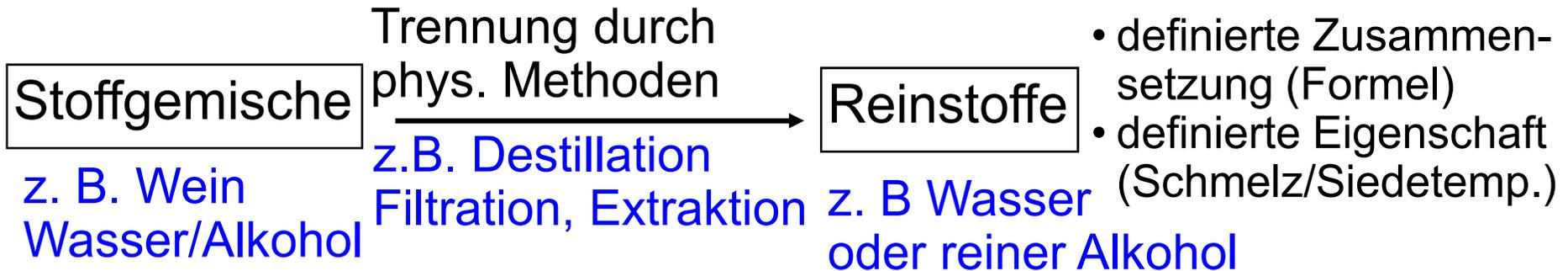


Beispiele für Sublimation: Trockeneis (festes CO_2): -78°C
 Jod: ca. 100°C

Die meisten Feststoffe schmelzen, die meisten Flüssigkeiten verdampfen bei Temperaturerhöhung.
Alle Gase und Flüssigkeiten werden beim Abkühlen irgendwann fest.



Gemische, Reinstoff, Elemente



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)

Aufspaltung durch chem. Methoden
z. B. Elektrolyse

Elemente

aus einer Atomsorte; auch mit chemischen Methoden nicht weiter zerlegbar

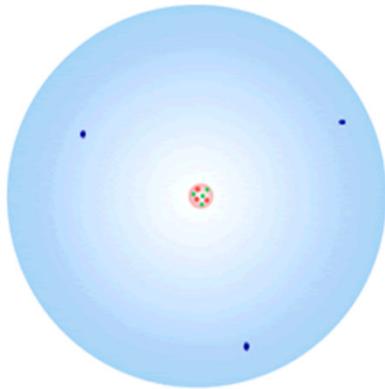
z. B. Wasserstoff (H)
Sauerstoff (O)
Eisen (Fe)



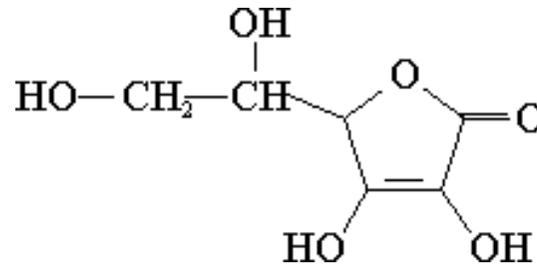
Bedeutung der Chemie für das Leben



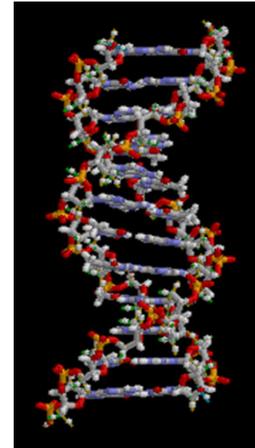
vom Atom



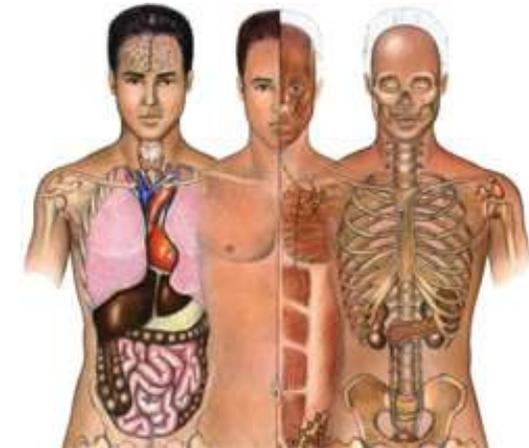
über das Molekül
(es gibt ca. 15 Mio.!)



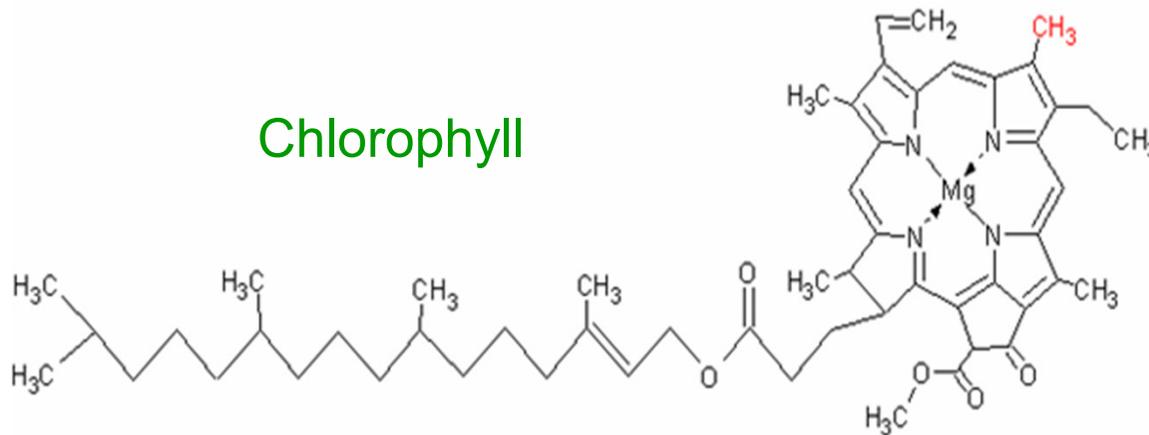
Ascorbinsäure



zum Organismus



Chlorophyll



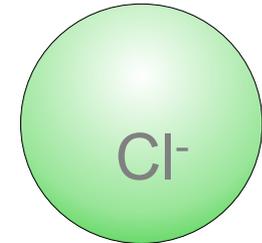
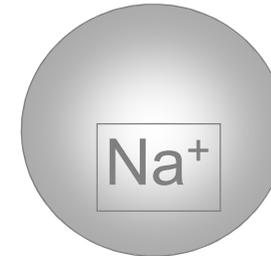
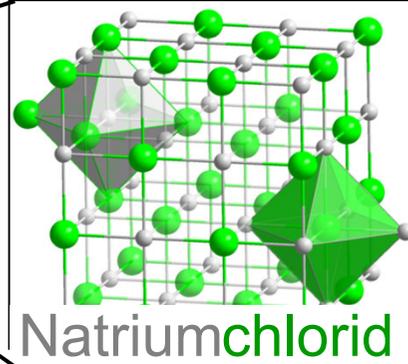


Stoff

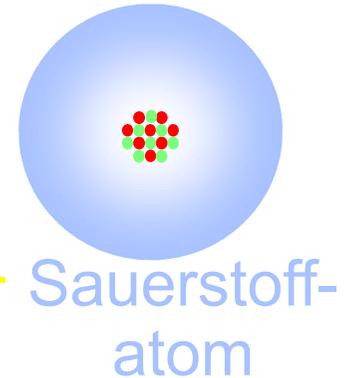
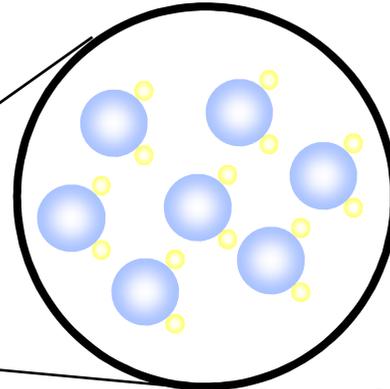
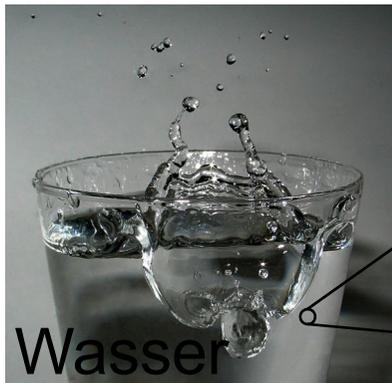
Chemische Verbindung

Atome

fest

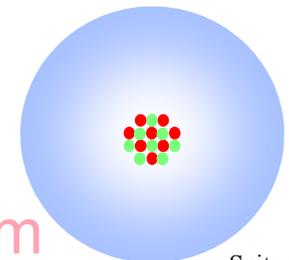
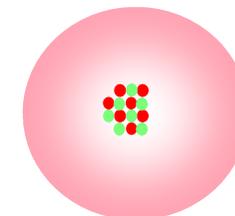
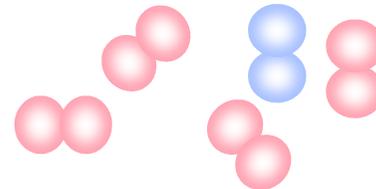


flüssig



gasförmig

Luft





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

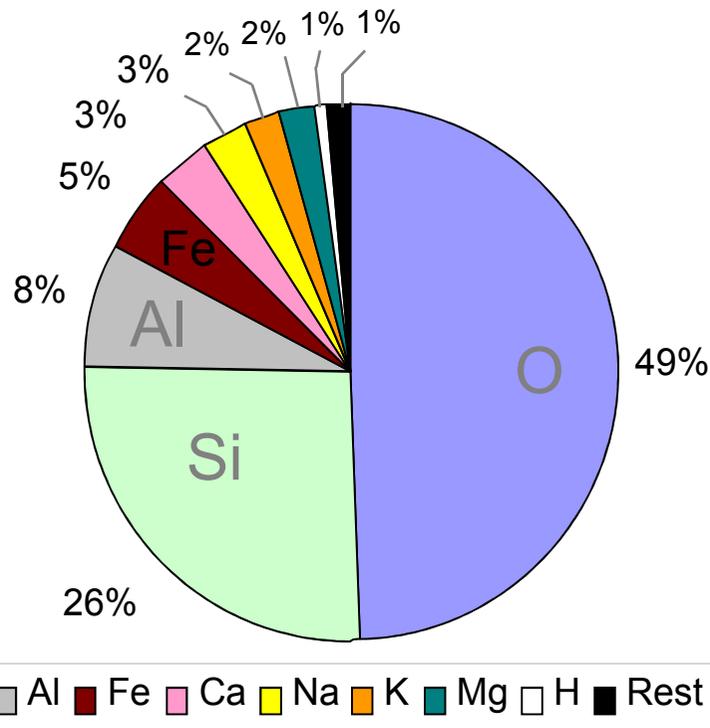
Na	Natrium
Mg	Magnesium
Al	Aluminium
Si	Silizium
P	Phosphor
S	Schwefel
Cl	Chlor
Ar	Argon
K	Kalium
Ca	Calcium

Die ersten zwanzig
Elemente



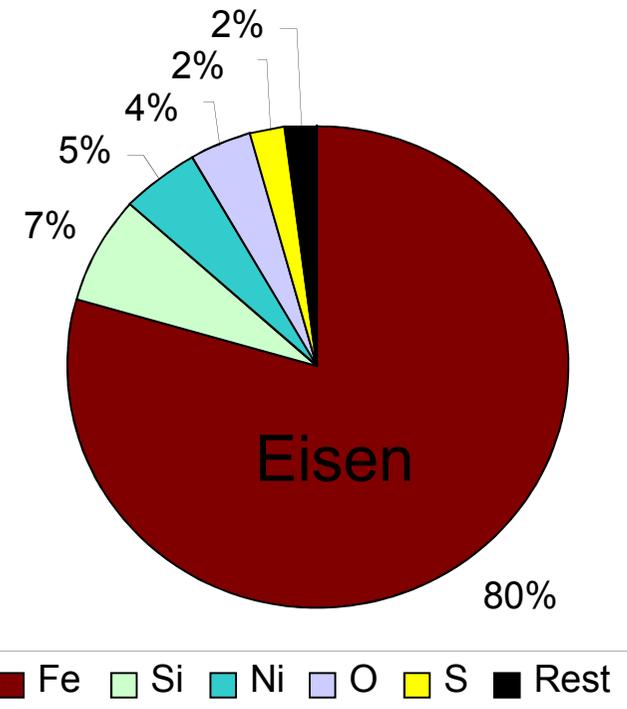
Über 90% der Materie im Weltall ist Wasserstoff (H); am zwei Häufigsten ist Helium (He).

Häufigkeit der Elemente Erdkruste (0-40 km)



Erdmantel (äußere) 3000 km ähnlich.
 Häufigste Verbindungen:
 SiO_2 , 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 \Rightarrow Magnetismus



Abgrenzung Chemie-Physik



Physik: Lehre der Zustandsänderung 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 glühend;

Abkühlen: keine Veränderung

Lichtemission: Physikal. Vorgang.

Letztes Beispiel:

Starkes Abkühlen \Rightarrow Verflüssigung

von Luft; Langsames Erwärmen

(Destillation) \Rightarrow Trennung von

Stickstoff und Sauerstoff

Eigenschaften unverändert.

Verflüssigung, Verdampfen, Destillation, Extraktion sind physikalische Vorgänge

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 Sauerstoff

"verbrennt" Zucker zu

Kohlendioxid und Wasser.

Energie wird frei.

Chemischer Vorgang.

Verbrennung, Oxidation etc. sind chemische Prozesse



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 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

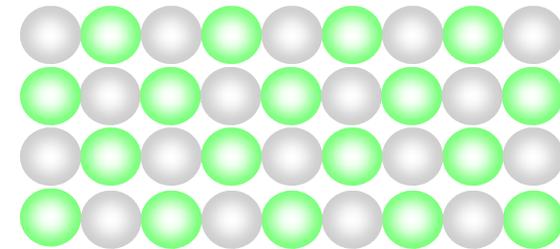
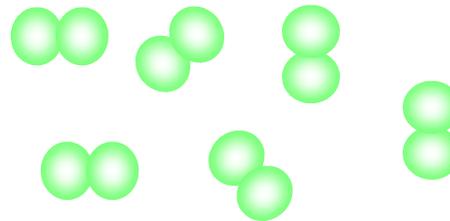
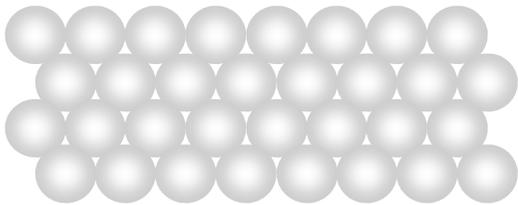
Beispiel: Natriumchlorid



Beispiel:



+

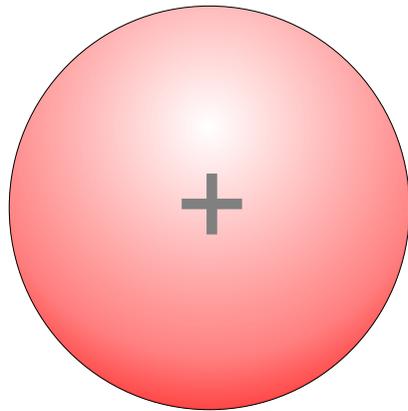


Chemische Reaktion bedeutet eine "Umorganisation" der Atome.
Es entstehen andere chemische Verbindungen
mit vollkommen anderen Eigenschaften

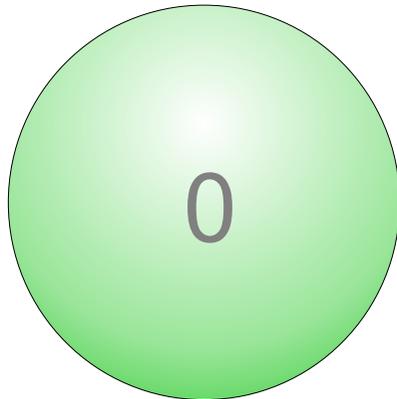
Welcher Stoff reagiert mit welchem anderen Stoff
zu welcher Verbindung und in welchem Verhältnis?



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

Chemische Reaktion

Beispiel: Knallgasreaktion



Wasserstoff (im Ballon) und Sauerstoff (in der Luft) reagieren zu Wasser.

Reaktionsgleichung:



2 Moleküle Wasserstoff reagieren mit einem Molekül Sauerstoff zu 2 Molekülen Wasser.

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.



Edukte (links) und Produkte (rechts) bestehen aus der selben Anzahl der jeweiligen Atomsorte. Materie entsteht nicht und geht nicht verloren.



Fragestellung bei chemischen Reaktionen



Aufklärung der chemischen Reaktion:

- qualitativ: Was reagiert mit wem zu welchem Produkt?
Warum verbinden sich Wasserstoff- und Sauerstoffatome im Wasser im Verhältnis 2:1 (Stöchiometrie), Natriumatome und Chloratome im Kochsalz aber 1:1?
- quantitativ: Wie viel Ausgangsstoffe (Edukte) muss man jeweils einsetzen und wie viel Produkt bekommt man?

"Wie viel" in Gramm, Liter oder Atome bzw. Moleküle?
Achtung: die Atome bzw. Moleküle sind unterschiedlich schwer!

Das Periodensystem Elementvorhersage von Mendelejew



Reihen	Gruppe I. R ² O	Gruppe II. RO	Gruppe III. R ² O ³	Gruppe IV. RH ⁴ RO ²	Gruppe V. RH ³ R ² O ⁵	Gruppe VI. RH ² RO ³	Gruppe VII. RH R ² O 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	—	— — — —



Dimitri Mendelejew
Periodensystem
(1869)

Eigenschaften von Gallium (Ga)

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





Das Periodensystem der Elemente (PSE)



Periodensystem der Elemente

Periodensystem der Elemente																		
Legende																		
Ordnungszahl 78 Name Platin Atomgewicht 195,09 u Elektronenhüllen 2/8/18/32/17/1	Symbole Pt	Ordnungszahl schwarz = nicht radioaktiv gelb = radioaktiv	Serie Alkalimetalle Erdalkalimetalle Übergangsmetalle Lanthanoide Actinoide	Metalle Halbmetalle Nichtmetalle Halogene Edelgase	durchgehend = natürliche Elemente schraffiert = künstliche Elemente													
Gruppe																		
1	2	3-12										13	14	15	16	17	18	
1 H Wasserstoff 1,0079 u 1																	2 He Helium 4,0026 u 2	
3 Li Lithium 6,941 u 2/1	4 Be Beryllium 9,0122 u 2/2												5 B Bor 10,81 u 2/3	6 C Kohlenstoff 12,011 u 2/4	7 N Stickstoff 14,007 u 2/5	8 O Sauerstoff 15,999 u 2/6	9 F Fluor 18,998 u 2/7	10 Ne Neon 20,179 u 2/8
11 Na Natrium 22,99 u 2/8/1	12 Mg Magnesium 24,305 u 2/8/2												13 Al Aluminium 26,982 u 2/8/3	14 Si Silicium 28,086 u 2/8/4	15 P Phosphor 30,974 u 2/8/5	16 S Schwefel 32,06 u 2/8/6	17 Cl Chlor 35,453 u 2/8/7	18 Ar Argon 39,948 u 2/8/8
19 K Kalium 39,098 u 2/8/8/1	20 Ca Calcium 40,08 u 2/8/8/2	21 Sc Scandium 44,956 u 2/8/9/2	22 Ti Titan 47,90 u 2/8/10/2	23 V Vanadium 50,942 u 2/8/11/2	24 Cr Chrom 51,996 u 2/8/13/1	25 Mn Mangan 54,938 u 2/8/13/2	26 Fe Eisen 55,847 u 2/8/14/2	27 Co Kobalt 58,933 u 2/8/15/2	28 Ni Nickel 58,71 u 2/8/16/2	29 Cu Kupfer 63,546 u 2/8/18/1	30 Zn Zink 65,38 u 2/8/18/2	31 Ga Gallium 69,735 u 2/8/18/3	32 Ge Germanium 72,59 u 2/8/18/4	33 As Arsen 74,922 u 2/8/18/5	34 Se Selen 78,966 u 2/8/18/6	35 Br Brom 79,904 u 2/8/18/7	36 Kr Krypton 83,80 u 2/8/18/8	
37 Rb Rubidium 85,458 u 2/8/18/8/1	38 Sr Strontium 87,62 u 2/8/18/8/2	39 Y Yttrium 88,906 u 2/8/18/9/2	40 Zr Zirkonium 91,22 u 2/8/18/10/2	41 Nb Niob 92,906 u 2/8/18/12/1	42 Mo Molybdän 95,94 u 2/8/18/13/1	43 Tc Technetium 98,91 u 2/8/18/13/2	44 Ru Ruthenium 101,07 u 2/8/18/15/1	45 Rh Rhodium 102,91 u 2/8/18/16/1	46 Pd Palladium 106,4 u 2/8/18/18/0	47 Ag Silber 107,87 u 2/8/18/18/1	48 Cd Cadmium 112,41 u 2/8/18/18/2	49 In Indium 114,82 u 2/8/18/18/3	50 Sn Zinn 118,69 u 2/8/18/18/4	51 Sb Antimon 121,75 u 2/8/18/18/5	52 Te Tellur 127,60 u 2/8/18/18/6	53 I Iod 126,90 u 2/8/18/18/7	54 Xe Xenon 131,30 u 2/8/18/18/8	
55 Cs Cäsium 132,91 u 2/8/18/18/8/1	56 Ba Barium 137,33 u 2/8/18/18/8/2	57-71 siehe unten	72 Hf Hafnium 178,49 u 2/8/18/32/10/2	73 Ta Tantal 180,95 u 2/8/18/32/11/2	74 W Wolfram 183,85 u 2/8/18/32/12/2	75 Re Rhenium 186,21 u 2/8/18/32/13/2	76 Os Osmium 190,2 u 2/8/18/32/14/2	77 Ir Iridium 192,22 u 2/8/18/32/15/2	78 Pt Platin 195,09 u 2/8/18/32/17/1	79 Au Gold 196,97 u 2/8/18/32/18/1	80 Hg Quecksilber 200,59 u 2/8/18/32/18/2	81 Tl Thallium 204,37 u 2/8/18/32/18/3	82 Pb Blei 207,19 u 2/8/18/32/18/4	83 Bi Wismut 208,98 u 2/8/18/32/18/5	84 Po Polonium 208,98 u 2/8/18/32/18/6	85 At Astatin (210 u) 2/8/18/32/18/7	86 Rn Radon (222 u) 2/8/18/32/18/8	
87 Fr Francium (223 u) 2/8/18/32/18/8/1	88 Ra Radium 226,03 u 2/8/18/32/18/8/2	89-103 siehe unten	104 Rf Rutherford. (261 u) 2/8/18/32/32/10/2	105 Ha Hahnium (262 u) 2/8/18/32/32/11/2	106 Sg Seaborgium (263 u) 2/8/18/32/32/12/2	107 Bh Bohrium (262 u) 2/8/18/32/32/13/2	108 Hs Hassium (265 u) 2/8/18/32/32/14/2	109 Mt Meitnerium (266 u) 2/8/18/32/32/15/2	110 Ds Darmstadt (269 u) 2/8/18/32/32/17/1	111 Rg Röntgenium (272 u) 2/8/18/32/32/18/1	112 Uub Ununbium (277 u) 2/8/18/32/32/18/2	113 Uut Ununtrium (287 u) 2/8/18/32/32/18/3	114 Uuq Ununquad. (289 u) 2/8/18/32/32/18/4	115 Uup Ununpent. (288 u) 2/8/18/32/32/18/5	116 Uuh Ununhex. (289 u) 2/8/18/32/32/18/6			

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.



H	Metalle																Nichtmetalle					He	Edelgase
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne						
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar						
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr						
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						

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



Alkalimetalle												Edelgase					
		Erdalkalimetalle										Halogene					
												Chalkogene					
H		Übergangsmetalle										B	C	N	O	F	He
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar
Na	Mg											Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg						
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	



	1	2		13	14	15	16	17	18
	I	II		III	IV	V	VI	VII	VIII
1.	1 H								2 He
2.	3 Li	4 Be		5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3.	11 Na	12 Mg		13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4.	19 K	20 Ca	Nebengruppe	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5.	37 Rb	38 Sr		49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6.	55 Cs	56 Ba		81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 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 Erdkrinde.

IV. Kohlenstoffgruppe: C, Si, Ge = NiMe
Sn, Pb Met.; untersch. Eigenschaften.
Si häufig in Erdkrinde (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, lebenswichtig: Wasser/Luft (20%).
S gelb, fest NiMe; Se, Te, Po auch met.

VII. Halogene: alle NiMe
F/Cl (gas), Br (fl.), I (fest)
reaktiv; Salzbildner

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



Kontrollfragen/-aufgaben



- Mit welchen Methoden lassen sich Stoffgemische trennen?
- Was sind Reinstoffe? Was sind Elemente? Was Verbindungen?
- Woraus besteht Luft hauptsächlich?
- Welches sind die drei häufigsten Elemente in der Erdkruste?
- Nennen Sie die ersten 10 Elemente.
- Nennen Sie 10 Metalle und 8 Nichtmetalle.
- Nennen Sie 2 Halogene, 2 Alkalimetalle, 2 Edelgase
- Aus welchen Elementen ist Kochsalz aufgebaut?



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. Alkali	II. Erdalkali	III.	IV.	V.	VI. Chalkogene	VII. Halogene	VIII. Edelgase
1.	H							He
2.	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3.	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4.	K	Ca					Br	Kr
Bindigkeit:	1	2	3	oft 4	oft 3	meist 2	1	0

Zweibindiger Sauerstoff (O) bindet zwei einbindige Wasserstoff (H)=H₂O

In welchem
Verhältnis
verbinden sich
die jeweiligen
Elementpaare?

Na	F
Ca	Cl
K	O
Li	S
H	S

C	H
C	O
Al	Br
Mg	F

N	H
Na	He
Al	S
Be	O

Woher kommt
die unter-
schiedliche
Bindigkeit?



Prousts Gesetz der konstante Proportionen (1794):

Elemente kommen in einer chemischen Verbindung immer im gleichen Massenverhältnis vor. z. B. Natriumchlorid: $\text{Na}:\text{Cl} = 23:35 = 1:1,54$

Daltons Gesetz der multiplen Proportionen (1803):

Die Massenanteile von zwei Elementen in *verschiedenen* Verbindungen können durch kleine, ganze Zahlen ausgedrückt werden.

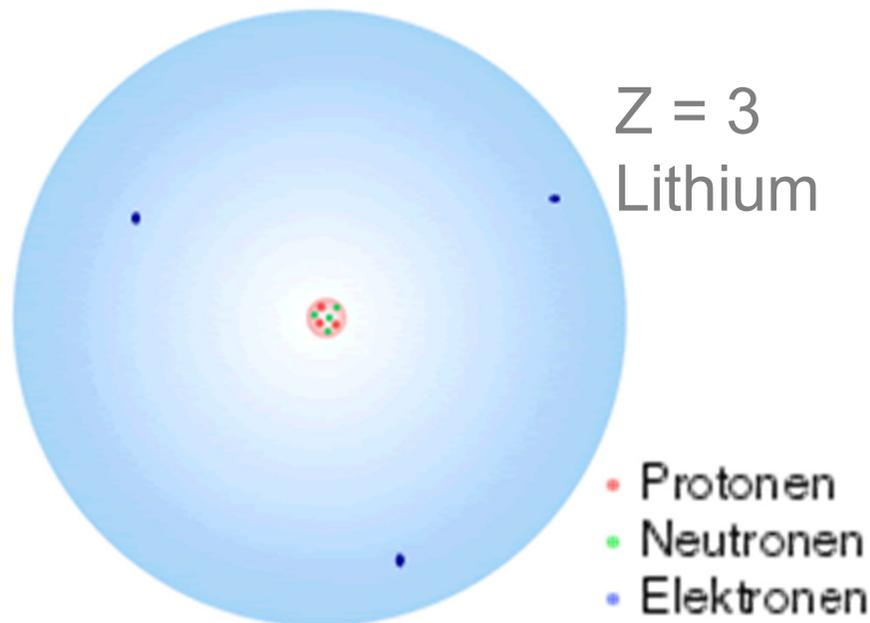
Z. B.: Kohlenmonoxid $m_{\text{C}}:m_{\text{O}}=1:1,33$; Kohlendioxid $m_{\text{C}}:m_{\text{O}}=1:2,66$
 $m_{\text{O}}(\text{Kohlenmonoxid}):m_{\text{O}}(\text{Kohlendioxid}) = 1:2 \Rightarrow \text{CO}$ und CO_2

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.



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:

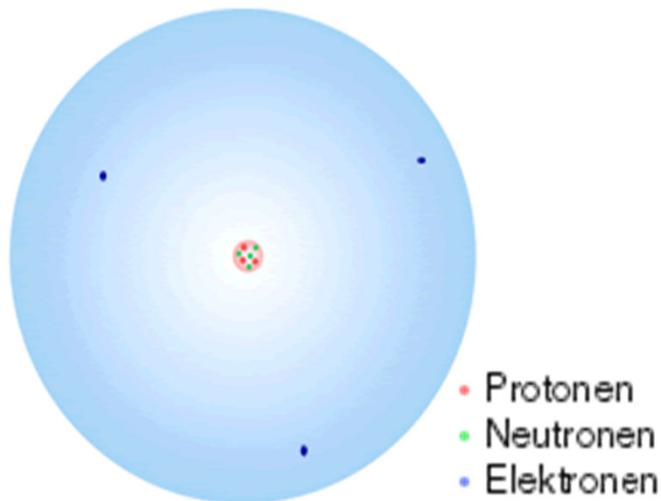
Kern: winzig, schwer, positiv Hülle: "größer", leicht, negativ



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



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 *Elementsymbol*

Beispiel: Lithium 7_3Li

Elementname	Protonen Z	Neutronen N	Symbol
Wasserstoff	1	0	1_1H
Kohlenstoff	6	6	${}^{12}_6C$
Uran	92	146	${}^{238}_{92}U$



Aufgabe zu Atombau:

Die folgende Tabelle ist zu ergänzen:

Element symbol	Ordnungs-zahl	Massenzahl	Zahl der Protonen	Zahl der Neutronen	Zahl der Elektronen
H	1	1	1	0	1
He	2	4	2	2	2
Li	3	7	3	4	3
F	9	19	9	10	9
Fe	26	56	26	30	26
Au	79	197	79	118	79

Hilfe:

Ordnungszahl = Protonenzahl = Elektronenzahl

Atommassezahl = Protonenzahl + Neutronenzahl



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}Cl : 75,7%

- ^{37}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}F Fluor

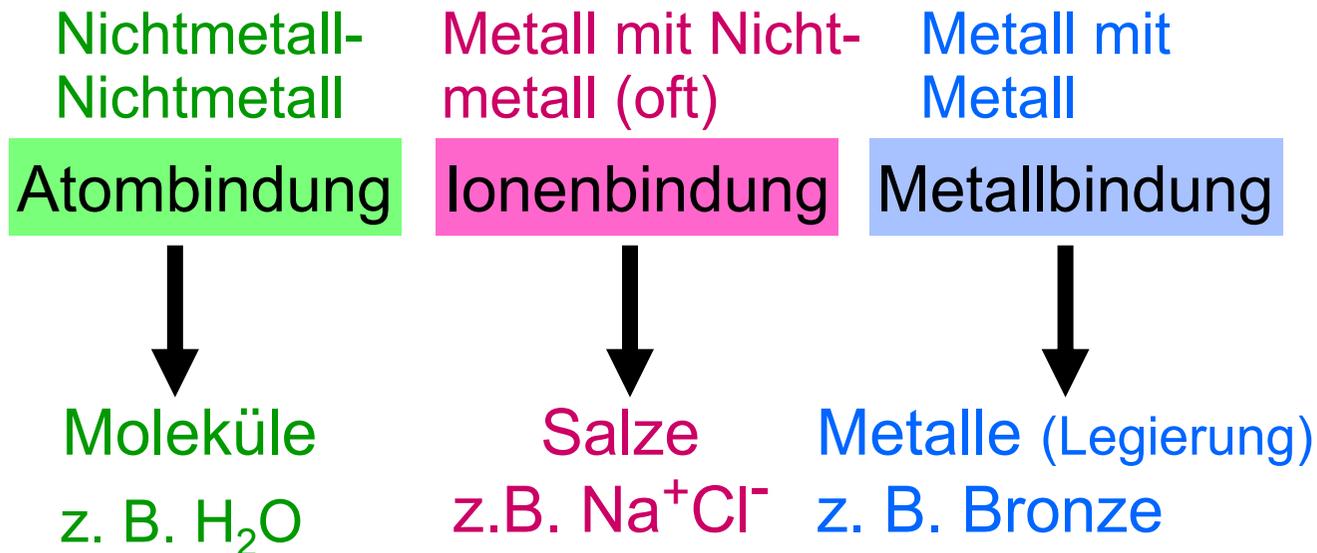


Wenn Atome chemische Verbindungen eingehen, dann ändern sich ihre chemischen und physikalischen Eigenschaften.

Beispiel:

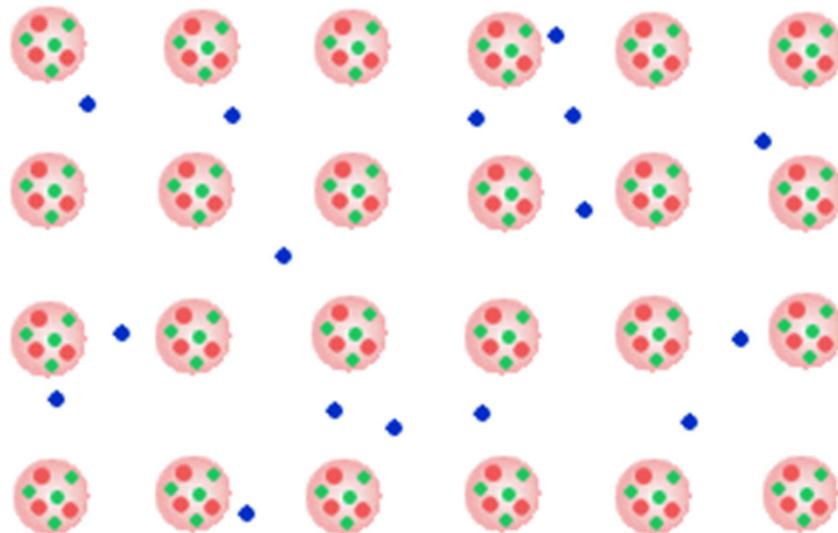


Arten der chemischen Bindung:





In Metallen ordnen sich die Atome regelmäßig an. Die Atomkerne nehmen einen festen Platz ein. Die Außenelektronen bewegen sich frei zwischen den Atomrümpfen (\Rightarrow "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

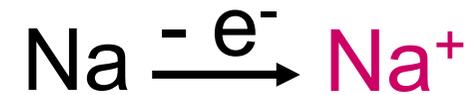


Ionenbindung (Salzbindung) Ionisierung

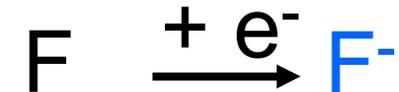


Wenn Atome Elektronen aufnehmen oder abgeben, entstehen Ionen:

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



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



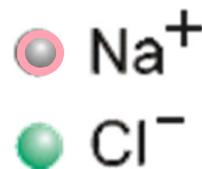
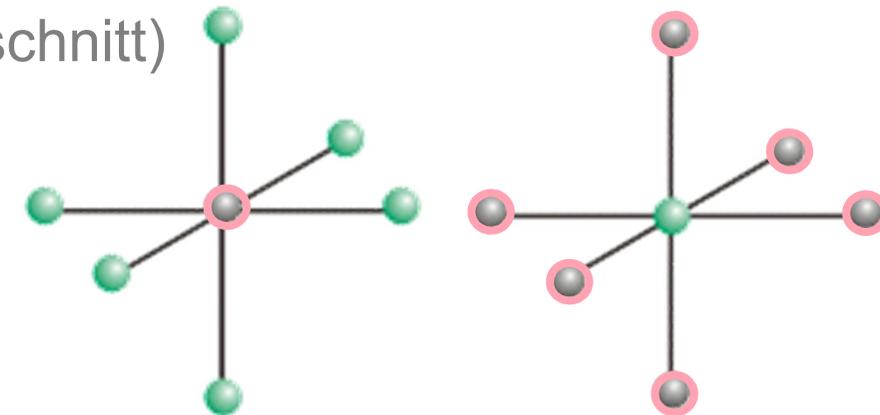
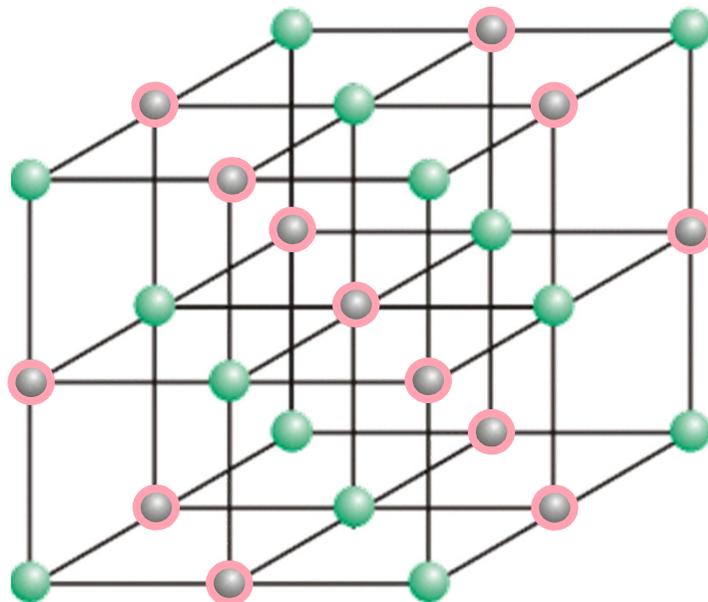
Kernladungszahl ändert sich nicht. Masse ändert sich nicht wesentlich.

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.

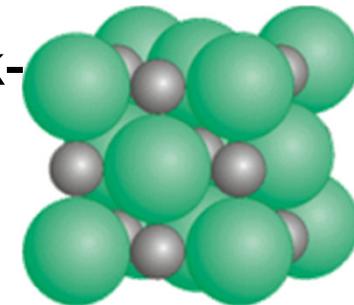


Salze sind Feststoffe, die aus Ionen bestehen (Ionenbindung). Kationen (+) und Anionen (-) ziehen sich durch **elektrostatische Kräfte** an. Dadurch entsteht ein **Ionengitter**, in dem die Ionen in **regelmäßiger Reihenfolge** angeordnet sind. Solche Ionenkristalle haben sehr hohe Schmelzpunkte.

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



Mit Berücksichtigung der Ionenradien





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: $\{x \cdot A^{y+} \ y \cdot B^{x-}\} = A_x B_y$ ← Summenformel

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	Na ⁺	Br ⁻	NaBr	{Na ⁺ Br ⁻ }	Natriumbromid
K	S	K ⁺	S ²⁻	K ₂ S	{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 ₂ O ₃	{2Al ³⁺ 3O ²⁻ }	Aluminiumoxid



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
H 2,20							He
Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10	Ne
Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,06	S 2,44	Cl 2,83	Ar
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74	Kr
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- (I. HG) und Erdalkalimetalle (II. HG) elektropositiv. \Rightarrow Ionenbindungen zu Halogenen (7. HG) und Chalkogenen (6. HG) wichtig:
 $\text{Hal} > \text{O} \gg \text{C} > \text{H}$

Je größer EN-Differenz desto polarer die Bindung; $\Delta\text{EN} > 1,7 \Rightarrow$ ionisch

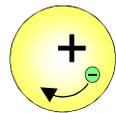
Verbindungen zwischen **Alkali-/Erdalkalimetallen** und **Chalkogenen** bzw. **Halogenen** sind ionisch.



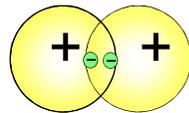
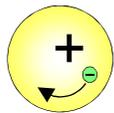
Atombindung = kovalente Bindung



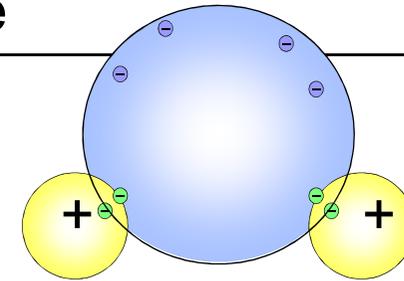
Atome mit kleiner EN-Differenz bilden **gemeinsames Elektronenpaar** aufgrund der ähnlich starken Anziehungskräfte auf die Elektronen. Elektronenhüllen zweier Atome überlappen \Rightarrow **Atombindung = kovalente Bindung.** \Rightarrow Moleküle



H-Atome



H₂-Molekül



Beispiele:

Verbindung

Summenformel

Strukturformel

Wasserstoff

H₂

H:H

H-H

Fluorwasserstoff

HF

H-F:

H-F*

Wasser

H₂O

* H immer kovalent gebunden, da kein freies H⁺ (=Elementarteilchen)

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

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



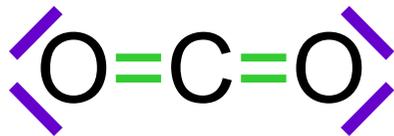
Doppelbindung



Neben der einfachen Atombindung aus einem Elektronenpaar treten manchmal auch **Doppelbindungen** auf, die aus zwei Elektronenpaaren (also 4 Elektronen) bestehen. Sie wird durch zwei parallele Striche dargestellt.

Solche Doppelbindungen werden besonders von den Atomen des Kohlenstoff und Sauerstoff gebildet.

Beispiel: Kohlendioxid

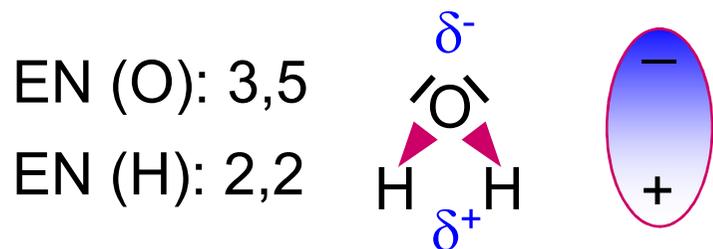
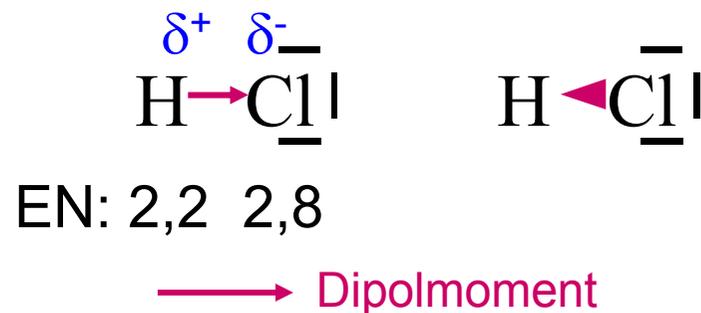


Überprüfen Sie die Zahl der Valenzelektronen des Kohlenstoff und des Sauerstoff, die Bindungen oder freie Elektronenpaare bilden.

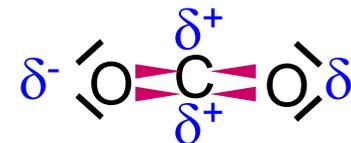
Überprüfen Sie ob die Kohlenstoff- und Sauerstoffatome die Oktettregel erfüllen, wenn man ihnen jeweils alle Bindungselektronen zurechnet.



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**.



Wassermolekül: polar, gewinkelt
 \Rightarrow **Dipol**



Kohlendioxid: etwas polar,
aber symmetrisch \Rightarrow kein Dipol



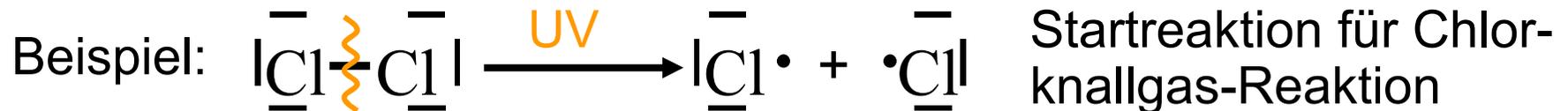
Chemische Bindungen können durch den Einfluss von Energie (Wärme, Strahlung, etc.) gespalten werden.

Häufig reagieren die Spaltprodukte danach weiter.

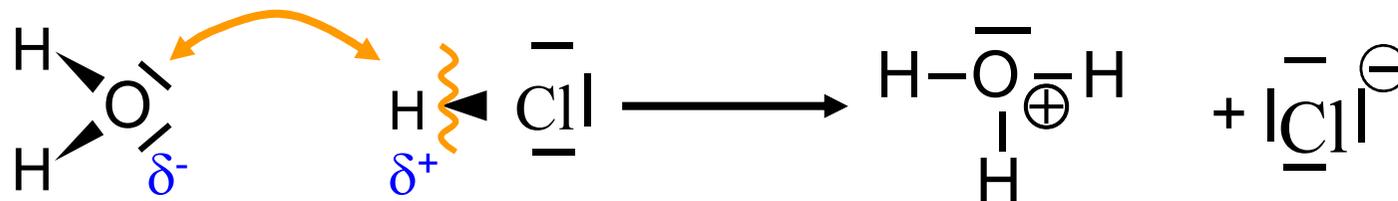
Man unterscheidet:

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.



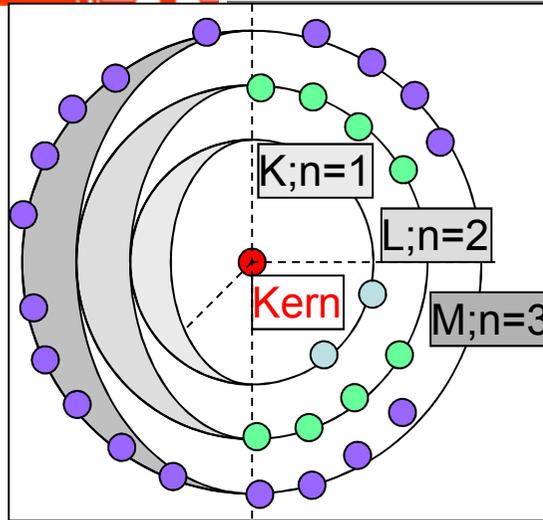
Heterolyse: Spaltung einer polaren Atombindung in Kation + Anion :



Ein Proton H^+ wird übertragen (später Säure-Base-Reaktion)



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.

Schale	Haupt-Qz n	Elektronenzahl
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.



Niels Bohr,
dän. Phys.
Atommodell 1913
Nobelpreis 1922



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!



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 (VIII. HG), 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.

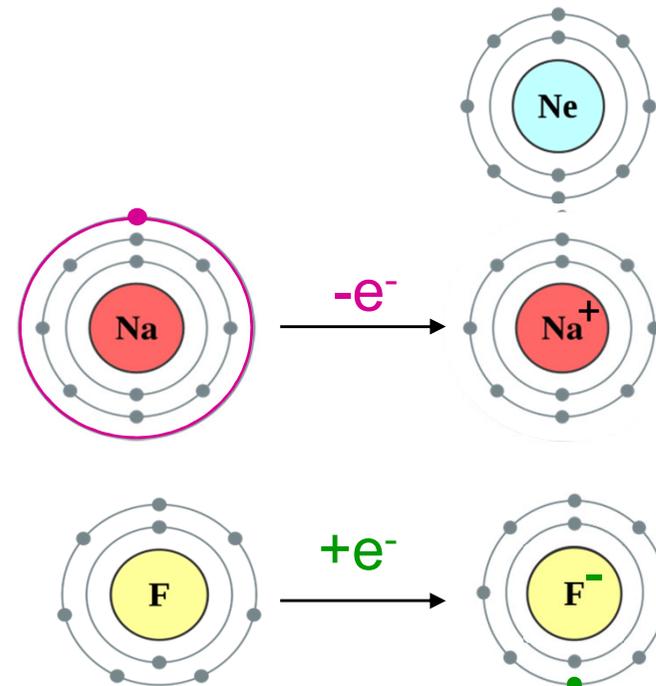
Die Atome der anderen Elemente können ihre Energie verringern durch Elektronenabgabe oder – aufnahme in chemischer Reaktion.



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.

Edelgas-
konfiguration:

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

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

Ähnliches geschieht, wenn Calcium (${}_{20}\text{Ca}$, Erdalkali) zwei e^- abgibt und zum 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).



Valenzelektronenkonfiguration und Periodensystem



Gruppe⇒ Periode ↓	I. Alkali	II. Erdalkali	III.	IV.	V.	VI. Chalkogene	VII. Halogene	VIII. Edelgase
1.	H							He
2.	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3.	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4.	K	Ca					Br	Kr

Valenzelektronen: 1 2 3 4 5 6 7 8

In welchem Verhältnis
binden sich die
Elementpaare?
Ist die Bindung
ionisch oder
kovalent?

H	Br
Ca	Cl
Na	O
Rb	Cl
H	S

Si	Br
C	S
Al	F
Mg	O

N	Cl
Na	Ne
Al	O
P	H



Gängige Moleküle und Verbindungen



Nichtmetalle bilden miteinander Moleküle aus über Atombindungen

Welche Verbindungen (Strukturformel) bildet Wasserstoff mit:

- Fluor, Chlor, Brom, Iod?
- Sauerstoff, Schwefel, Stickstoff, Phosphor, Kohlenstoff?

Welche Verbindungen (Strukturformel) bildet

- Kohlenstoff mit Chlor?
- Stickstoff mit Brom?

Aufstellen von Reaktionsgleichungen

Stöchiometrische Faktoren



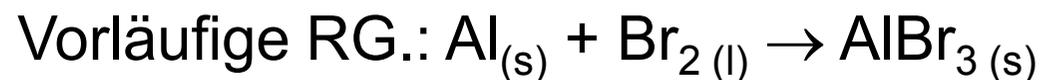
Wasserstoff reagiert mit Sauerstoff zu Wasser.



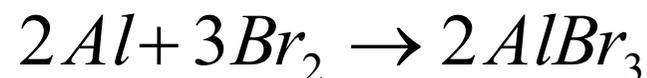
2 Moleküle Wasserstoff reagieren mit 1 Moleküle Sauerstoff zu 2 Molekülen Wasser



Aluminium wird mit Brom umgesetzt zu Aluminiumbromid:



Brom zweiatomig,
Aluminiumion 3-wertig,
Bromid 1-wertig

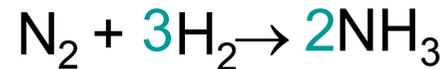




Weitere Reaktionsgleichungen



Stickstoff reagiert mit
Wasserstoff zu Ammoniak



Berücksichtigen Sie die molekulare Struktur von Stick- und Wasserstoff

Die **stöchiometrischen Faktoren**, d. h. die molaren Verhältnisse, in denen Stickstoff und Wasserstoff mit einander reagieren und in dem Ammoniak entsteht, ergeben sich aus der molekularen Zusammensetzung des Ammoniak

1 Molekül Stickstoff reagiert mit 3 Molekülen Wasserstoff zu 2 Molekülen Ammoniak



Exkurs: Chemisches Rechnen

Welche Größen und Einheiten kennen Sie?

(Übungszettel)



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	$\text{N} = \text{kg} \cdot \text{m}/\text{s}^2$
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; $M = m/n$	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; $\Delta S = \Delta H/T$	$\text{kJ}/\text{mol} \cdot \text{K}$



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	$M(\text{Li}) = 7 \text{ g/mol}$
$\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ u}$	$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$
$\text{H}_2 = 2 \text{ u}$	$M(\text{H}_2) = 2 \text{ g/mol}$
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ u}$	$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ g/mol}$

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



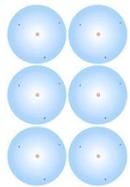
Veranschaulichung des Mol



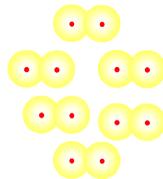
Die Stoffmenge 1 Mol enthält immer die gleiche Teilchenzahl, die Loschmidtsche bzw. Avogadrosche Zahl oder Avogadrokonstante N_A :

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

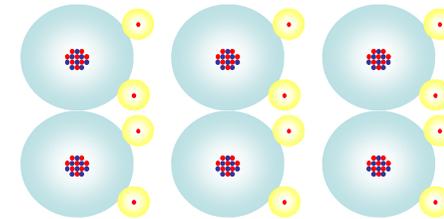
Darstellung: Ein Teilchen = 10^{23} Teilchen



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



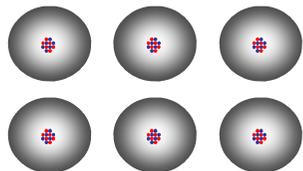
1 mol Wasserstoff
 $6 \cdot 10^{23}$ Moleküle
(2 g)



Wie viel wiegt
1 mol Wasser?

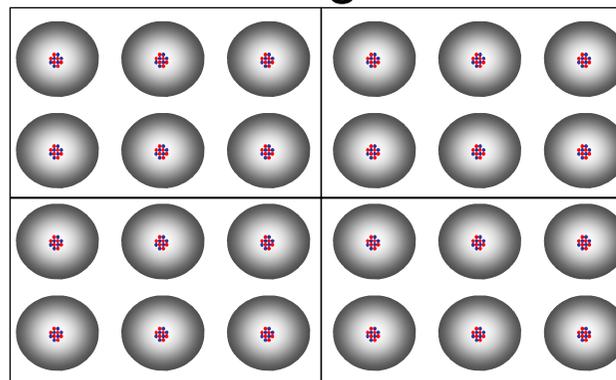
1 mol Wasser
 $6 \cdot 10^{23}$ Moleküle
(2+16 = 18 g)

und 1 mol C ?



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

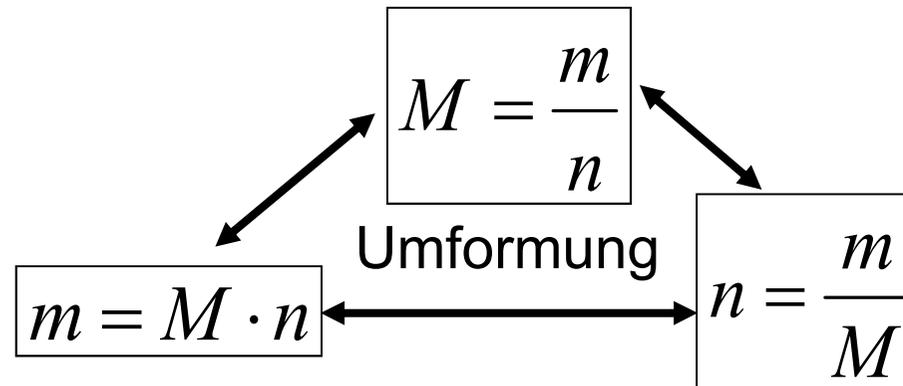
Wie viel wiegen 4 mol Kohlenstoff?



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



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:



Beispiele:

Wie viel Gramm wiegen 0,2 mol Glucose?

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

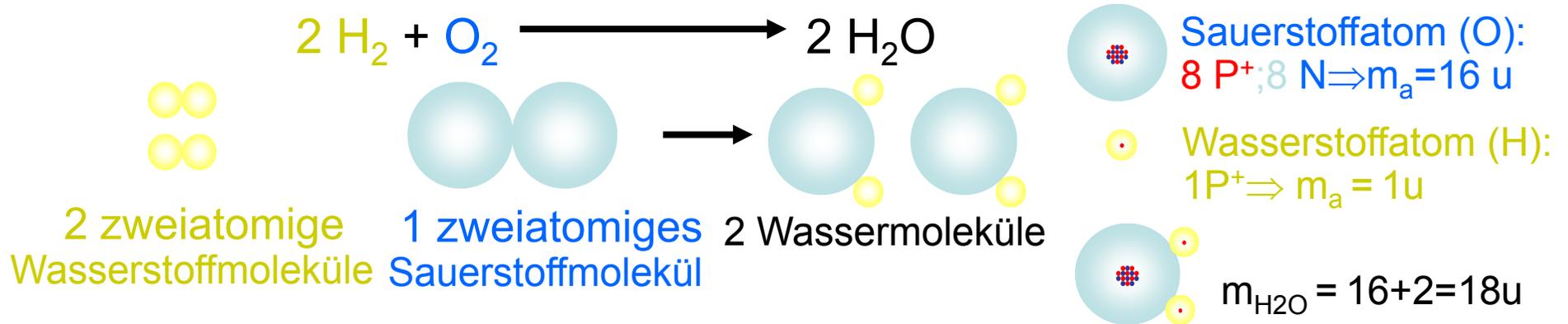
5,85 g Kochsalz (NaCl) entsprechen wie viel Mol?

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

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



Veranschaulichung Stöchiometrie und Molare Massen



Ein Wassermolekül (H_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: $M(\text{H}_2) = 2 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 36 \text{ g/mol}$

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

Erhaltung der Masse!



Die Lösung



Eine Lösung ist ein homogenes Gemisch aus zwei oder mehr verschiedenen Stoffen.

Geben Sie Beispiele für Lösungen!

Nicht-homogene = Heterogene Gemische haben unterschiedliche Phasen mit unterschiedlichen Eigenschaften an verschiedenen Stellen (Nicht aufgelöster Zucker in Caipi, Kaffeebodensatz etc.)

Durch das Lösen eines Stoffes in einem Lösungsmittel verändert sich seine Eigenschaft (z. B. man sieht ihn nicht mehr),
Die Lösung hat andere Eigenschaften, als das reine Lösungsmittel



Massenkonzentration



Wie kann man erreichen, dass der Kaffee immer gleich süß ist?

Die Massenkonzentration gibt an, wie viel Masse (g) eines Stoffes in einem Liter Lösungsmittel gelöst ist.

Beispiele für Lösungen:

- Kochsalz in Wasser
- Zucker im Kaffee
- Farbkonzentrat in weißer Wandfarbe
- Kohlensäure in Mineralwasser

je mehr, desto salziger
je mehr, desto süßer
je mehr, desto farbiger
je mehr, desto sprudelnder



Konzentration - Molarität



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.

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

Beispiel:

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

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

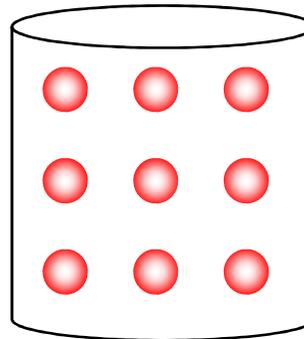


Die **Konzentration** c (eigentlich Stoffmengenkonzentration) ist die Stoffmenge n (in mol) bezogen auf das Volumen V an Lösungsmittel (in L) = Molarität eine Lösung

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

Je Kugel symbolisiert $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen = 1 mol

Das Gefäß hat ein Volumen von $V = 1 \text{ l}$



$$c = \frac{9 \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 9 \text{ mol/l}$$

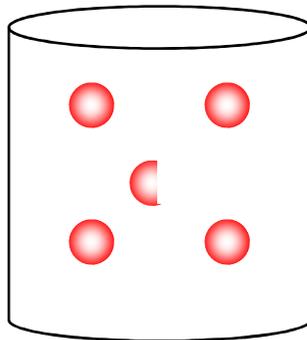
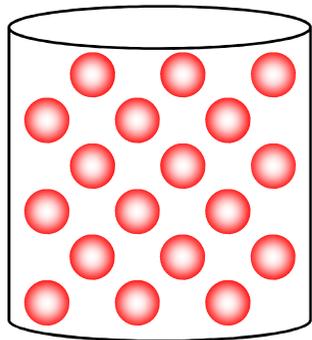
n konstant

Volumen verdoppelt

Volumen konst.

n verdoppelt

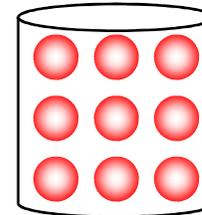
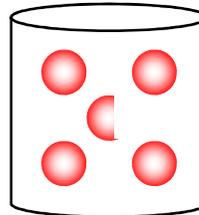
n halbiert



$$c = 18 \text{ mol/l}$$

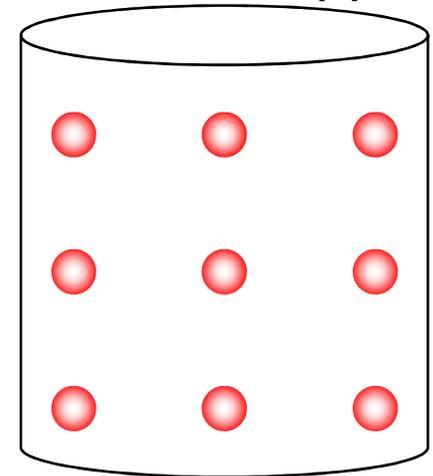
$$c = 4,5 \text{ mol/l}$$

Volumen halbiert



$$c = \frac{4,5 \text{ mol}}{\frac{1}{2} \text{ l}} = 9 \text{ mol/l}$$

$$c = \frac{9 \text{ mol}}{\frac{1}{2} \text{ l}} = 18 \text{ mol/l}$$



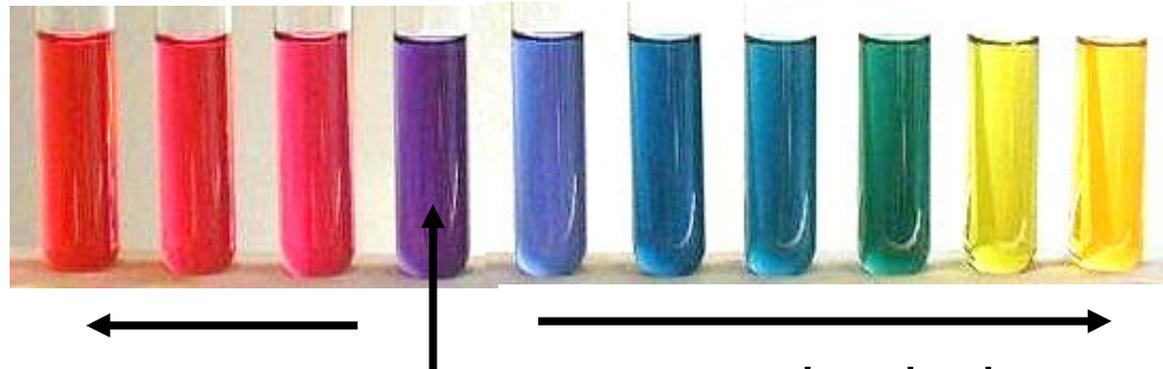
$$c = \frac{9 \text{ mol}}{2 \text{ l}} = 4,5 \text{ mol/l}$$

Übungen Tafel



Der Begriff **Säure** leitet sich vom Geschmack bestimmter Substanzen ab (Essig, Zitrone).

Sie färben bestimmte Pflanzenfarbstoffe (Rotkohl; Lackmus) rot. (R. Boyle, 1663)



Seifig schmeckende Substanzen, nannte man **alkalisch** (*arab.*: *al kalja*=*Pottasche* ← *Kaliumcarbonat*). **Lauge** = alkalische Lösung
 Später bezeichnete man sie auch als **Basen**, weil sie zusammen mit Säuren die Basis für Salze sind.

Auch sie können viele Pflanzenfarbstoffe verfärben.

Lavoisier (~1770) nahm an, dass Säuren Sauerstoff enthalten, weil Nichtmetalloxide (z. B. CO_2) mit Wasser Säuren bilden.



Säure löst Kalk (CaCO_3) und Zink auf, Kupfer dagegen nicht, weil sich nur unedle Metalle in verdünnten Säuren auflöst.

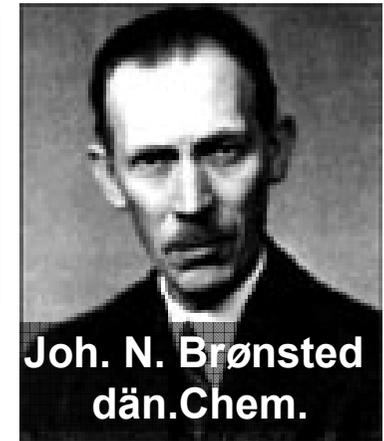




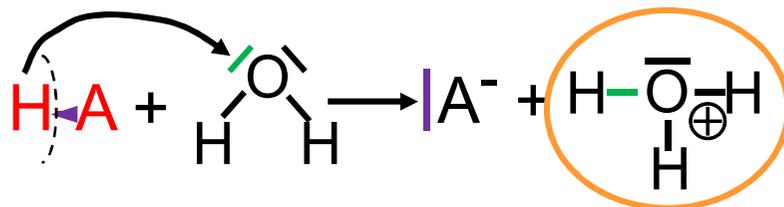
Umfassendere Säure-Base-Th. von **Brønsted, Lowry (1923)**:

Säuren: Protonendonatoren; Stoffe oder Teilchen, die Protonen **abgeben** können.

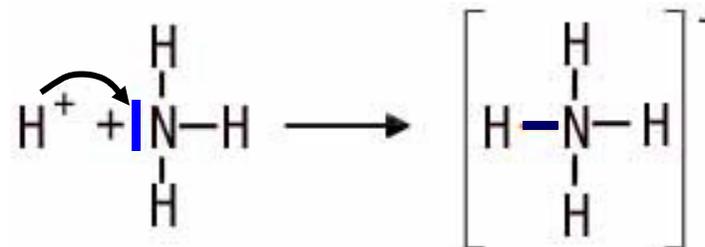
Basen: Protonenakzeptoren; Stoffe oder Teilchen, die Protonen **aufnehmen** können.



In Wasser bilden
Brønsted-**Säuren**
Hydronium-Ionen:



Basen müssen **Freies Elektronen-**
paar besitzen, um ein Proton
aufnehmen zu können.



Allgemeine Struktur einer Säure



Wie ist eine (*Brønsted*)-Säure im allgemeinen aufgebaut?

Brønsted-Säure enthält polar gebundenen Wasserstoff.

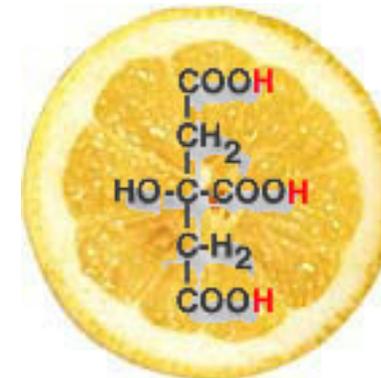
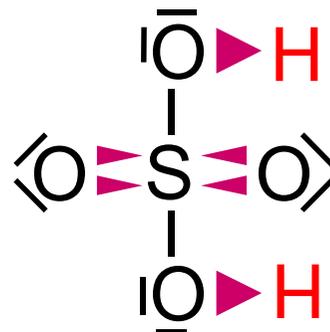
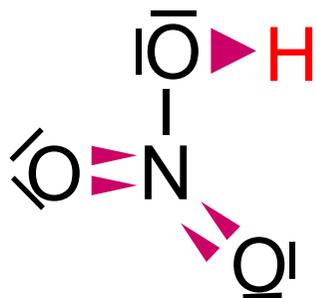
Welche Elemente bilden polare Bindungen zu H ?

Nichtmetalle (elektronegativer!) bilden polare Bindungen zu H.

Beispiel: Chlorwasserstoff $\text{H} \blacktriangleleft \text{Cl}$ analog andere Halogene

Bei weniger elektronegativen Elementen (S,N,P,C) können weitere Bindungen zu Sauerstoff die Polarität erhöhen:

Beispiele: Salpetersäure Schwefelsäure **Zitronensäure**





Ampholyt



Stoffe oder Teilchen die je nach Reaktionspartner sowohl als Säure wie auch als Base fungieren können, nennt man **Ampholyte**.

Sie enthalten sowohl polar gebundenen Wasserstoff, als auch mind. ein freies Elektronenpaar.

Beispiel:

Wasser wirkt gegenüber Salpetersäure als Base: Es nimmt ein Proton auf und wird zum **Hydronium-Ion**.



Gegenüber der Base Ammoniak wirkt Wasser aber als Säure, es gibt ein Proton ab und wird zum **Hydroxid-Ion**.



Weitere Beispiele für Ampholyte:

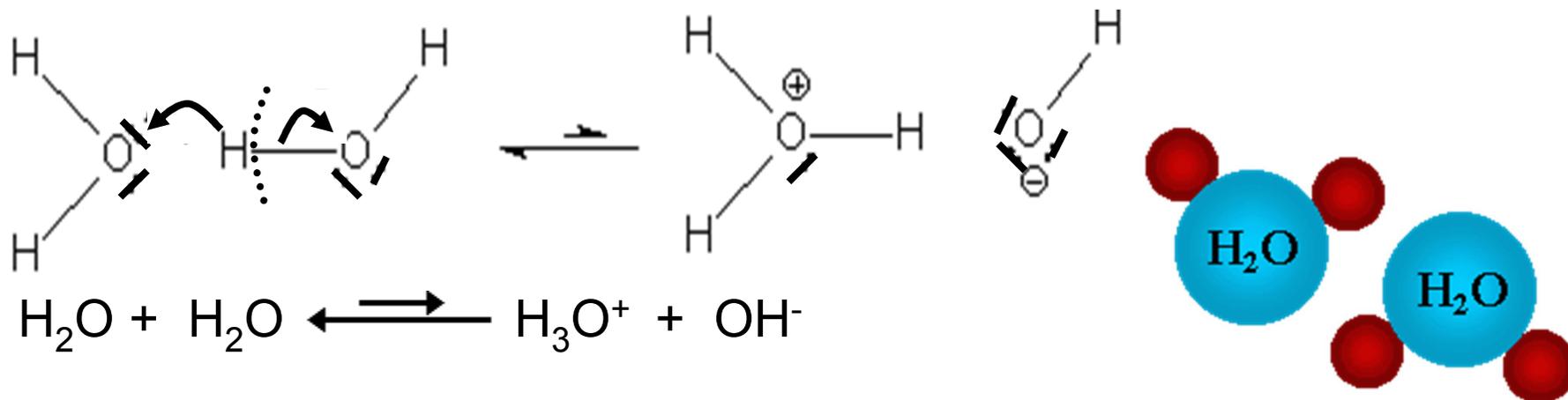
HCO_3^- (Hydrogencarbonat-Ion), HSO_4^- (Hydrosulfat-Ion)

Säure/Base bezeichnet **chem. Verhalten** gegenüber Reaktionspartner. Stoffbezeichnung (z .B. Salpetersäure) historisch bezogen auf Wasser.



Salzlösungen leiten den elektrischen Strom, weil sie Ionen enthalten.
 Legt man eine Spannung an wandern $\text{Kat}^+ \rightarrow$ Kathode (Minus-Pol)
 $\text{An}^- \rightarrow$ Anode (Plus-Pol)

Auch reinstes, destilliertes Wasser leitet Strom,
 denn es enthält immer Ionen durch die **Autoprotolyse**:



Wasser wirkt hier als Säure **und** als Base,
 es entstehen Hydronium-Ionen und Hydroxid-Ionen
 in geringer Konzentration.



Der pH-Wert



Die Konzentration an Hydronium-Ionen ist ein Maß dafür, wie sauer oder alkalisch (basisch) eine Lösung ist. Darstellung in 10er-Potenzen unübersichtlich, daher:

Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Hydronium-Ionen Konzentration. (**p**otentia **H**ydrogenii)

$$pH = -\lg[c(H_3O^+)]$$

$c(H_3O^+)$ mol/L dezimal	$c(H_3O^+)$ mol/L Potenz	pH-Wert	Lösung
0,1	10^{-1}	1	sehr sauer
0,0001	10^{-4}	4	schwach sauer
0,0000001	10^{-7}	7	neutral
0,0000000001	10^{-10}	10	schwach basisch
0,00000000000001	10^{-13}	13	stark basisch



Zusammenhang der Konzentration von Hydronium- und Hydroxid-Ionen



In neutralem Wasser gilt: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ mol/L}$

Für jede Lösung gilt: $c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$
merke: Konzentrationen werden multipliziert!

Analog zum pH-Wert kann man den pOH-Wert definieren:

Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Hydroxid-Ionen Konzentration.

$$pOH = -\lg[c(\text{OH}^-)]$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2 \text{ logarithmieren} \Rightarrow pH + pOH = 14$$

pH	pOH	Lösung
2	12	sauer
7	7	neutral
11	3	basisch



pH-Wert Berechnung

(starke Säure bzw. starke Base)



Beispiel:

$n = 0,1 \text{ mol}$ einer einprotonigen, starken Säure $V = 10 \text{ L}$ Wasser.



$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = n_S / V = 0,1 \text{ mol} / 10 \text{ L} = 0,01 \text{ mol} / \text{L} = 10^{-2} \text{ mol} / \text{L}$$

$$\text{pH} = -\lg[c(\text{H}_3\text{O}^+)] = -\lg 10^{-2} = 2$$

Beispiel:

$0,01 \text{ mol}$ einer starken **Base** werden in 100 L Wasser gelöst.

$$c(\text{OH}^-) = n_B / V = 0,01 \text{ mol} / 100 \text{ L} = 0,0001 \text{ mol} / \text{L} = 10^{-4} \text{ mol} / \text{L}$$

$$\text{pOH} = -\lg[c(\text{OH}^-)] = -\lg 10^{-4} = 4$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4 = 10$$



Redoxreaktionen



Redoxreaktionen sind Grundlage für die chemische Energiespeicherung und -umwandlung:

Sowohl in der Technik:

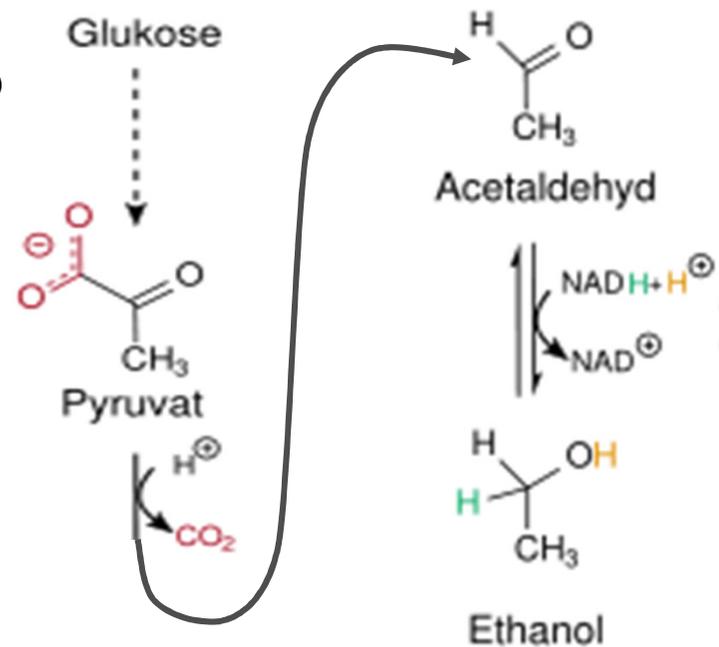


als auch in der Natur:
Photosynthese



- Kohlendioxid
- Wasser
- Licht
- Glukose
- Sauerstoff

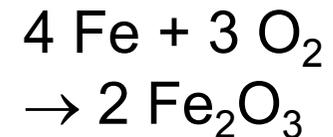
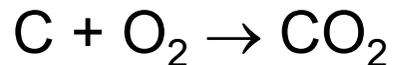
alkoholische Gärung



Ursprünge der Begriffe Oxidation/Reduktion



Ursprünglich bezeichnete man als **Oxidation** vor die Reaktion von organischen Stoffen, Metalle etc. mit (Luft-)Sauerstoff; also die Verbrennung von Holz, Öl, Wachs oder Kohle oder das Rosten von Eisen



Als **Reduktion** (Zurückführung) bezeichnete man die Gewinnung von Metallen aus ihren Oxiden, z. B.: $2 \text{HgO} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$

Da es viele ähnliche Prozesse ohne Beteiligung von Sauerstoff gibt, wird der Begriff Oxidation heute weiter gefasst.



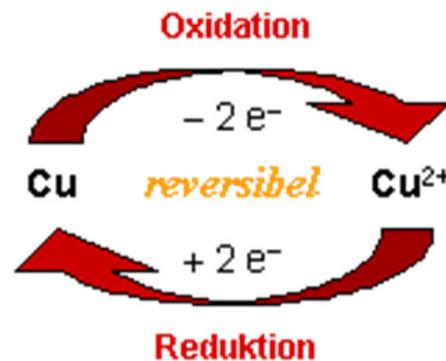
Heutige Definition von Oxidation/Reduktion



Als **Oxidation** bezeichnet man Prozesse, bei denen ein Atom, Ion oder Molekül **Elektronen abgibt**:



Dabei ändern sich die Eigenschaften der Materie deutlich:
Bsp: **Kupfer** (rot glänzendes Metall) geht über in Kupfer(**Cu²⁺**) Ionen.
Cu²⁺-Ionen bilden mit Anionen Salze oder liegen gelöst vor.
Solvatisierte Cu²⁺-Ionen besitzen Hydrathülle und sind blau gefärbt.



Der Prozess ist umkehrbar = reversibel

Bei der **Reduktion**, läuft der umgekehrte Vorgang ab; ein Atom, Ion oder Molekül nimmt **Elektronen auf**:





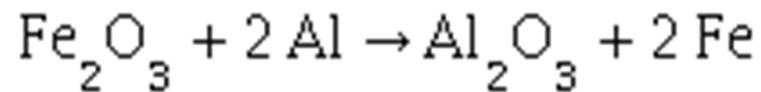
Thermit-Reaktion (eine bekannte Redoxreaktion)



Eisenoxidpulver wird mit Aluminiumpulver fein vermischt.
Die Reaktion wird mit einer Wunderkerze gezündet.



Exotherme
Reaktion!
Energie wird
in Form von
Wärme und
Licht abgegeben.



Wie kann man überprüfen
ob das ausgelaufene Metall
Eisen ist, und nicht Aluminium?

Thermit-Ver-
fahren zum
Verschweißen
von Schienen

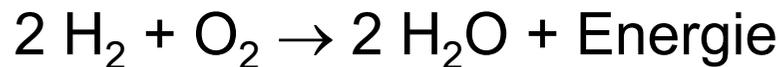


Knallgasprobe

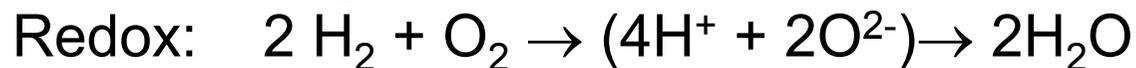
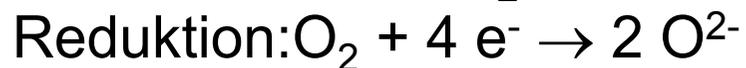


Viele Redoxreaktion laufen exotherm ab, d. h. unter Energieabgabe.
Eine weitere solche Reaktion ist die Knallgas-Probe (auf Wasserstoff)

Größte Knallgasreaktion aller Zeiten?



Luftschiff "Hindenburg"
Lakehurst 1937



H (I. HG) gibt 1e^- ab,
O (VI. HG) nimmt 2e^- auf,
um Oktettregel zu erfüllen.
Beides zweiatomige Gase!

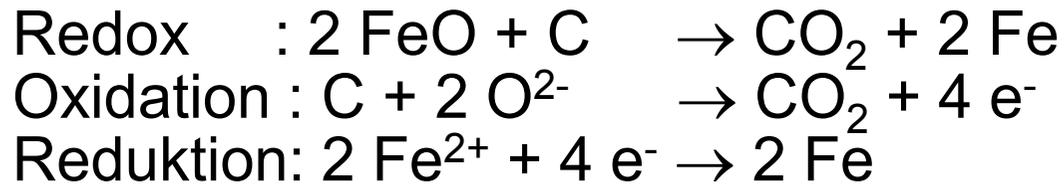
Tatsächlicher Mechanismus nicht ionisch, sondern radikalisch!



Weitere Redoxreaktionen

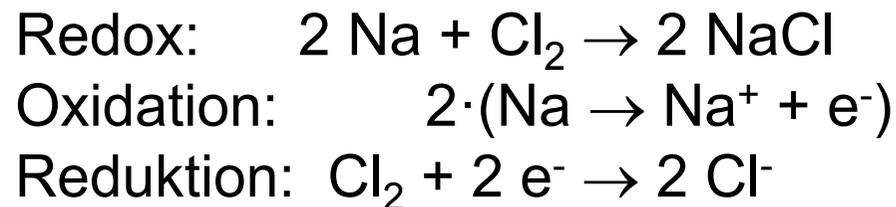


Reduktion von Eisen-(II)-oxid zu Eisen:



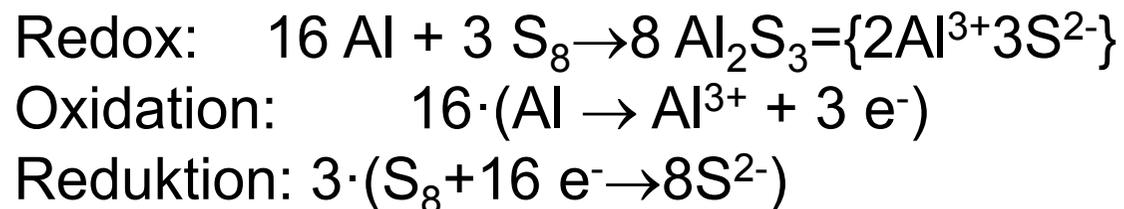
Wo läuft diese Reaktion
größentechnisch ab?

Redoxreaktion ohne Sauerstoff:



Na (I. HG) gibt 1 e⁻ ab,
Cl (VII. HG) nimmt 1 e⁻ auf,
um Oktettregel zu erfüllen.
Chlor zweiatomiges Gas.

Redoxreaktion mit komplexer Stöchiometrie:



Al (III. HG) gibt 3 e⁻ ab,
S (VI. HG) nimmt 2 e⁻ auf,
um Oktettregel zu erfüllen.
Schwefel als S₈-Ring.

Die stöchiometrischen Faktoren ergeben sich aus der Bilanz
der Teilreaktionsschritte.



Oxidationsmittel/Reduktionsmittel



Ein Stoff, der andere Verbindungen oxidieren (Elektronen entziehen) kann, nennt man **Oxidationsmittel = Elektronenakzeptor**
Er selbst wird dabei reduziert!

Typische Oxidationsmittel:

- Sauerstoff $O_2 + 4 e^- \rightarrow 2 O^{2-}$
- Chlor $Cl_2 + 2 e^- \rightarrow 2 Cl^-$
- Oxoanionen z.B.: MnO_4^- (Permanganat), $Cr_2O_7^{2-}$ (Dichromat)
- Anionen der Halogensauerstoffsäuren, z.B. ClO_3^- (Chlorat)
- Edelmetallionen, z. B. $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$

Ein Stoff, der andere Verbindungen reduzieren (Elektronen abgeben) kann, nennt man **Reduktionsmittel = Elektronendonator**
Er selbst wird dabei oxidiert!

Typische Reduktionsmittel:

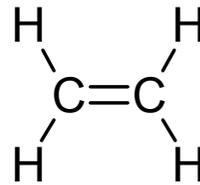
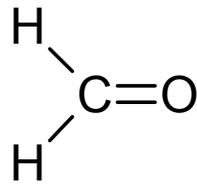
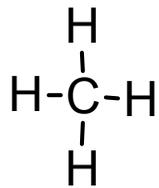
- Wasserstoff $H_2 \rightarrow 2 H^+ + 2 e^-$
- Zink $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$
- Kohlenstoff



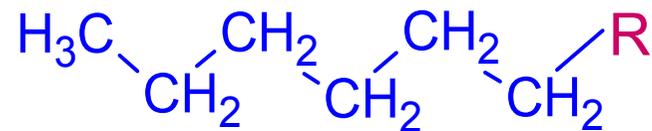
Bauprinzipien und Klassifizierung organischer Verbindungen



- Kohlenstoff bildet in der Regel 4 Bindungen zu anderen Atomen aus
4 Einfach-; 1 Doppel- + 2 Einfach; (2 Doppel-); 1 Einfach- + 1 Dreifach-



- In org. Verb. können nahezu beliebig viele C-Atome verknüpft sein, von einem (s. o.) bis viele Tausend (DNS, Proteine, synth. Polymere)
- Organische Verbindungen bestehen aus **Kohlenstoff-Grundgerüst** (z.B. -Kette) und sog. **funktionellen Gruppen** (aus O,N,H, etc.)
⇒ chem. Verhalten



- Entsprechend der funktionellen Gruppen Zuordnung zu Stofffamilien (Alkohole, Carbonsäuren, Amine, ...)
- Die Stofffamilien lassen sich durch org.-chem. Reaktionen auseinander entwickeln, während das Grundgerüst oft gleich bleibt.
- Molekülreihen mit sukzessive steigender C-Anzahl im Grundgerüst, aber gleichen funkt. Gruppen (⇒ chem. Verhalten) = Homologe Reihe



Homologe Reihe der Alkane



Alkane bestehen aus (geraden o. verzweigten) Ketten von sp^3 -hybridisierten Kohlenstoffatomen, die mit Wasserstoffatomen abgesättigt sind. Zwischen den Atomen liegen nur Einfachbindungen (σ -Bindungen) vor.

Name	Summenformel *	Strukturformel	Halbstrukturformel	Kurzschreibweise **
Methan	CH_4	<pre> H H - C - H H </pre>	Methyl-Gruppe	
Ethan	C_2H_6	<pre> H H H - C - C - H H H </pre>	H_3C-CH_3	/
Propan	C_3H_8	<pre> H H H H - C - C - C - H H H H </pre>	$H_3C-CH_2-CH_3$	
Butan	C_4H_{10}	<pre> H H H H H - C - C - C - C - H H H H H </pre>	<pre> CH2 CH3 / \ H3C - - \ / CH2 </pre>	
Pentan	C_5H_{12}	<pre> H H H H H H - C - C - C - C - C - H H H H H H </pre>	<pre> CH2 CH2 CH3 / \ / \ H3C - - - \ / \ / CH2 CH2 </pre>	

* Alle Alkane haben die Summenformel: C_nH_{2n+2}

Mit jedem weiteren C-Atom kommt eine Methylengruppe $-CH_2-$ dazu.

** Die Kurzschreibweise zeigt nur die C-C-Bindungen.

- C_6H_{14} Hexan
- C_7H_{16} Heptan
- C_8H_{18} Octan
- C_9H_{20} Nonan
- $C_{10}H_{22}$ Decan



Isomerie

Konstitutionsisomerie der Alkane



Kohlenwasserstoffe mit mehr als 3 C-Atomen können verzweigte Ketten bilden. Ab Butan mehrere Isomere gleicher Summenformel; unterschiedliche Konnektivität = Konstitutions-Isomerie. Chemisch und physikalisch unterschiedliches Verhalten. Mehr C-Atome \Rightarrow exponentiell mehr Isomere.

Das Auftreten unterschiedlicher Substanzen mit gleicher Summenformel wird als **Isomerie** bezeichnet, die Verbindungen selbst als **Isomere**

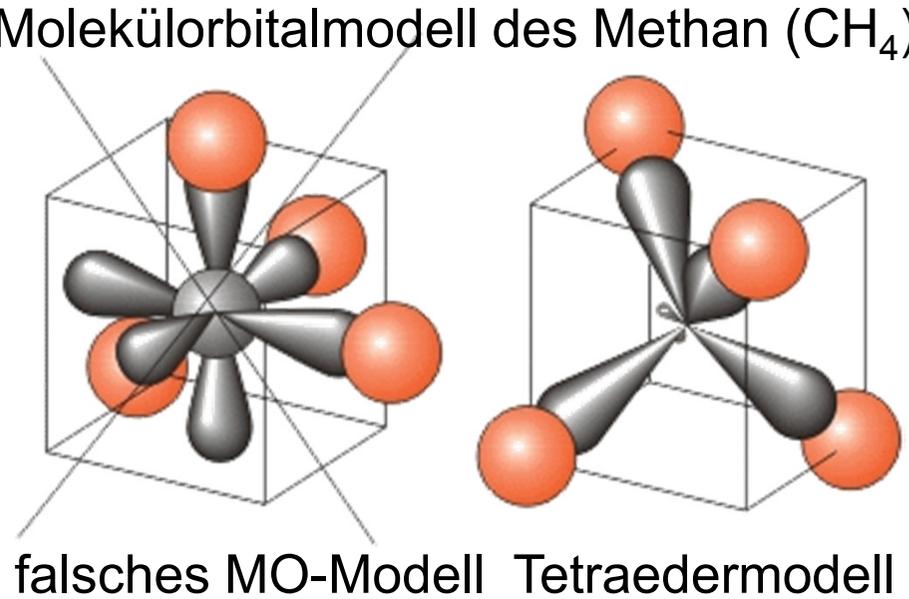
	n-Butan	iso-Butan 2-Methyl-propan	neo-Pentan 2,2-Dimethyl-propan
Summenformel	C_4H_{10}	C_4H_{10}	C_5H_{12}
Strukturformel			

Methin-

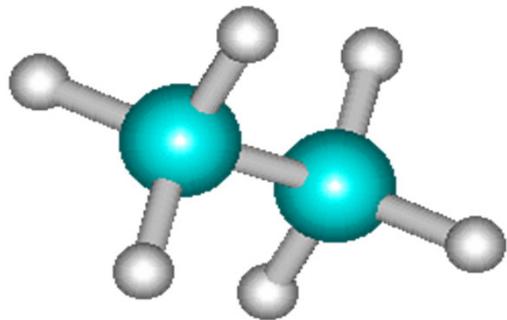
quartäres C-Atom



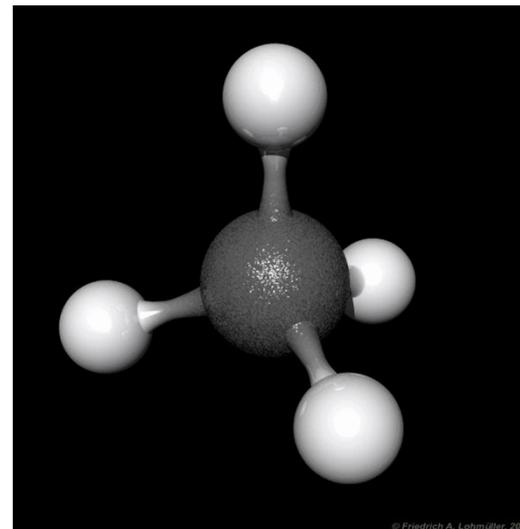
1858 Friedrich Kekulé: Vierbindigkeit des Kohlestoffs; bindet 4 einbindige Atome. Tetraedrische Ausrichtung (109° -Winkel) 1874 von van't Hoff postuliert, später exp. bestätigt. Erklärung durch Hybridisierung: Das s, p_x , p_y , p_z -Orbitale \rightarrow 4 energiegleiche sp^3 -Hybridorb. sp^3 -hybridisierter Kohlenstoff kann 4 Einfach-(σ -)Bindungen ausbilden.



Ethan:



σ -Bindungen sind drehbar





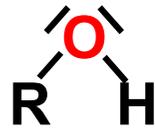
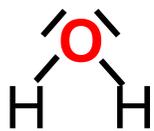
Bindungen in KW unpolar. Sind Heteroatome (O, N, S,...) gebunden
 ⇒ polare Bindungen ⇒ reaktive, **funktionelle Gruppen**
 Vielzahl org. Verb. mit unterschiedlichen Eigenschaften+Reaktionen

Funktionelle Gruppen mit Einfachbindungen

Ersetzt man
in Wasser

H- durch
Alkylrest
⇒ Alkohol

zwei
Alkylreste
⇒ Ether

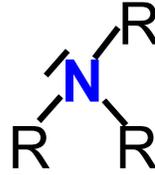
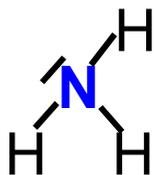


Thiole
(Mercaptane)

Thioether



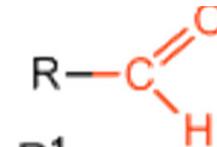
Amine



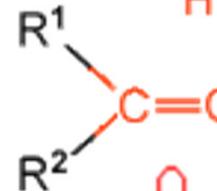
Funktionelle Gruppen mit C=O-Doppelbindung

(Carbonyl-Verbindungen)

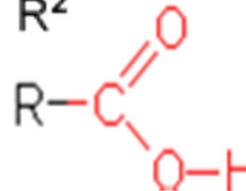
Aldehyde



Ketone



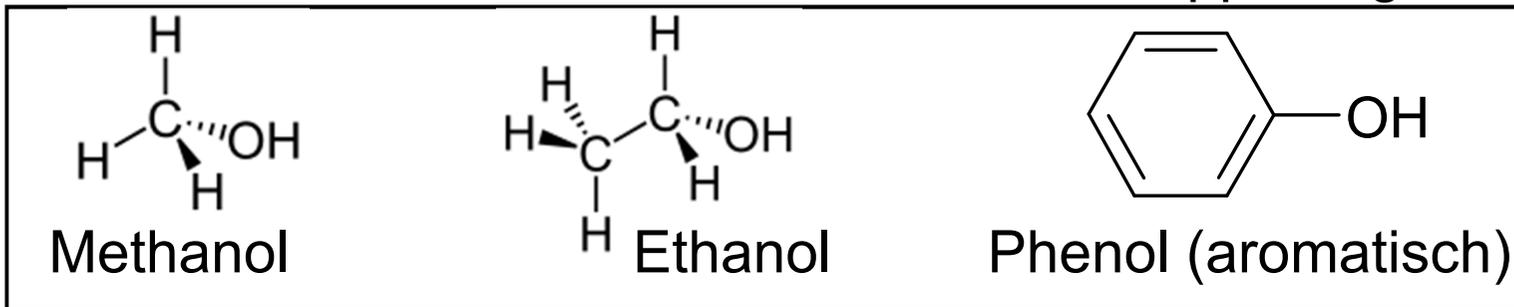
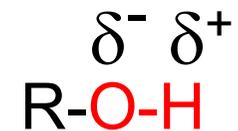
Carbonsäuren



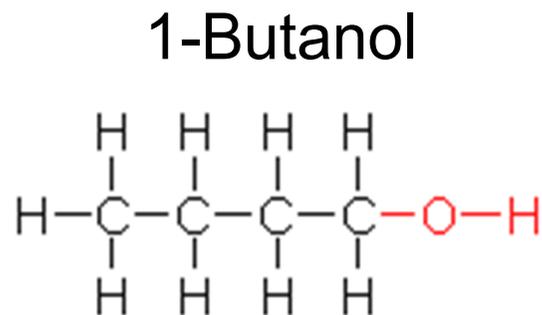
Funktionelle Gruppen bestimmen
 phys. Eigenschaften: (Schmelz-,
 Siedepunkt, Löslichkeit) und die
 chem. Eigensch. (Reaktionen)



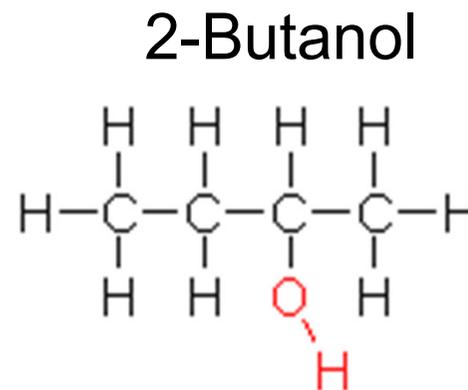
Alkohole haben mind. eine **Hydroxyl-Gruppe** (-OH), an einem C-Atom, das keine weitere funkt. Gruppe trägt.



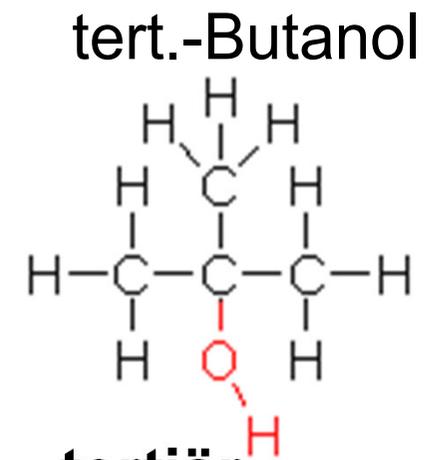
Abhängig davon, wie viele weitere C-Atome gebunden sind, unterscheidet man primäre, sekundäre und tertiäre Alkohole:



primär



sekundär



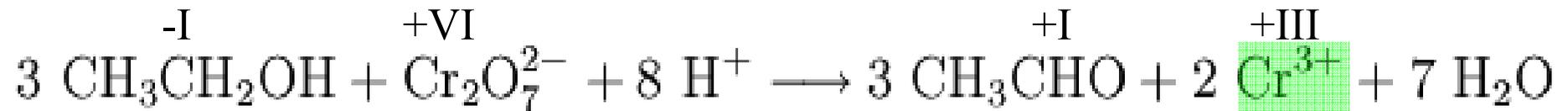
tertiär



Nachweis von Alkohol im Teströhrchen



Früher wurde bei Verkehrskontrollen Alkohol nachgewiesen durch Grünfärbung im Pusteröhrchen:



Redoxreaktion: Ethanol wird oxidiert zum Acetaldehyd

Das gelb-orange Dichromat wird zum **grünen Chrom (III)** reduziert.

Der Alkohol wird oxidiert nicht durch Sauerstoffaufnahme (Oxygenierung), sondern durch Entzug von 2 Wasserstoffatomen (Dehydrogenierung).

Das Produkt ist ein Aldehyd (*Alcoholus dehydrogenatus*)



Oxidierbarkeit von Alkoholen



Primäre Alkohole lassen über das Aldehyd weiter bis zur Carbonsäure oxidieren;
Sekundäre nur bis zum Keton;
Tertiäre Alkohole können nicht oxidiert werden, weil der Wasserstoff für die Dehydrierung fehlt.

