

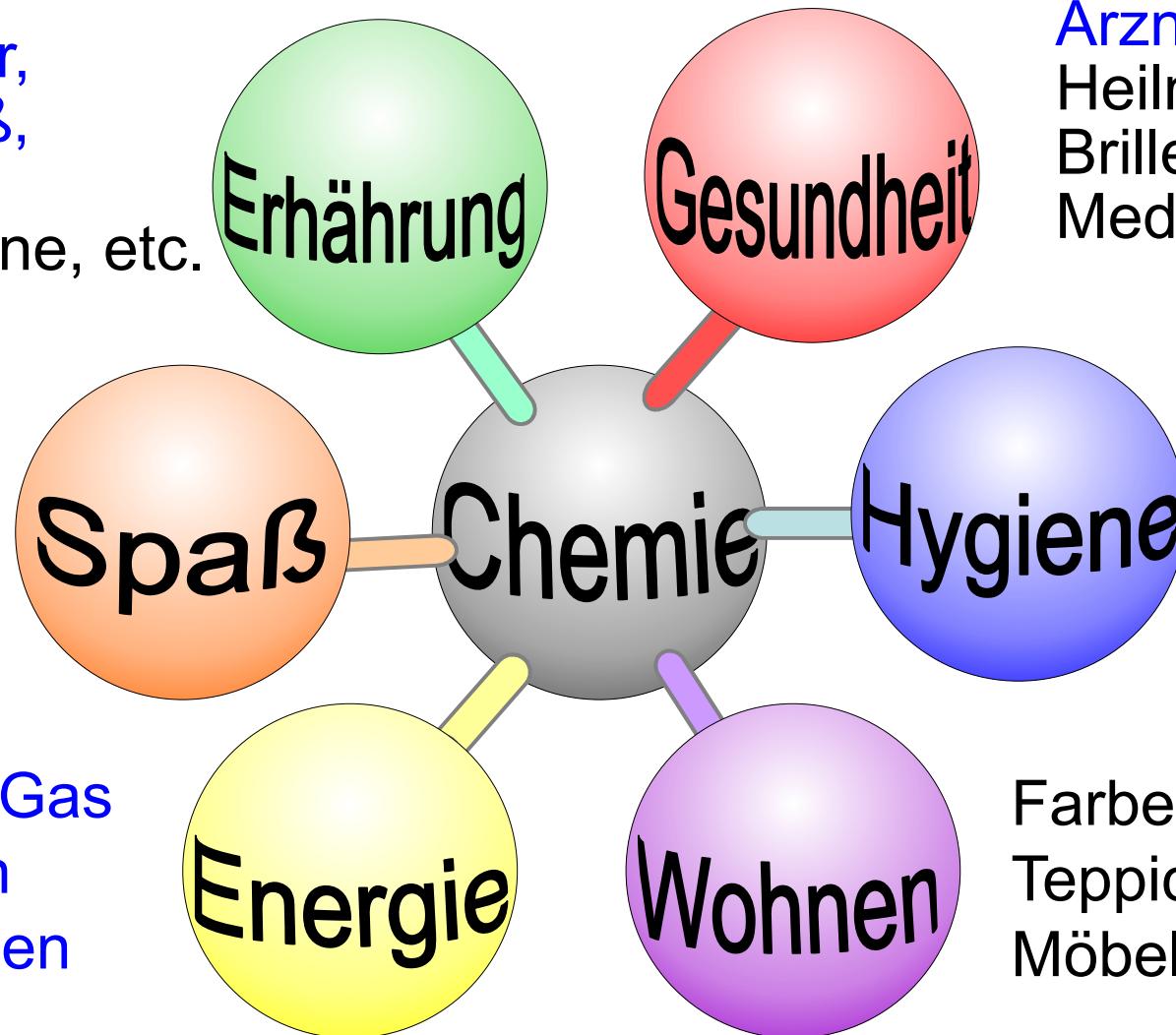


Chemie bestimmt unser Leben:

Zucker,
Eiweiß,
Fett,
Vitamine, etc.

Spielzeug
Sport-
geräte
Handys

Kohle/Gas
Benzin
Batterien



Arzneimittel
Heilmittel
Brillen
Medizintechnik

Waschmittel
Putzmittel
Seife
Zahnpasta

Farben
Teppich
Möbel



um 1820 Herstellung von:

- Soda (Natriumcarbonat, Natron) für Weiterverarbeitung zu Glas, Bleichmittel, Waschmittel, Farben.
- Synthetische Düngemittel
- Farben

Ressourcen der chemischen Industrie vor 1870:

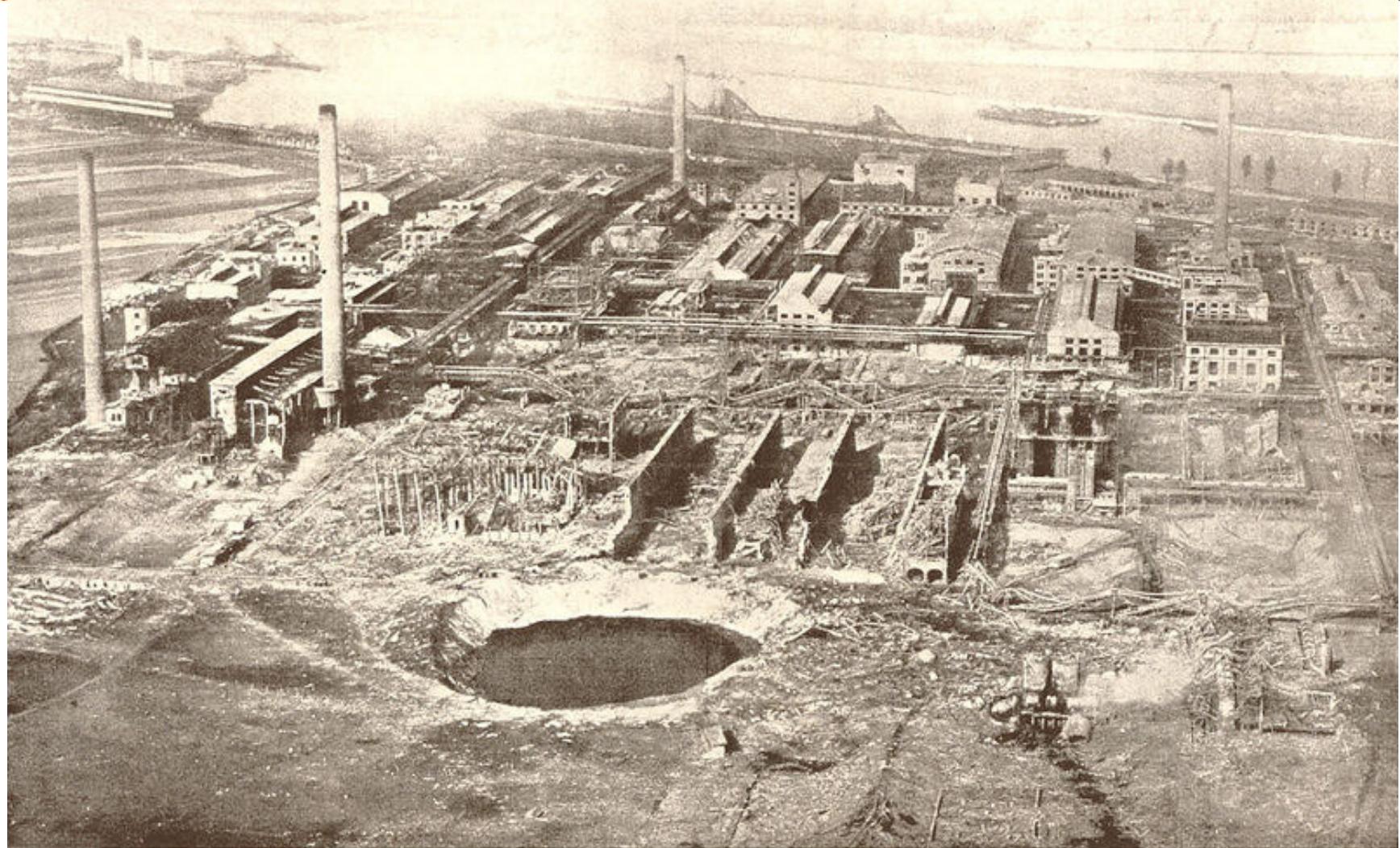
- Kohle
- Mineralien
- Pflanzenstoffe
- Tierprodukte

Ressourcen der chemischen Industrie von 1870 - ?

- Erdöl



Gefahren der chemischen Industrie

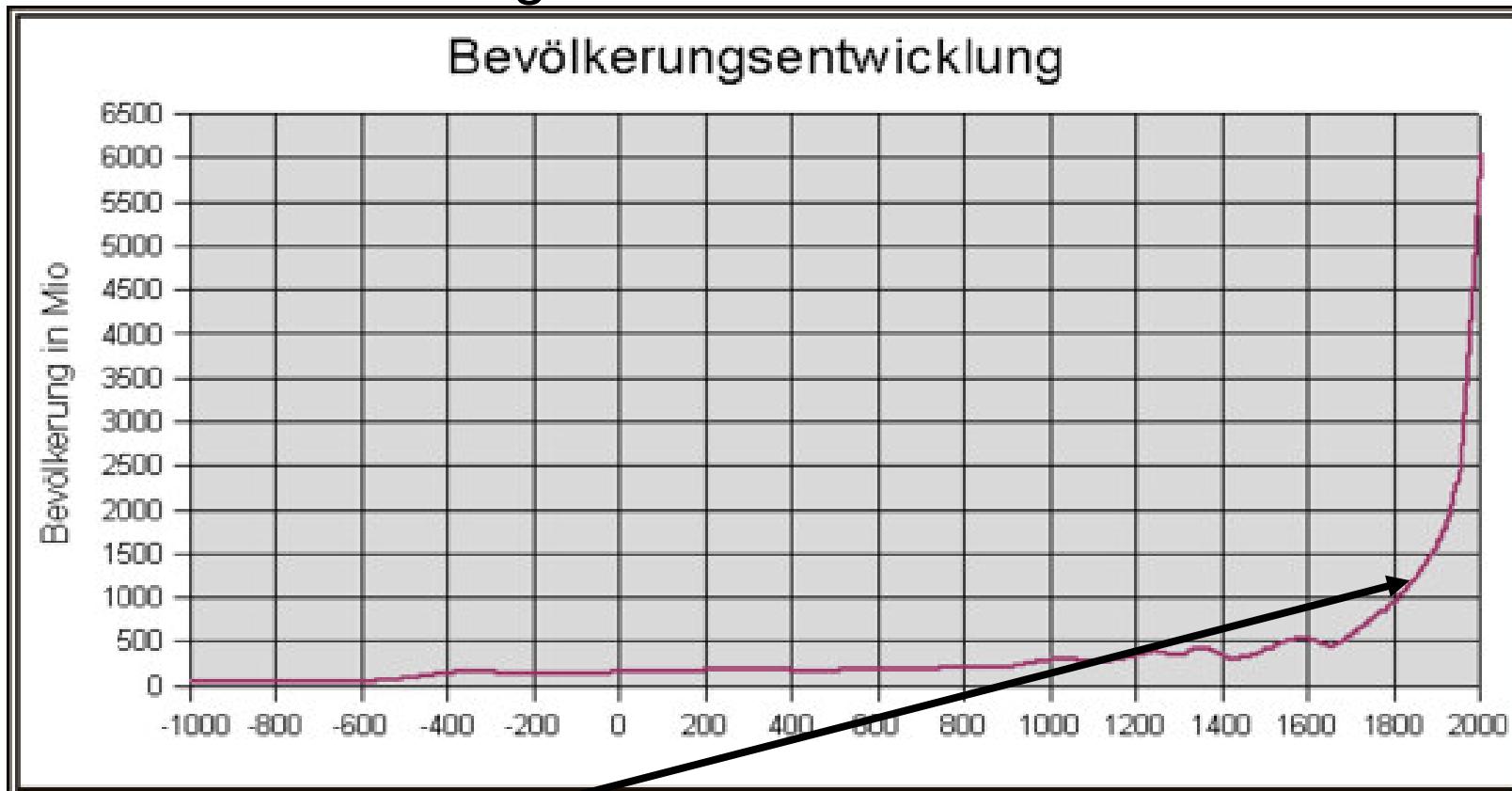


21. Sept. 1921; BASF, Oppau, : Explosion in Düngemittelfabrik:
561 Tote, 2000 Verletzte, 900 Wohnungen zerstört, 100 m Krater

Nutzen der chemischen Industrie Bevölkerungsentwicklung und Chemie



"Natur macht gesund - Chemie macht krank !" ?



Entwicklung der chemische Industrie

- Kunstdünger
- Schädlingsbekämpfung
- Medikamente
- Hygieneartikel



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.

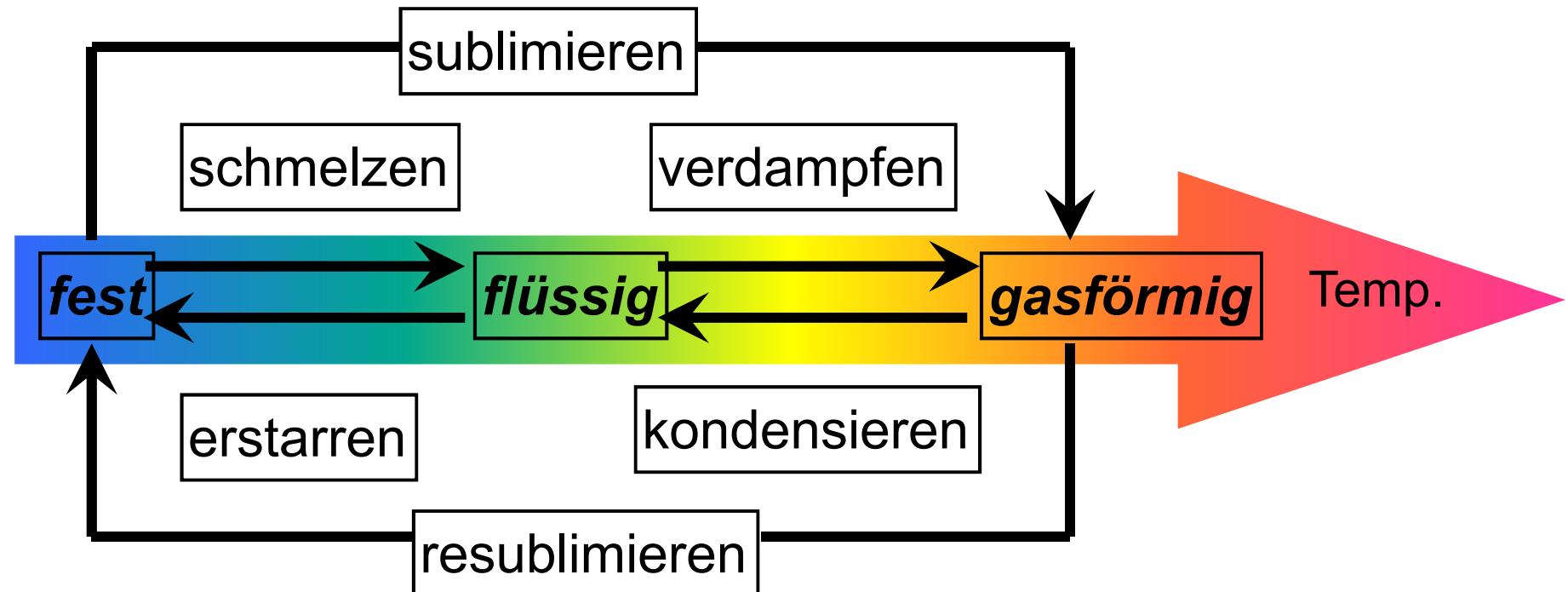


"That's Dr Arnold MOORE. He's conducting an experiment to test the theory that most great scientific discoveries were hit on by accident."
(HOFF, © 1957, The New Yorker Magazine, Inc.)

Aggregatzustände



Stoffe können drei **Aggregatzuständen** vorkommen:



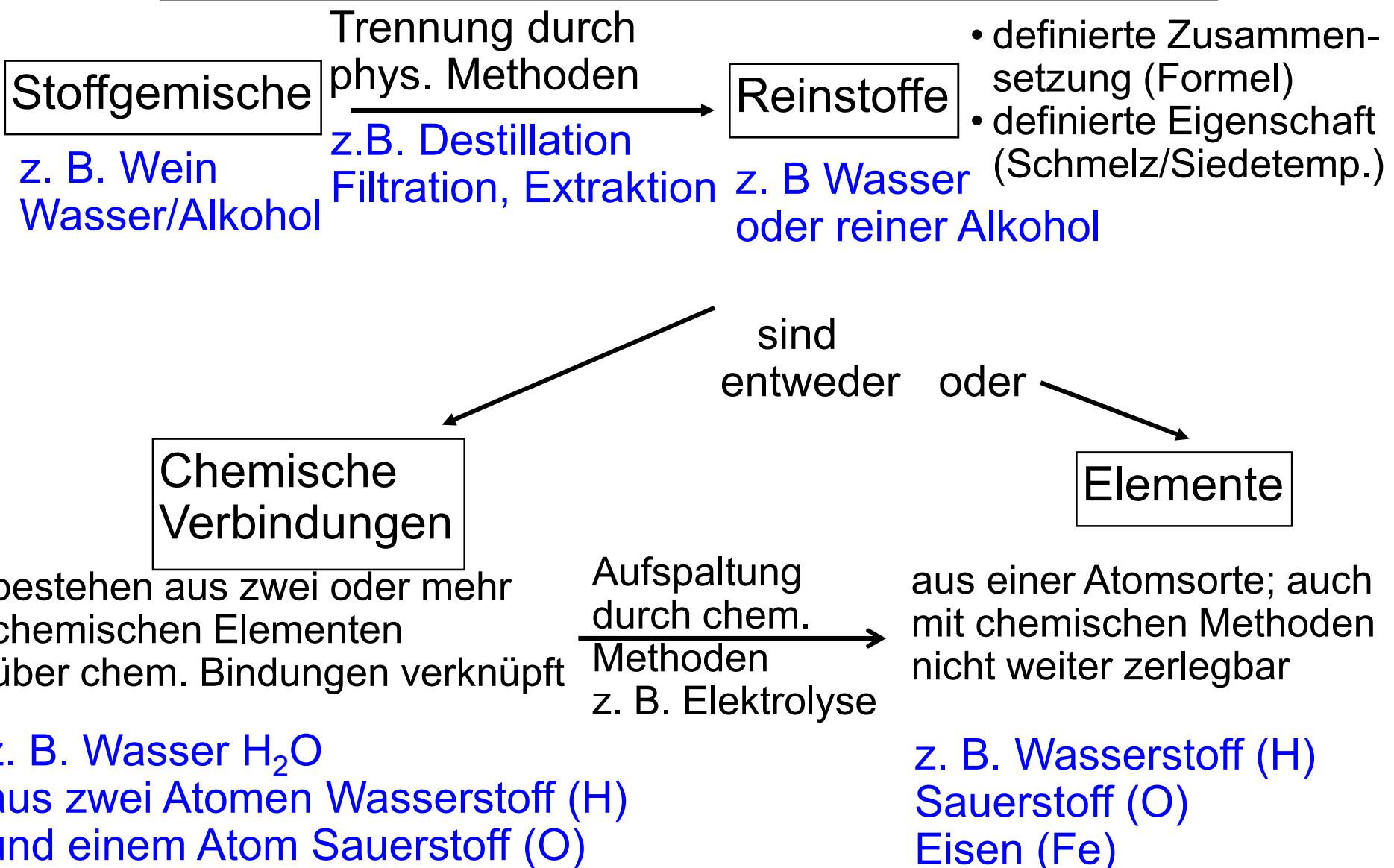
Beispiele für Sublimation: Trockeneis (festes CO₂): -78°C
Jod: ca. 100°C

Die meisten Feststoffe schmelzen, die meisten Flüssigkeiten verdampfen bei Temperaturerhöhung.

Alle Gase und Flüssigkeiten werden beim Abkühlen irgendwann fest.



Gemische, Reinstoff, Elemente

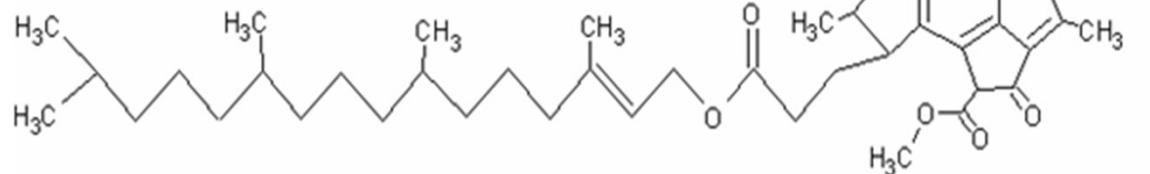
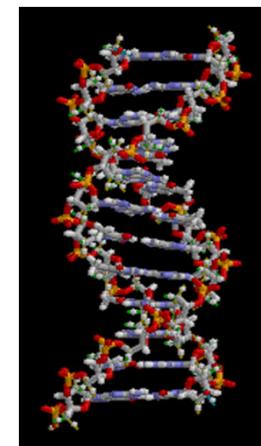
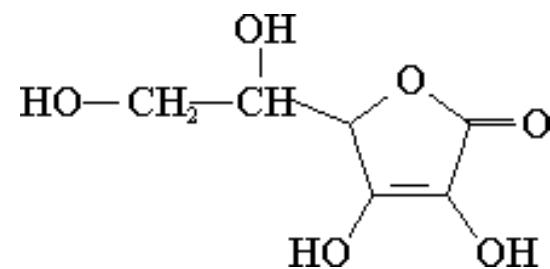




vom Atom

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

zum Organismus



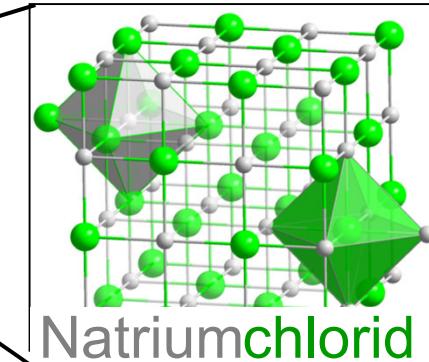
Aufbau der Materie; Stoff



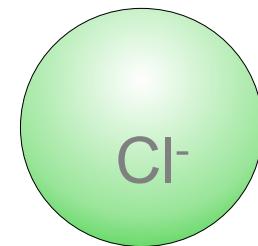
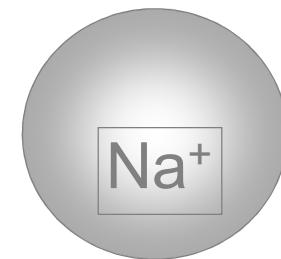
fest



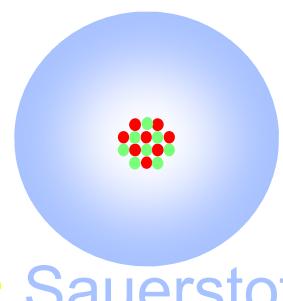
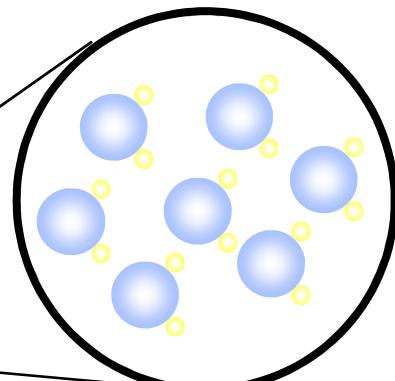
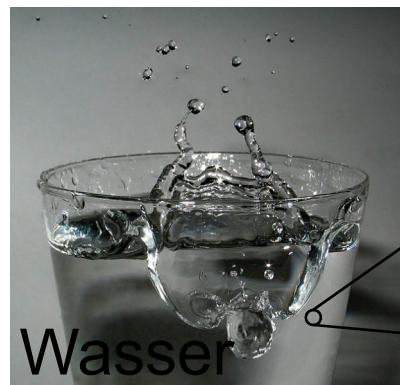
Chemische Verbindung



Atome

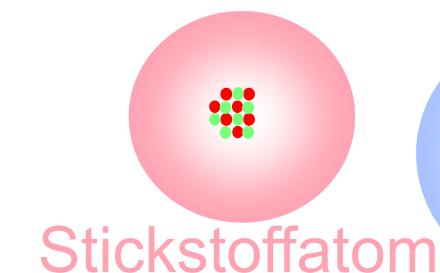
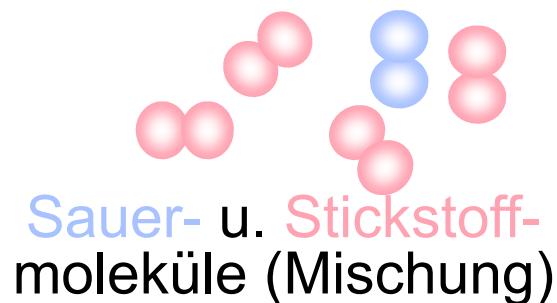


flüssig



gasförmig

Luft





Elemente und ihre Symbole



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

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

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



Jöns Jakob Berzelius
schwedischer Chemiker
(1779-1848)

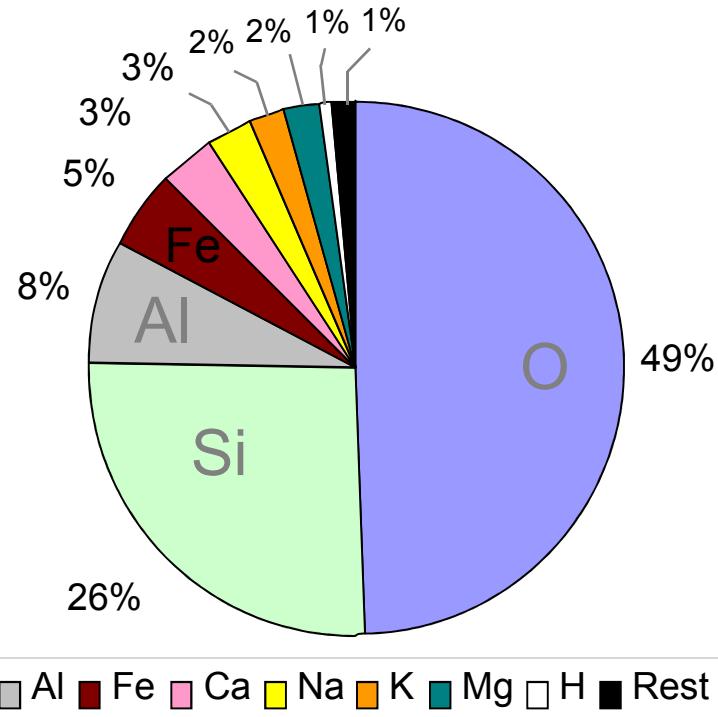
Die ersten zwanzig
Elemente

Häufigkeit der Elemente

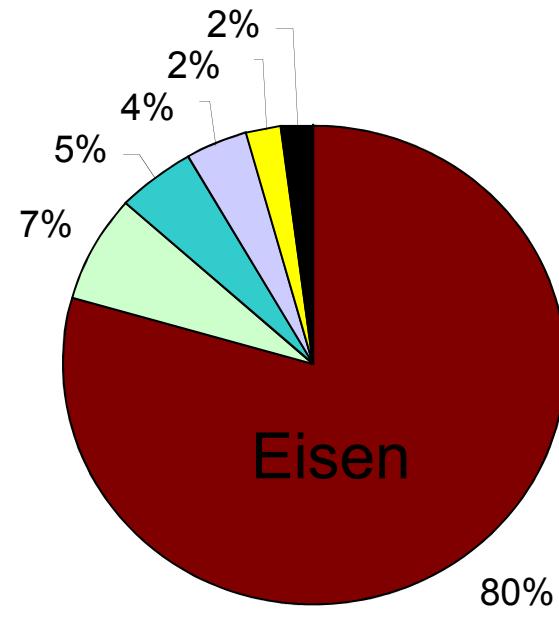


Über 90% der Materie im Weltall ist Wasserstoff (H); am zweit Häufigsten ist Helium (He).

Häufigkeit der Elemente Erdkruste (0-40 km)



Häufigkeit der Elemente im Erdkern



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

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



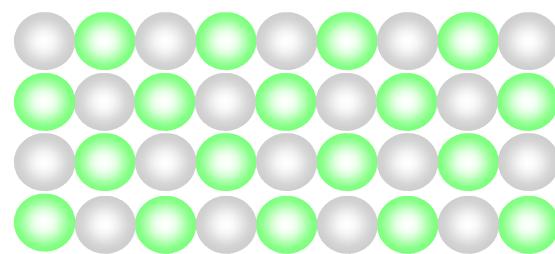
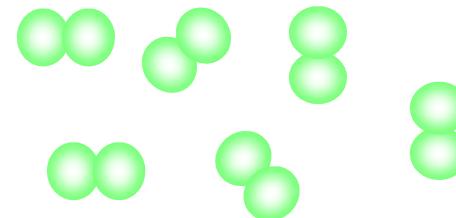
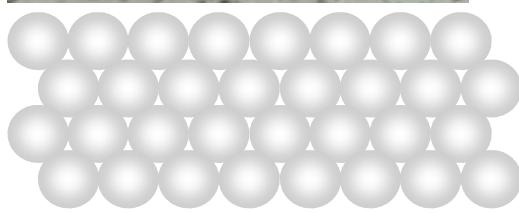
Antoine Lavoisier
fr. Chem. (1743-1794)

Chemische Reaktion

Beispiel: Natriumchlorid



Beispiel:



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

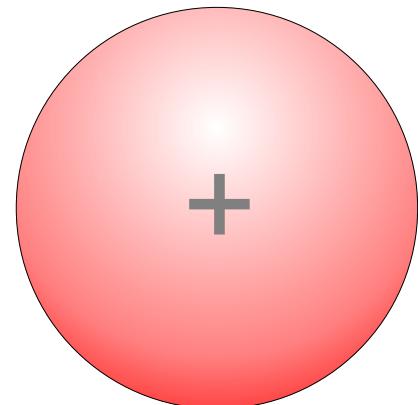
Welcher Stoff reagiert mit welchem anderen Stoff
zu welcher Verbindung und in welchem Verhältnis?



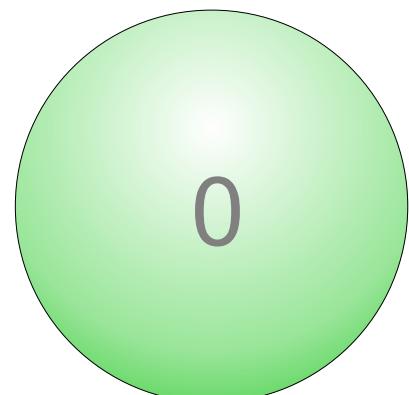
Elementarteilchen



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



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



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



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

Chemische Reaktion

Beispiel: Knallgasreaktion



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

Reaktionsgleichung:

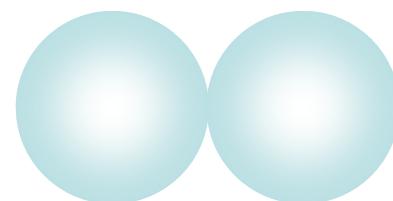


2 Moleküle Wasserstoff reagieren mit einem Molekül Sauerstoff zu 2 Molekülen Wasser.

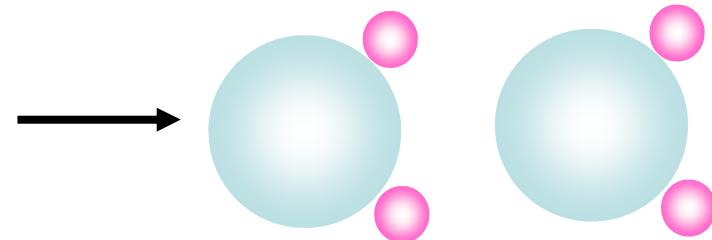
Ein Wassermolekül (H_2O) besteht aus 2 Atomen Wasserstoff und 1 Atom Sauerstoff. Man muss doppelt so viele H-Atome wie O-Atome in die Reaktion einbringen. Gasförmige Elemente sind 2-atomige Moleküle.



2-atomige
Wasserstoffmoleküle



2-atomiges
Sauerstoffmolekül



2 Wassermoleküle

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!

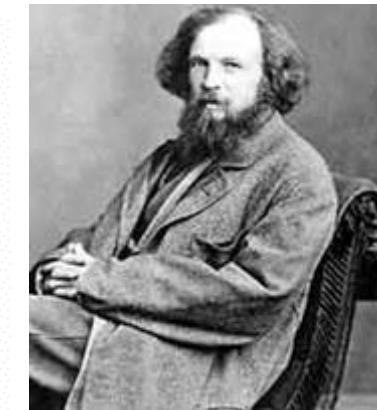


Das Periodensystem

Elementvorhersage von Mendelejew



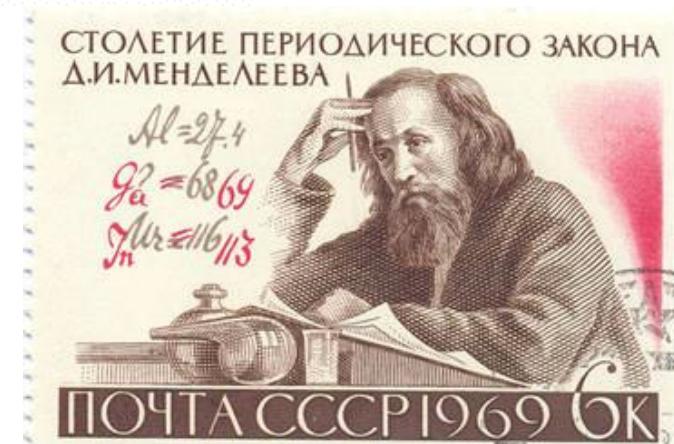
Reihen	Gruppe I. \bar{R}^2O	Gruppe II. $\bar{R}O$	Gruppe III. \bar{R}^2O_3	Gruppe IV. \bar{RH}^4 $\bar{R}O_2$	Gruppe V. \bar{RH}^3 $\bar{R}O_5$	Gruppe VI. \bar{RH}^2 $\bar{R}O_3$	Gruppe VII. \bar{RH} $\bar{R}O_7$	Gruppe VIII. $\bar{R}O_4$
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	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

1 1 H Wasserstoff 1,0079 u 1	2 3 Li Lithium 6,941 u 2/1	4 Be Beryllium 9,0122 u 2/2	5 11 Na Natrium 22,99 u 2/8/1	6 12 Mg Magnesium 24,305 u 2/8/2	7 19 K Kalium 39,098 u 2/8/8/1	8 20 Ca Calcium 40,08 u 2/8/8/2	9 21 Sc Scandium 44,956 u 2/8/9/2	10 22 Ti Titan 47,90 u 2/8/10/2	11 23 V Vanadium 50,942 u 2/8/11/2	12 24 Cr Chrom 51,996 u 2/8/13/1	13 25 Mn Mangan 54,938 u 2/8/13/2	14 26 Fe Eisen 55,847 u 2/8/14/2	15 27 Co Kobalt 58,933 u 2/8/15/2	16 28 Ni Nickel 58,71 u 2/8/16/2	17 29 Cu Kupfer 63,546 u 2/8/18/1	18 30 Zn Zink 65,38 u 2/8/18/2	19 31 Ga Gallium 69,735 u 2/8/18/3	20 32 Ge Germanium 72,59 u 2/8/18/4	21 33 As Arsen 74,922 u 2/8/18/5	22 34 Se Selen 78,966 u 2/8/18/7	23 35 Br Brom 79,904 u 2/8/18/8	24 36 Kr Krypton 83,80 u 2/8/18/8
25 37 Rb Rubidium 85,458 u 2/8/18/ 8/1	26 38 Sr Strontium 87,62 u 2/8/18/ 8/2	27 39 Y Yttrium 88,906 u 2/8/18/ 9/2	28 40 Zr Zirkonium 91,22 u 2/8/18/ 10/2	29 41 Nb Niob 92,906 u 2/8/18/ 12/1	30 42 Mo Molybdän 95,94 u 2/8/18/ 13/1	31 43 Tc Technetium 98,91 u 2/8/18/ 13/2	32 44 Ru Ruthenium 101,07 u 2/8/18/ 15/1	33 45 Rh Rhodium 102,91 u 2/8/18/ 16/1	34 46 Pd Palladium 106,4 u 2/8/18/ 18/0	35 47 Ag Silber 107,87 u 2/8/18/ 18/1	36 48 Cd Cadmium 112,41 u 2/8/18/ 18/2	37 49 In Indium 114,82 u 2/8/18/ 18/3	38 50 Sn Zinn 118,69 u 2/8/18/ 18/4	39 51 Sb Antimon 121,75 u 2/8/18/ 18/5	40 52 Te Tellur 127,60 u 2/8/18/ 18/6	41 53 I Iod 126,90 u 2/8/18/ 18/7	42 54 Xe Xenon 131,30 u 2/8/18/ 18/8					
43 55 Cs Cäsium 132,91 u 2/8/18/ 18/8/1	44 56 Ba Barium 137,33 u 2/8/18/ 18/8/2	45 57-71 siehe unten	46 72 Hf Hafnium 178,49 u 2/8/18/ 32/10/2	47 73 Ta Tantal 180,95 u 2/8/18/ 32/11/2	48 74 W Wolfram 183,85 u 2/8/18/ 32/12/2	49 75 Re Rhenium 186,21 u 2/8/18/ 32/13/2	50 76 Os Osmium 190,2 u 2/8/18/ 32/14/2	51 77 Ir Iridium 192,22 u 2/8/18/ 32/15/2	52 78 Pt Platin 195,09 u 2/8/18/ 32/17/1	53 79 Au Gold 196,97 u 2/8/18/ 32/18/1	54 80 Hg Quecksilber 200,59 u 2/8/18/ 32/18/2	55 81 Tl Thallium 204,37 u 2/8/19 u 2/8/18/ 32/18/3	56 82 Pb Blei 207,19 u 2/8/18/ 32/18/4	57 83 Bi Wismut 208,96 u 2/8/18/ 32/18/5	58 84 Po Polonium 208,96 u 2/8/18/ 32/18/6	59 85 At Astatin (210 u) 2/8/18/ 32/18/7	60 86 Rn Radon (222 u) 2/8/18/ 32/18/8					
61 87 Fr Francium (223 v) 2/8/18/32/ 18/8/1	62 88 Ra Radium 226,03 u 2/8/18/32/ 18/8/2	63 89-103 siehe unten	64 104 Rf Rutherford. (261 u) 2/8/18/32/ 32/10/2	65 105 Ha Hahnium (262 u) 2/8/18/32/ 32/11/2	66 106 Sg Seaborgium (263 u) 2/8/18/32/ 32/12/2	67 107 Bh Bohrium (262 u) 2/8/18/32/ 32/13/2	68 108 Hs Hassium (265 u) 2/8/18/32/ 32/14/2	69 109 Mt Meitnerium (266 u) 2/8/18/32/ 32/15/2	70 110 Ds Darmstadt. (269 u) 2/8/18/32/ 32/17/1	71 111 Rg Röntgenium (272 u) 2/8/18/32/ 32/18/2	72 112 Uub Ununbium (277 u) 2/8/18/32/ 32/18/3	73 113 Uut Ununtrium (287 u) 2/8/18/32/ 32/18/4	74 114 Uuq Ununquad. (289 u) 2/8/18/32/ 32/18/5	75 115 Uup Ununpent. (288 u) 2/8/18/32/ 32/18/6	76 116 Uuh Ununhex. (289 u) 2/8/18/32/ 32/18/7							

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.



Aufbau des PSE



Hauptgruppennummer
= Anzahl Bindungselektronen

Hauptgruppen

Hauptgruppen

I.

1. H II.

2. Li Be

3. Na Mg

Nebengruppen

Gruppen

VIII.

III. IV. V. VI. VII. He

B C N O F Ne

Al Si P S Cl Ar

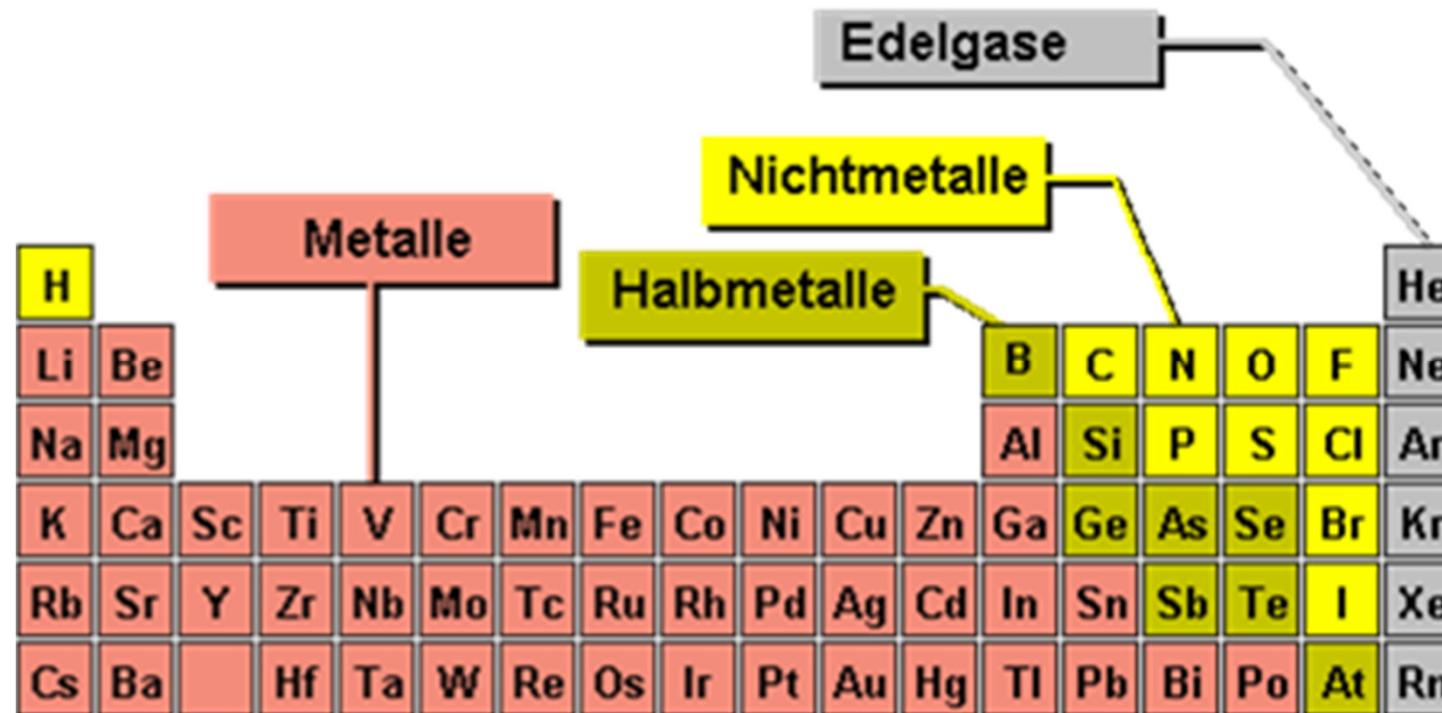
Perioden

4.	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5.	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6.	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7.	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									

Lanthaniden

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Actiniden



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

Elementgruppen



Alkalimetalle

H	
Li	Be
Na	Mg
K	Ca
Rb	Sr
Cs	Ba
Fr	Ra

Erdalkalimetalle

Übergangsmetalle

Edelgase

Halogene

Chalkogene

B	C	N	O	F	Ne
Al	Si	P	S	Cl	Ar
Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Lanthaniden

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Actiniden



Kurzcharakteristik der Hauptgruppen



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

Nebengrupp

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

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

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

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

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

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

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

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



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.	II.	III.	IV.	V.	VI.	VII.	VIII.
	Alkali	Erdalkali				Chalkogene	Halogene	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?



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 $m_C:m_O=1:2,66$
 $m_O(\text{Kohlenmonoxid}):m_O(\text{Kohlendioxid}) = 1:2 \Rightarrow \text{CO und CO}_2$

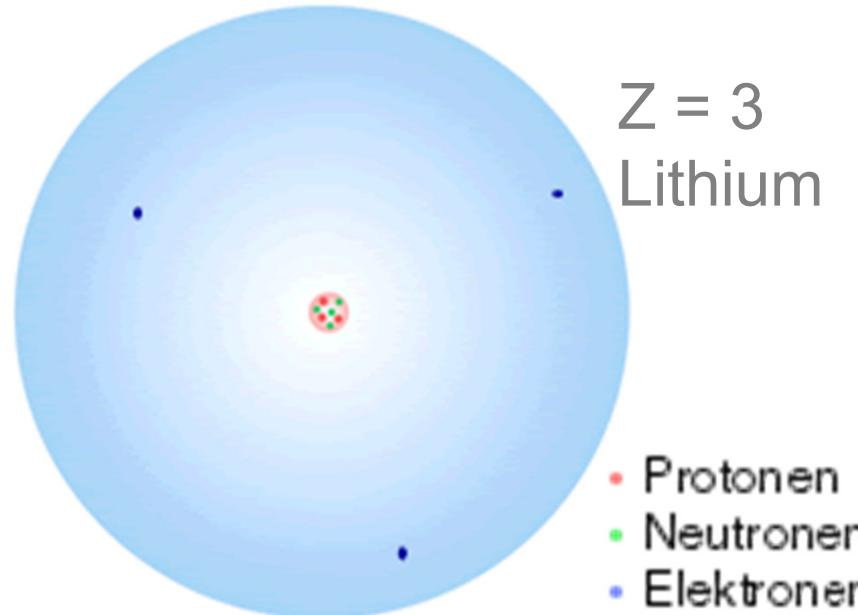
Daltons Atomhypothese (1808):

- Materie besteht aus kleinsten kugelförmigen Teilchen 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.

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

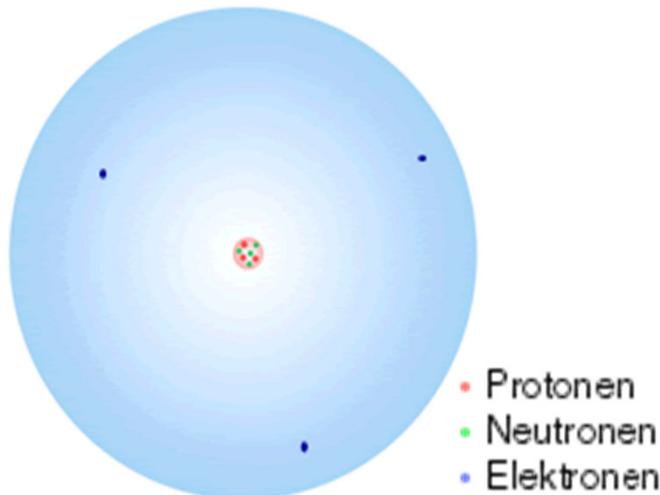
Hülle: "größer", leicht, negativ



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:

${}_{Z}^{m_a} Elementsymbol$

Beispiel: Lithium ${}_{3}^{7} Li$

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



Übung: Massen-/Ordnungszahl



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

Atommassenzahl = Protonenzahl + Neutronenzahl



Isotope



Isotope sind Atome gleicher Ordnungszahl, aber verschiedener Massenzahl.

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

Beispiele:

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

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

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

Uran: $_{92}^{235} U$ spaltbar; $_{92}^{238} U$ 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: $^{19}\text{Fluor}$

Die Chemische Bindung



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

Beispiel:



Arten der chemischen Bindung:

Nichtmetall-
Nichtmetall

Atombindung

Metall mit Nicht-
metall (oft)

Ionenbindung

Metall mit
Metall

Metallbindung

Moleküle
z. B. H₂O

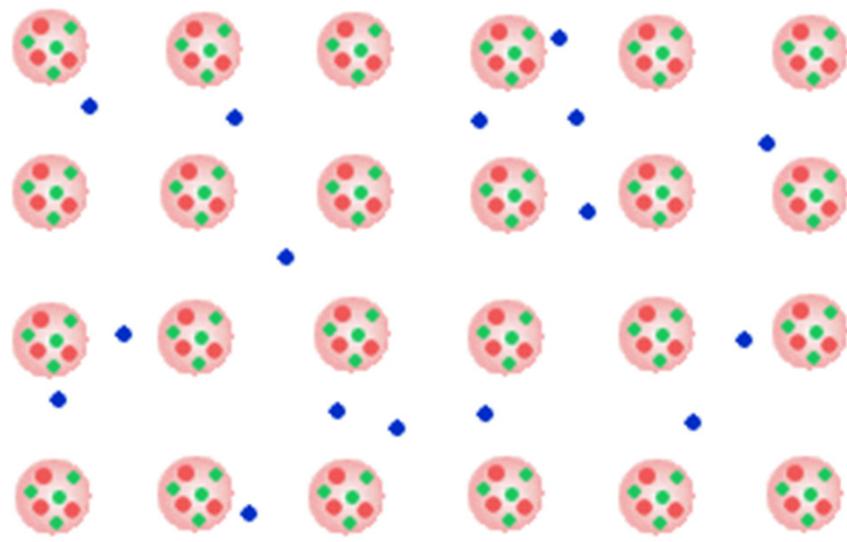
Salze
z.B. Na⁺Cl⁻

Metalle (Legierung)
z. B. Bronze

Metallbindung



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

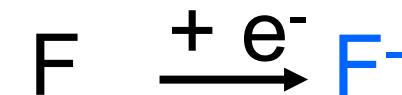


Wenn Atome Elektronen aufnehmen oder abgeben, entstehen Ionen:

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.

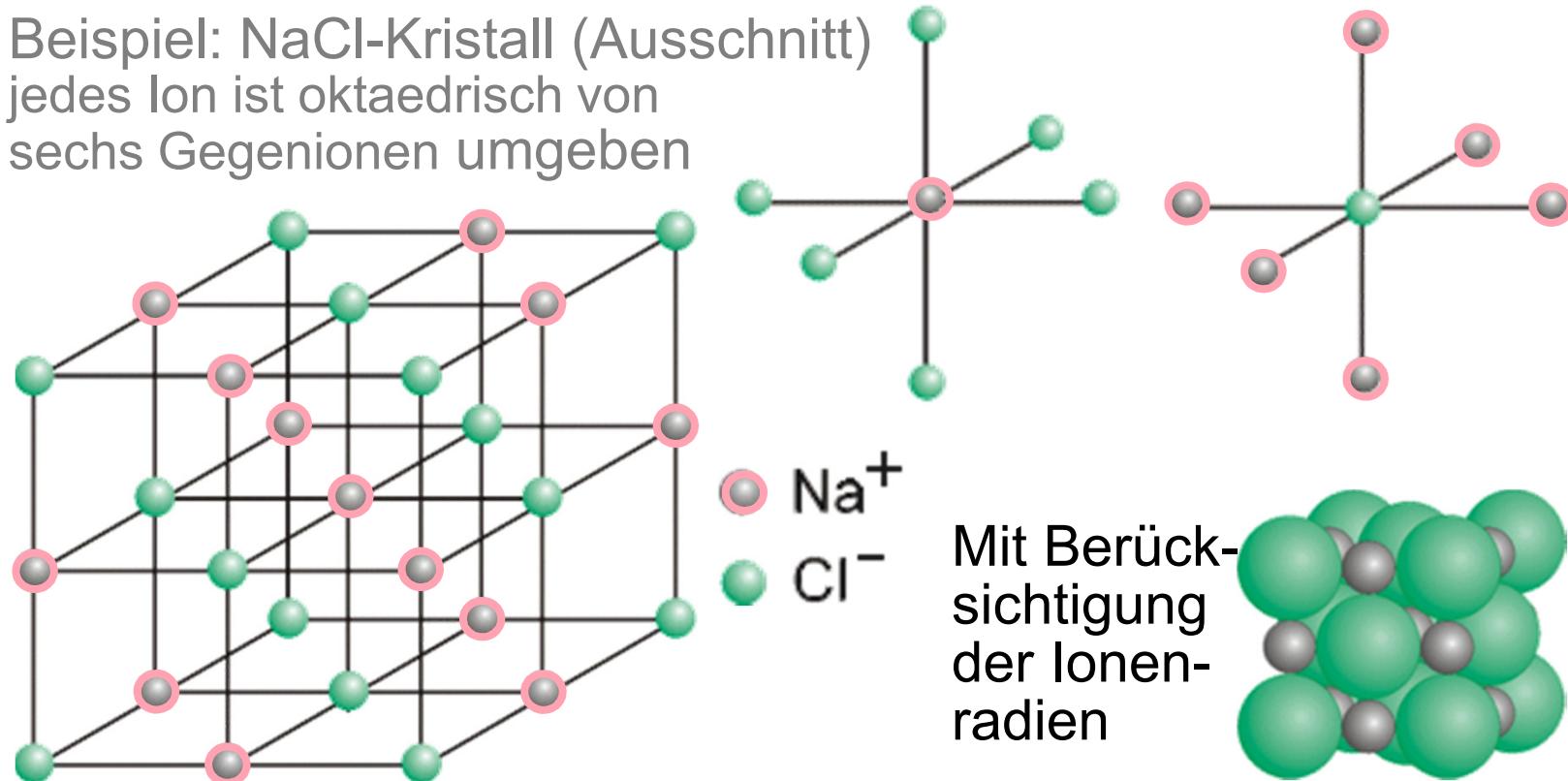
Ob ein Atom dazu neigt, ein Elektron abzugeben oder aufzunehmen,
hängt mit der damit verbundenen Änderung seiner Energie zusammen:
Es strebt immer den niedrigsten Energiezustand an.

Salze, Ionengitter



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

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

x bzw. y = 1 wird weggelassen

Beispiele:

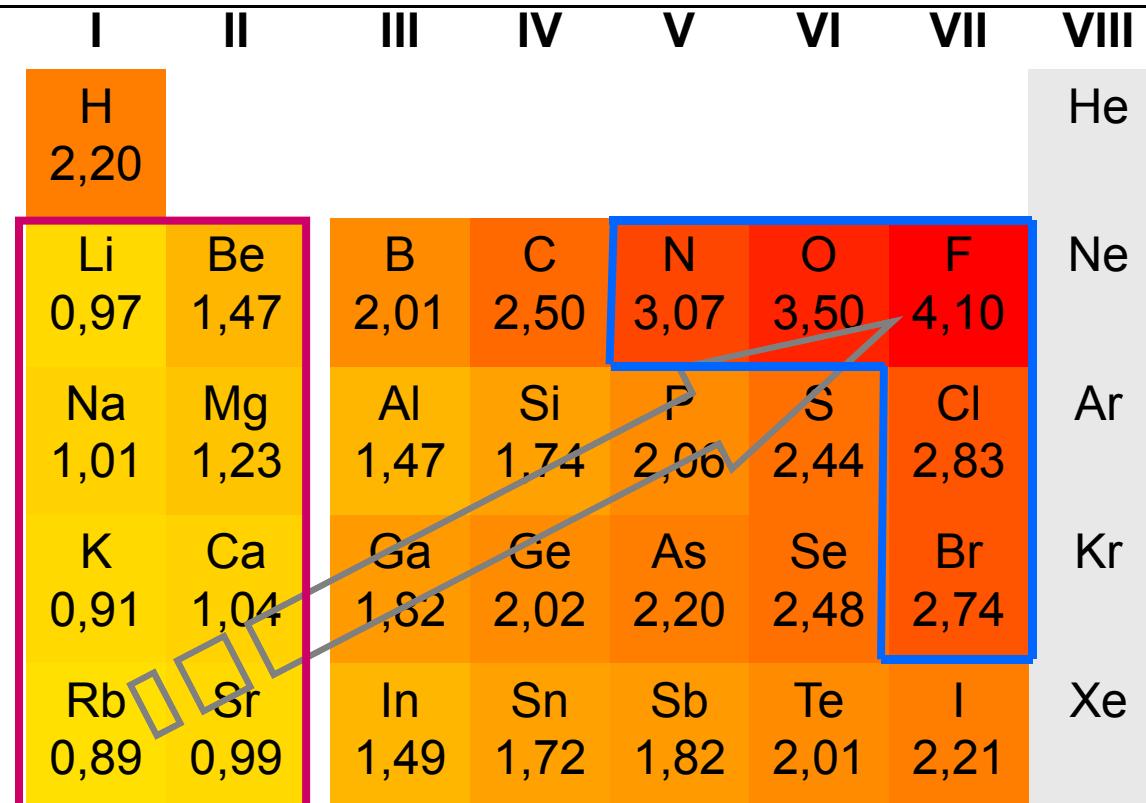
Ionen im Salz so kombinieren, dass sich die Ladungen aufheben.

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)



He

Ne

Ar

Kr

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:
 $\text{Hal} > \text{O} >> \text{C} > \text{H}$

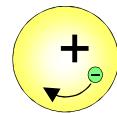
Je größer EN-Differenz desto polarer die Bindung; $\Delta\text{EN}>1,7 \Rightarrow \text{ionisch}$

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

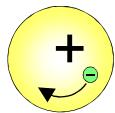
Atombindung = kovalente Bindung



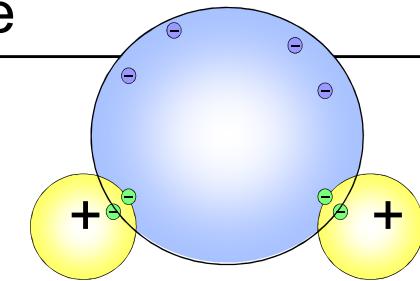
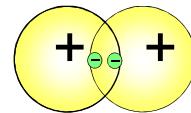
Atome mit kleiner EN-Differenz bilden **gemeinsames Elektronenpaar** aufgrund der ähnlich starken Anziehungskräfte auf die Elektronen.
 Elektronenhüllen zweier Atome überlappen \Rightarrow
Atombindung = kovalente Bindung. \Rightarrow Moleküle



H-Atome



H_2 -Molekül



<u>Beispiele:</u>	Verbindung	Summenformel	Strukturformel
	Wasserstoff	H_2	$\text{H}:\text{H}$
	Fluorwasserstoff	HF	$\text{H}-\ddot{\text{F}}:$
	Wasser	H_2O	$\begin{array}{c} \cdot\ddot{\text{O}}\cdot \\ \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} \quad \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \end{array}$

* 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.

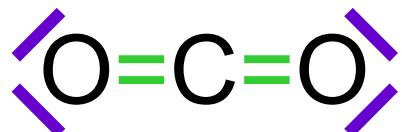
Doppelbindung



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.

Polare Atombindung



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

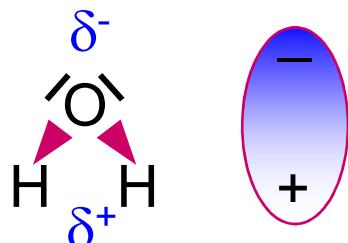


EN: 2,2 2,8

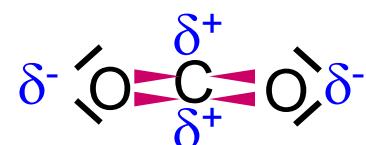
→ Dipolmoment

EN (O): 3,5

EN (H): 2,2



Wassermolekül: polar, gewinkelt
⇒ **Dipol**



Kohlendioxid: etwas polar,
aber symmetrisch ⇒ kein Dipol



Spaltung von Atombindungen



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

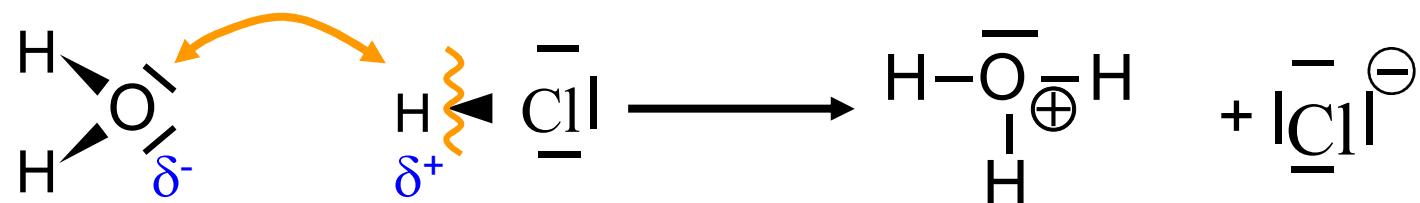
Man unterscheidet:

Homolyse: Spaltung einer unpolaren Atombindung in zwei Radikale:

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

Beispiel: $\text{Cl}-\text{Cl} \xrightarrow{\text{UV}} \cdot\text{Cl} + \cdot\text{Cl}$ Startreaktion für Chlor-knallgas-Reaktion

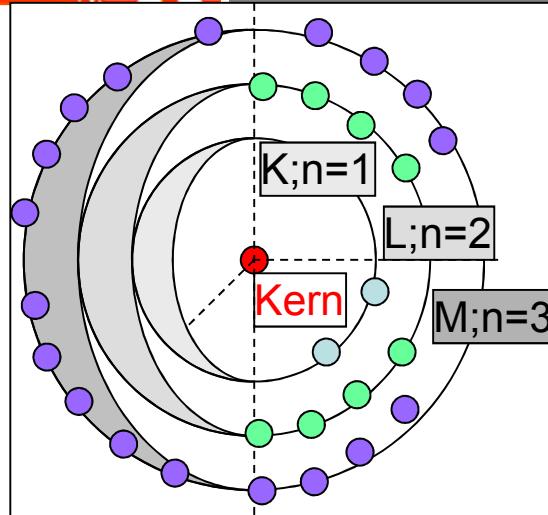
Heterolyse: Spaltung einer polaren Atombindung in Kation + Anion :



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



Bohrsches Atommodell



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

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

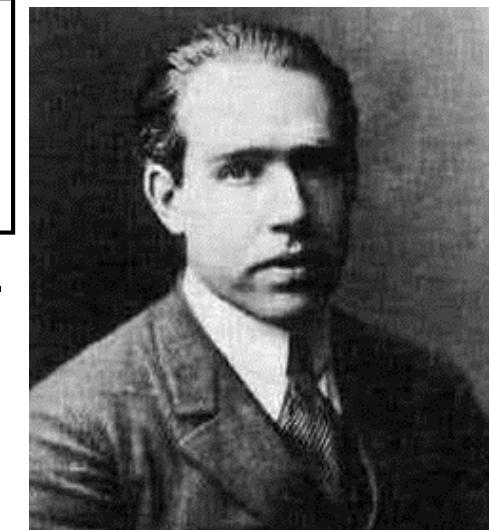
Die Schalen werden von innen (am energieärmsten) nach außen mit Elektronen befüllt.

Jede Schale kann nur eine best. Anzahl Elektronen aufnehmen:

$$2 \cdot n^2$$

Bei den schwersten Atomen sind 7 Energieniveaus besetzt.

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.

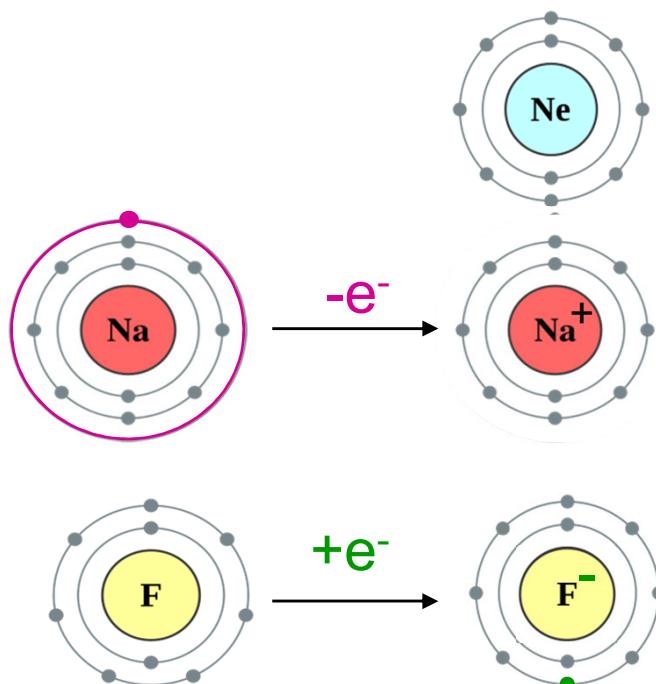
Oktett-Regel - Edelgaskonfiguration



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 **Edelgaskonfiguration** 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. $_{16}\text{S} + 2\text{ e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}$:
 \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.	II.	III.	IV.	V.	VI.	VII.	VIII.
	Alkali	Erdalkali				Chalkogene	Halogene	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 Molekül Sauerstoff
zu 2 Molekülen Wasser

Aluminium wird mit Brom umgesetzt zu Aluminiumbromid:

Vorläufige RG.: $\text{Al}_{(s)} + \text{Br}_{2(l)} \rightarrow \text{AlBr}_{3(s)}$
Brom zweiatomig,
Aluminiumion 3-wertig,
Bromid 1-wertig

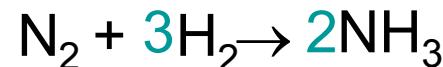




Weitere Reaktionsgleichungen



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



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

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

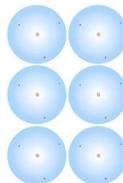
Veranschaulichung des Mol



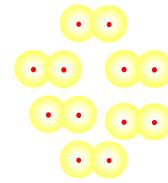
Die Stoffmenge 1 Mol enthält immer die gleiche Teilchenzahl, die Loschmidttsche bzw. Avogadrosche Zahl oder Avogadrokonstante N_A :

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

Darstellung: Ein Teilchen = 10^{23} Teilchen

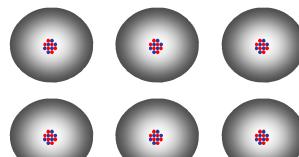


1 mol Lithium
 $6 \cdot 10^{23}$ Atome
(7 g)



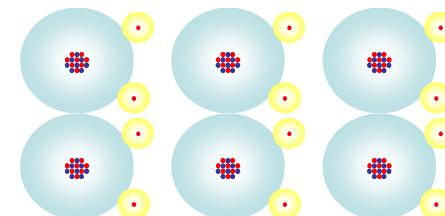
1 mol Wasserstoff
 $6 \cdot 10^{23}$ Moleküle
(2 g)

und 1 mol C ?



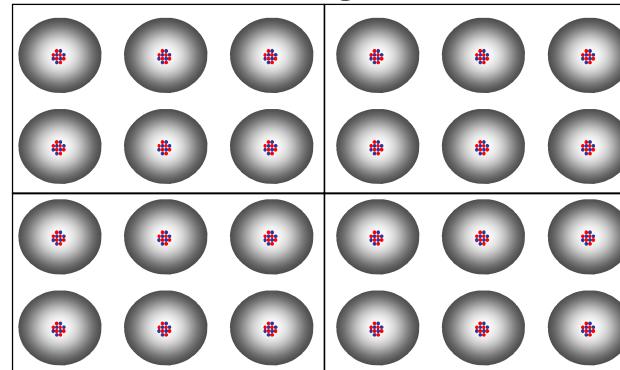
1 mol Kohlenstoff
 $6 \cdot 10^{23}$ Atome
(12 g)

Wie viel wiegt
1 mol Wasser?



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

$$\begin{array}{ccc} M = \frac{m}{n} & & \\ m = M \cdot n & \xleftarrow{\text{Umformung}} & n = \frac{m}{M} \end{array}$$

Beispiele:

Wie viel Gramm wiegen 0,2 mol Glucose?

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

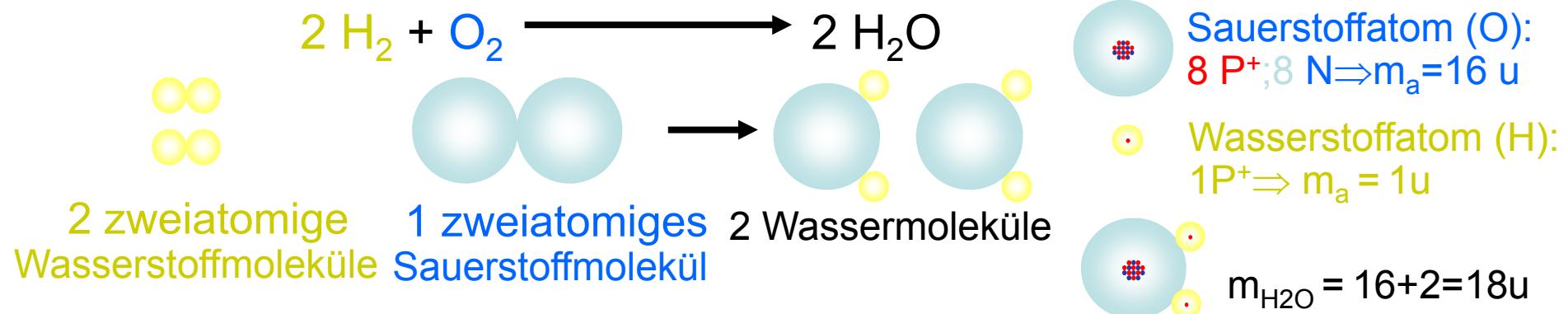
5,85 g Kochsalz (NaCl) entsprechen wie viel Mol?

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

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



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
$2 \text{ mol} (2 \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ Moleküle})$	$1 \text{ mol} (6 \cdot 10^{23} \text{ Moleküle})$	$2 \text{ mol} (2 \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ Moleküle})$
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.

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

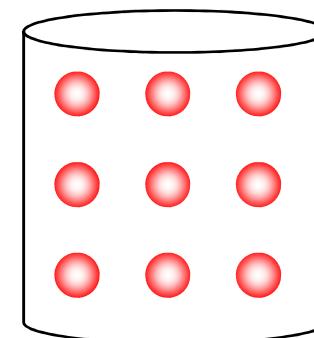
Stoffmengenkonzentration



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

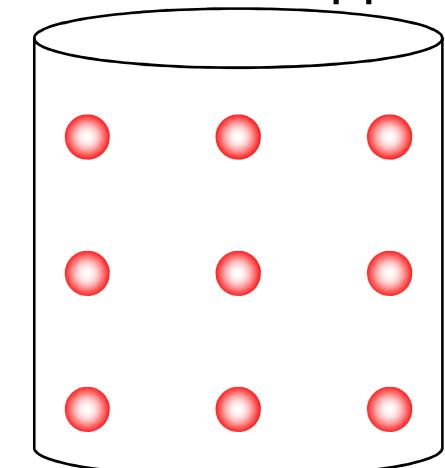
$$c = \frac{n}{V}$$

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

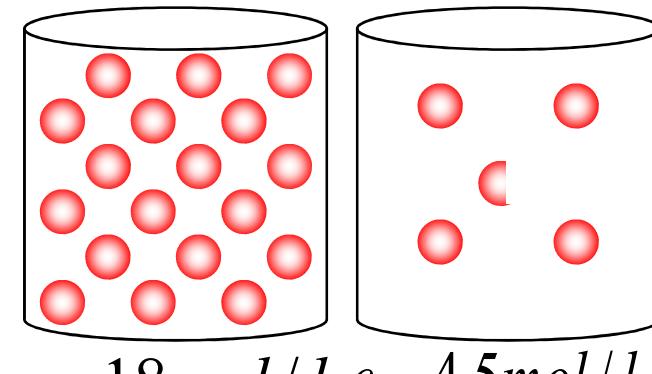
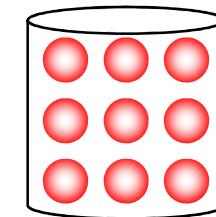


$$c = \frac{9\text{ mol}}{1l} = 9\text{ mol/l}$$

n konstant
Volumen verdoppelt



Volumen
halbiert



$$c = 18\text{ mol/l} \quad c = 4,5\text{ mol/l}$$

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

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

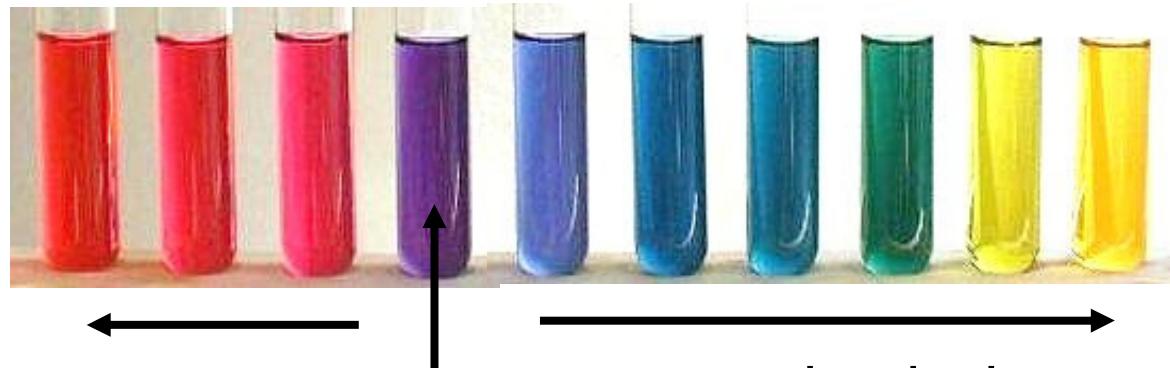
$$c = \frac{9\text{ mol}}{2l} = 4,5\text{ mol/l}$$

Übungen Tafel



Der Begriffe **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 verfärbten.

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

Saurer Regen

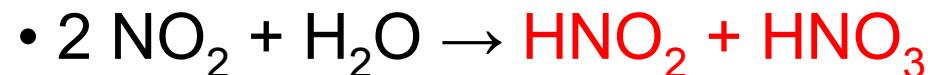


Ursache für den sauren Regen sind die Oxide des Kohlenstoff, Stickstoff und Schwefel, die bei der Verbrennung fossiler Brennstoffe (Kohle, Erdöl, Erdgas) entstehen. Zusammen mit Wasser ergeben sie Säuren:

Kohlenstoffdioxid:



Stickoxide:



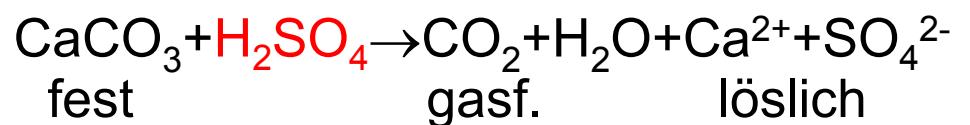
Schwefeloxide:



Die entstehenden Säuren schädigen Pflanzen, Gewässer und Gebäude:



1908
Kalksteinfiguren im Ruhrgebiet



Eigenschaften von Säuren



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

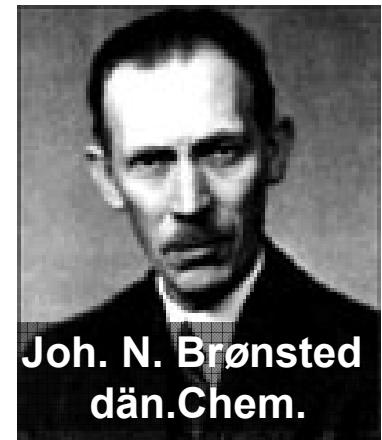




Umfassendere Säure-Base-Th. von **Brønsted, Lowry** (1923):

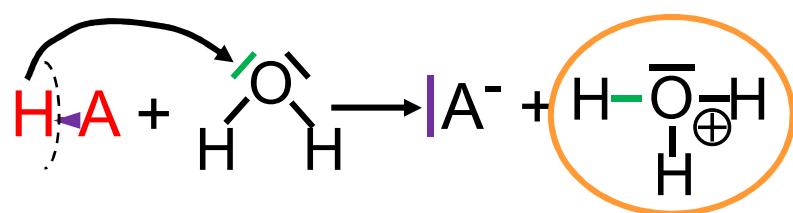
Säuren: **Protonendonatoren**; Stoffe oder Teilchen, die Protonen **abgeben** können.

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

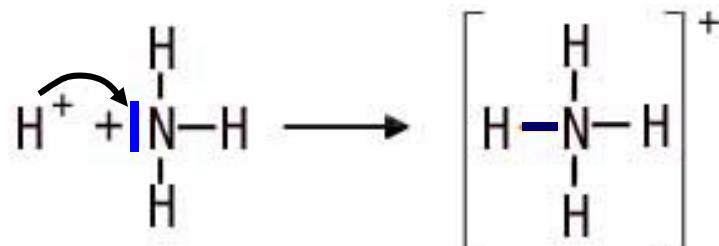


Joh. N. Brønsted
dän. Chem.

In Wasser bilden
Brønsted-Säuren
Hydronium-Ionen:



Basen müssen **Freies Elektronenpaar** besitzen, um ein Proton aufzunehmen zu können.





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

Brønsted-Säure enthält polar gebundenen Wasserstoff.

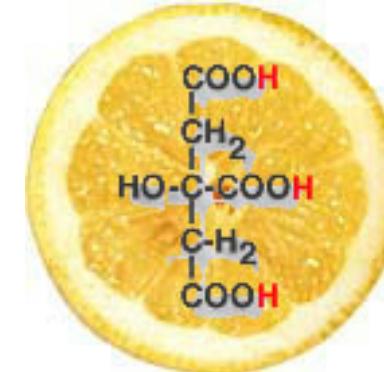
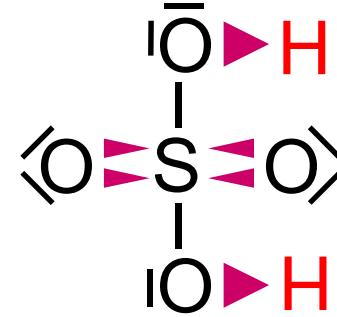
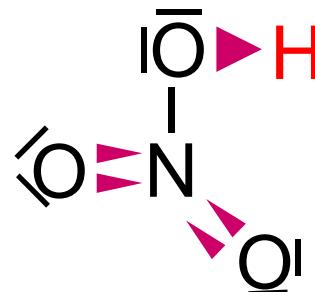
Welche Elemente bilden polare Bindungen zu H ?

Nichtmetalle (elektronegativ!) 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^- (Hydrogensulfat-Ion)

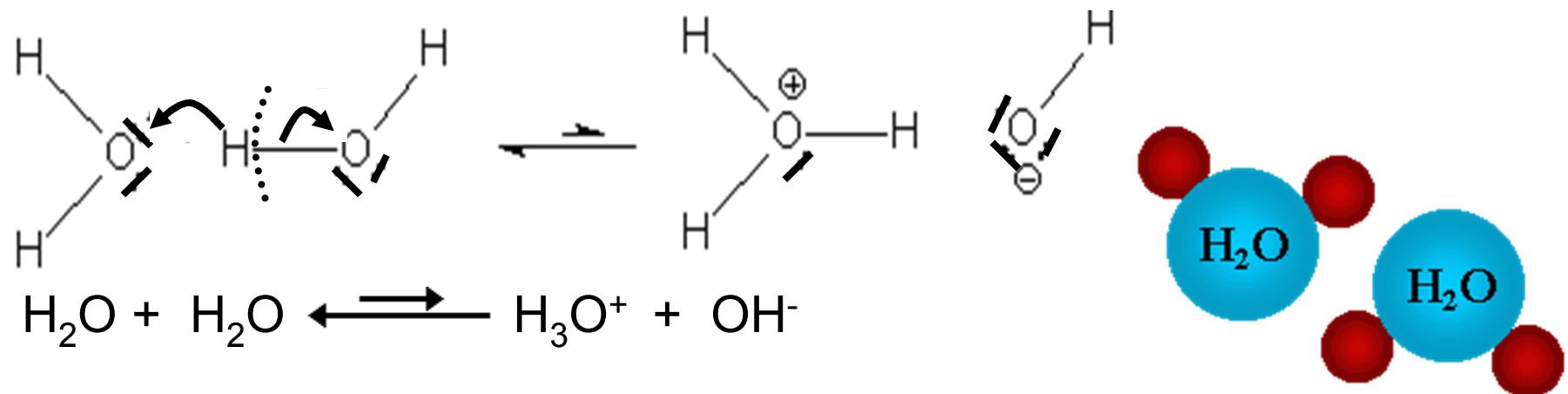
Säure/Base bezeichnet **chem. Verhalten** gegenüber Reaktionspartner. Stoffbezeichnung (z.B. Salpetersäure) historisch bezogen auf Wasser.

Autoprolyse des Wassers



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

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



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. (**potentia Hydrogenii**)

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

c(H ₃ O ⁺) mol/L dezimal	c(H ₃ O ⁺) 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
0,000000000001	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.

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

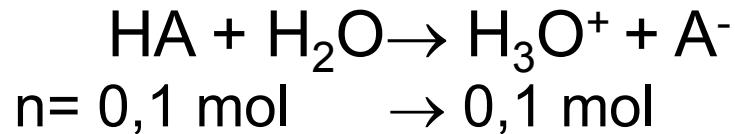
$$c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2 \text{ logarithmieren} \Rightarrow pH + pOH = 14$$

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



Beispiel:

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



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

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

Beispiel:

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

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

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

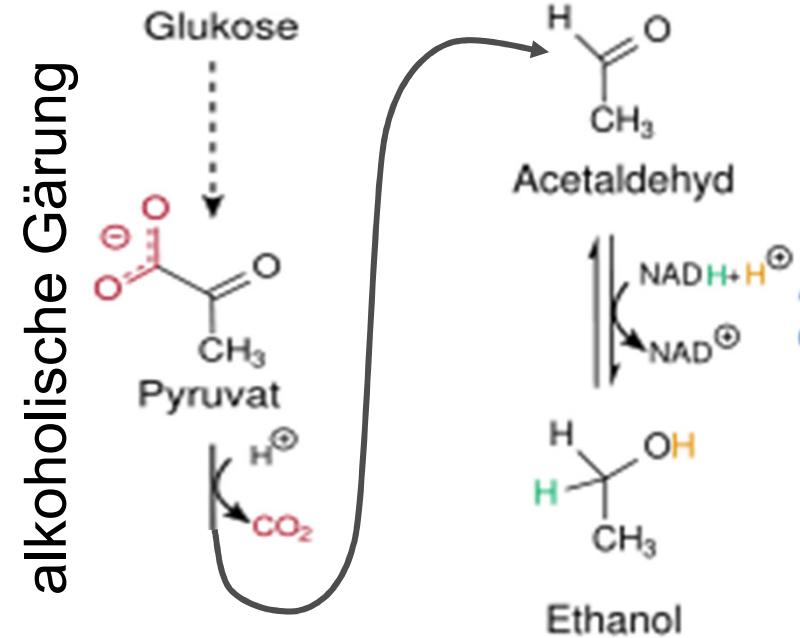
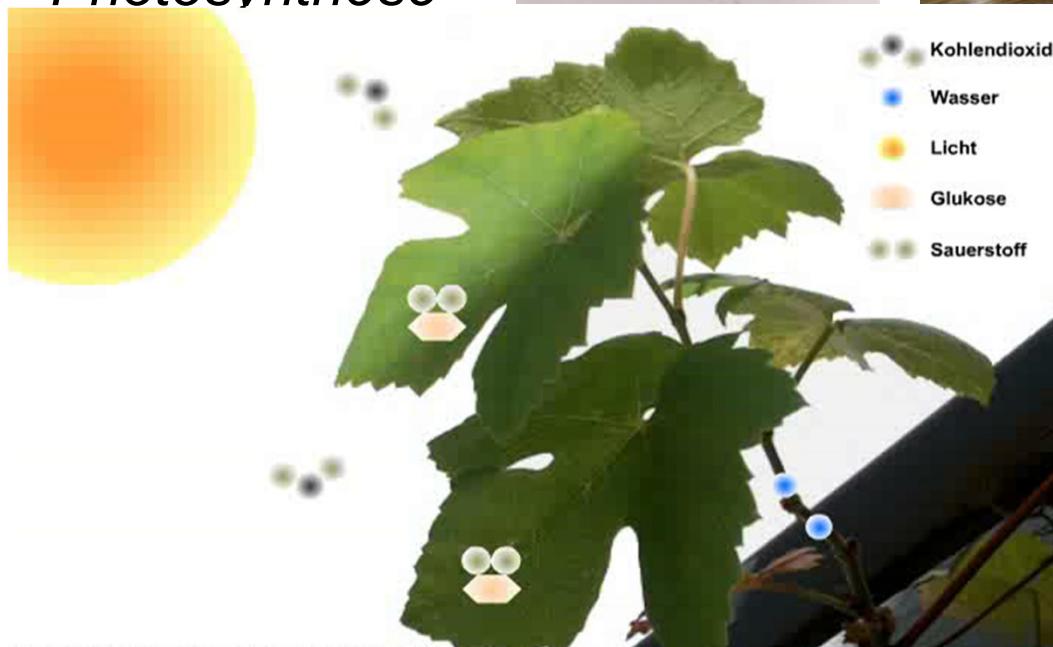
$$pH = 14 - pOH = 14 - 4 = 10$$

Redoxreaktionen



Redoxreaktionen sind Grundlage für die chemische Energie-speicherung und -umwandlung:
Sowohl in der Technik:

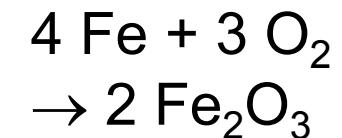
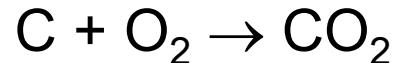
als auch
in der Natur:
Photosynthese



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.: $2 HgO \rightarrow 2 Hg + O_2$

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

Heutige Definition von Oxidation/Reduktion

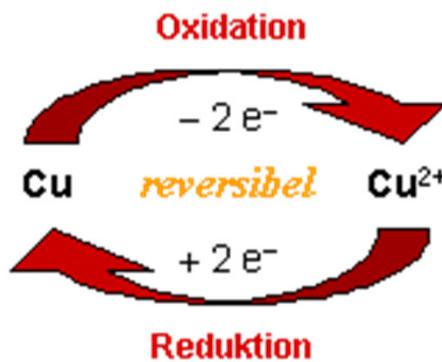


Als **Oxidation** bezeichnet man Prozesse, bei denen ein Atom, Ion oder Molekül **Elektronen abgibt**:



Dabei ändern sich die Eigenschaften der Materie deutlich:

Bsp: **Kupfer** (rot glänzendes Metall) geht über in Kupfer(Cu^{2+})Ionen.
 Cu^{2+} -Ionen bilden mit Anionen Salze oder liegen gelöst vor.
Solvatisierte Cu^{2+} -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**:





Redoxreaktion Beispiele



Da Elektronen nicht frei existieren, sind **Oxidation** und **Reduktion** stets **gekoppelt**. Redoxreaktion = Elektronenübergabe: $A + B \rightarrow A^+ + B^-$

Es können auch – je nach Reaktionspartner - mehrere Elektronen übertragen werden.

In der Redoxreaktion müssen bei der Reduktion genau so viel Elektronen aufgenommen werden, wie bei der Oxidation abgegeben wurden!
Daher tauchen in der **Gesamtgleichung nie Elektronen** auf!



Man kann die Redoxreaktion formal in Oxidation und Reduktion unterteilen. Die Teilschritte laufen aber nie einzeln ab!

Erhaltung der Masse und Ladung: Auf beiden Seiten der Reaktionspfeile muss die gleiche Anzahl jeder Atomsorte und gleiche Ladung sein.

Hinweise: Keine Elektronen "abziehen": $\cancel{Ca - 2e^- \rightarrow Ca^{2+}}$
Keine halben Moleküle : $\cancel{\frac{1}{2} Cl_2}$

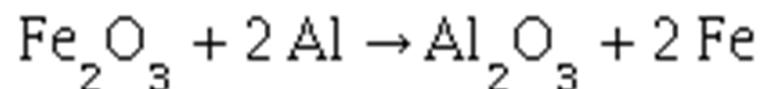
Thermit-Reaktion (eine bekannte Redoxreaktion)



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?

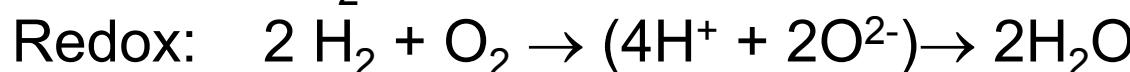
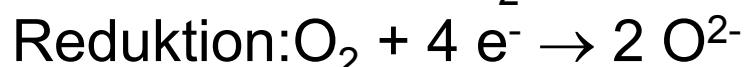
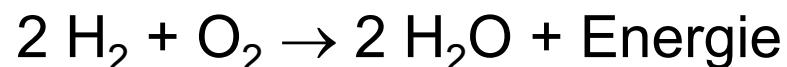
Thermit-Verfahren zum Verschweißen von Schienen



Knallgasprobe



Viele Redoxreaktionen laufen exotherm ab, d. h. unter Energieabgabe.
Eine weitere solche Reaktion ist die Knallgas-Probe (auf Wasserstoff)
Größte Knallgasreaktion aller Zeiten?



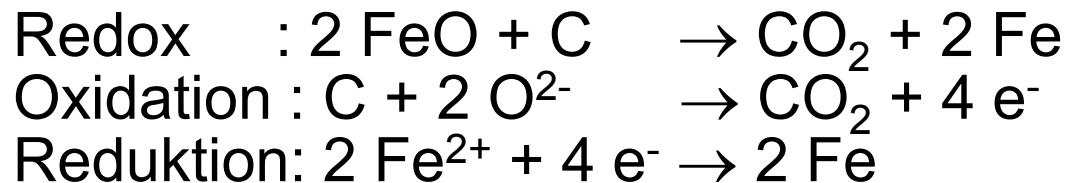
H (I. HG) gibt 1 e⁻ ab,
O (VI. HG) nimmt 2 e⁻ auf,
um Oktettregel zu erfüllen.
Beides zweiatomige Gase!

Tatsächlicher Mechanismus nicht ionisch, sondern radikalisch!

Weitere Redoxreaktionen

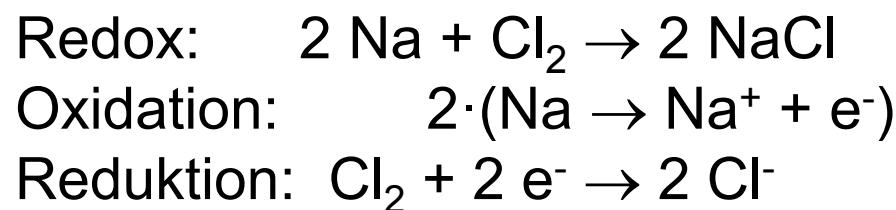


Reduktion von Eisen-(II)-oxid zu Eisen:



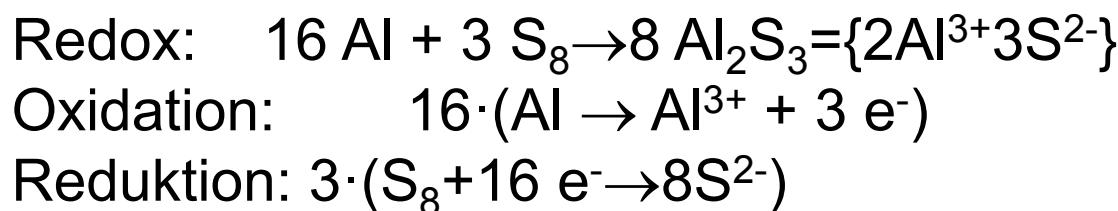
Wo läuft diese Reaktion großtechnisch ab?

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. $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$

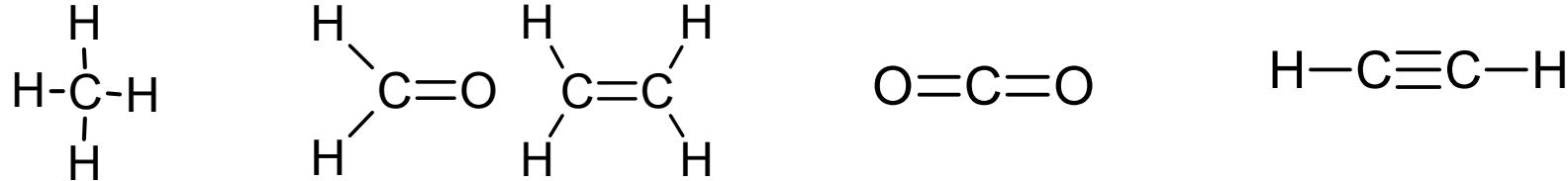
Ein Stoff, der andere Verbindungen reduzieren (Elektronen abgeben) kann, nennt man **Reduktionsmittel = Elektronendonator**
Er selbst wird dabei oxidiert!

Typische Reduktionsmittel:

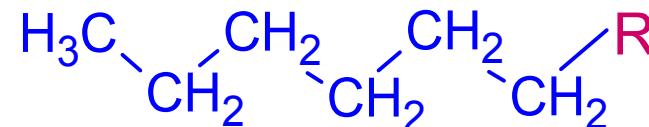
- Wasserstoff $H_2 \rightarrow 2 H^+ + 2 e^-$
- Zink $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$
- Kohlenstoff



- 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 funk. Gruppen (⇒ chem. Verhalten) = Homologe Reihe,



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>	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$ Methylen-	/
Propan	C_3H_8	<pre> H H H H-C-C-C-H H H H </pre>	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	
Butan	C_4H_{10}	<pre> H H H H H-C-C-C-C-H H H H H </pre>	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	
Pentan	C_5H_{12}	<pre> H H H H H H-C-C-C-C-C-H H H H H H </pre>	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	

* Alle Alkane haben die Summenformel:

C_nH_{2n+2}

Mit jedem weiteren C-Atom kommt eine Methylengruppe -CH₂- 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.

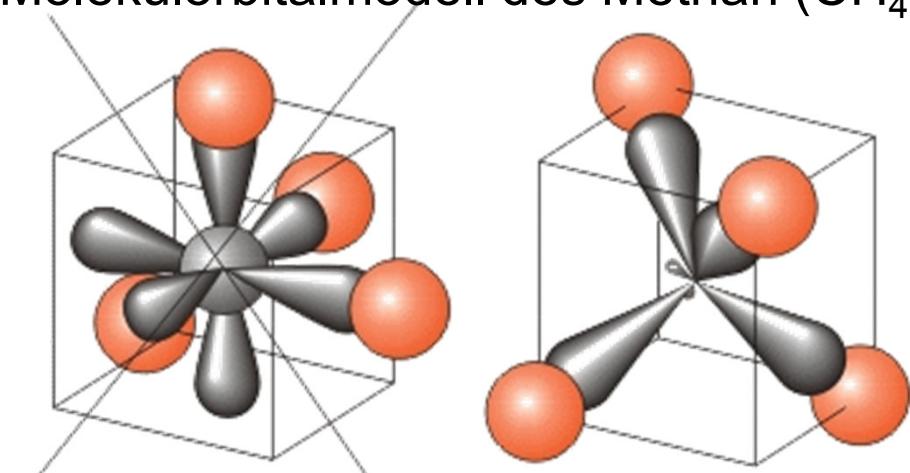
Das Auftreten unterschiedlicher Substanzen mit gleicher Summenformel wird als **Isomerie** bezeichnet, die Verbindungen selbst als **Isomere**

	n-Butan	iso-Butan 2-Methyl-propan	neo-Pentan 2,2-Dimethyl-propan
Summenformel	C_4H_{10}	C_4H_{10}	C_5H_{12}
Strukturformel	<pre> H H H H H—C—C—C—C—H H H H </pre> <p>Methin-</p>	<pre> H H H C H H C—C—H H H </pre>	<pre> H H H H C H H C—C—H H C H H H H </pre> <p>quartäres C-Atom</p>

Molekülgeometrie der Alkane

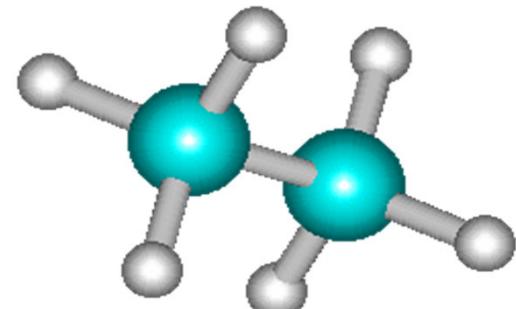


1858 Friedrich Kekulé: Vierbindigkeit Molekülorbitalmodell des Methan (CH_4) des Kohlestoffs; bindet 4 einbindige Atome. Tetraedrische Ausrichtung (109°-Winkel) 1874 von van't Hoff postuliert, später exp. bestätigt. Erklärung durch Hybridisierung: Das s, px, py, pz-Orbitale → 4 energiegleiche sp^3 -Hybridorb. sp^3 -hybridisierter Kohlenstoff kann 4 Einfach-(σ)-Bindungen ausbilden.

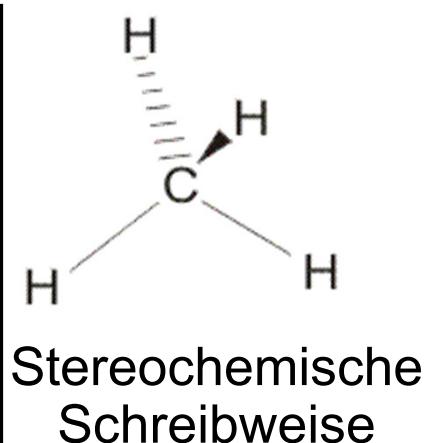
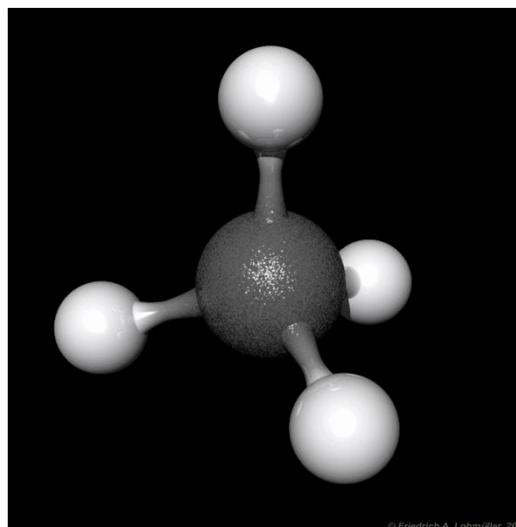


falsches MO-Modell Tetraedermodell

Ethan:



σ -Bindungen sind drehbar



Stereochemische Schreibweise



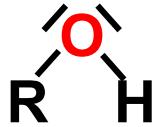
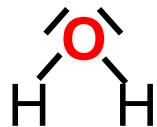
Bindungen in KW unpolär. Sind Heteroatome (O, N, S,...) gebunden
 ⇒ polare Bindungen ⇒ reaktive, **funktionelle Gruppen**
 Vielzahl org. Verb. mit unterschiedlichen Eigenschaften+Reaktionen

Funktionelle Gruppen mit Einfachbindungen

Ersetzt man
in Wasser

H- durch
Alkylrest
⇒ Alkohol

zwei
Alkylreste
⇒ Ether



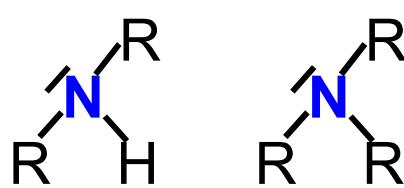
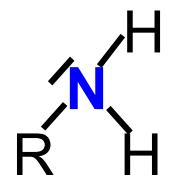
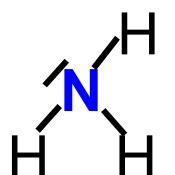
Thiole
(Mercaptane)



Thioether



Amine



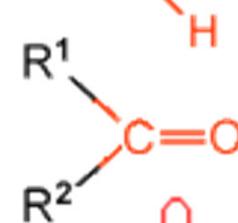
Funktionelle Gruppen mit C=O-Doppelbindung

(Carbonyl-Verbindungen)

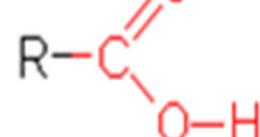
Aldehyde



Ketone



Carbonsäuren

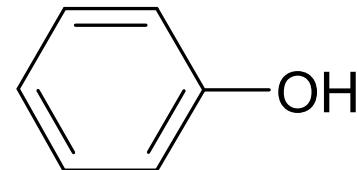
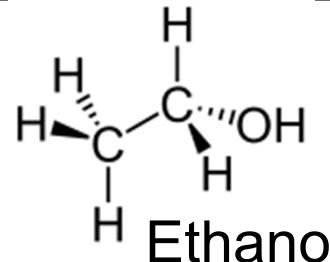
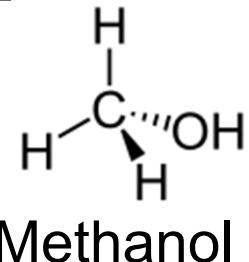
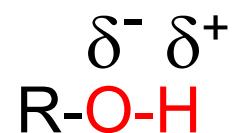


Funktionelle Gruppen bestimmen
phys. Eigenschaften: (Schmelz-,
Siedepunkt, Löslichkeit) und die
chem. Eigensch. (Reaktionen)

Alkohole

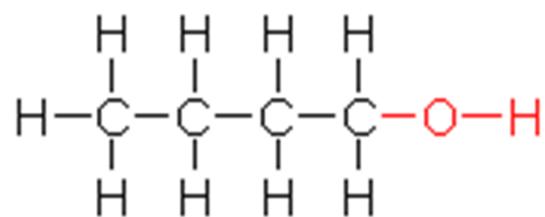


Alkohole haben mind. eine **Hydroxyl-Gruppe** (-OH), an einem C-Atom, das keine weitere funk. Gruppe trägt.



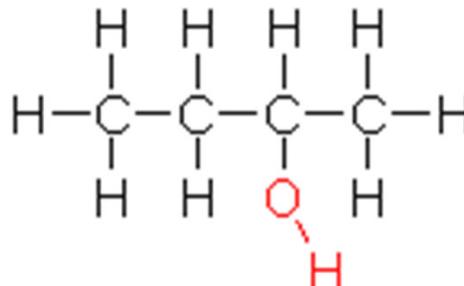
Abhängig davon, wie viele weitere C-Atome gebunden sind, unterscheidet man primäre, sekundäre und tertiäre Alkohole:

1-Butanol



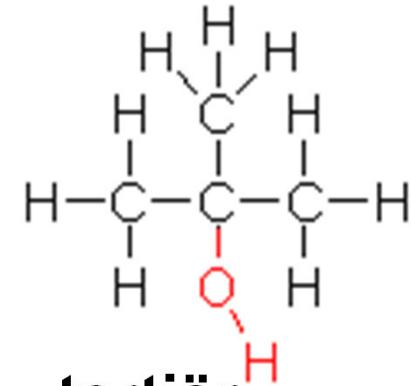
primär

2-Butanol



sekundär

tert.-Butanol



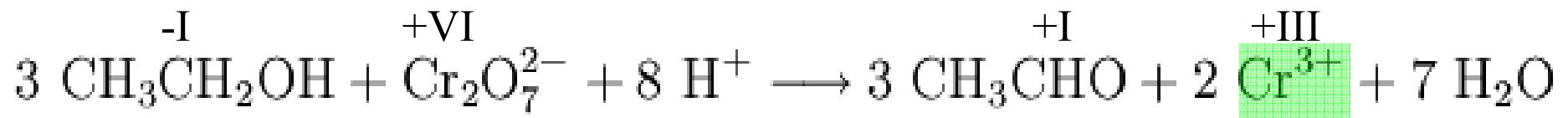
tertiär



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.

