

Lehrveranstaltung

**Grundlagen der Chemie für
Studierende des Maschinenbaus**

Dozent: Prof. Dr. Jan-Dierk Grunwaldt

Vorlesungsskript

WS 2010/11

*NUR ZUM GEBRAUCH DURCH AM BESUCH DER LEHRVERANSTALTUNG
BERECHTIGTEN PERSONEN BESTIMMT. VERVIELFÄLTIGUNG UND
VERBREITUNG IN JEGLICHER FORM IST NICHT GESTATTET!*

Allgemeine Hinweise

Zeit: Dienstag, 09:45-11:15, und alternativ Freitag, 11:30-13:00

Ort: HS Neue Chemie, Geb. 30.46

Dozent: Grunwaldt

SWS: 2 **ECTS: 3**

Erster Vorlesungstermin: Dienstag, 26. 10. 2010

Die Vorlesung von Dienstag wird bis auf Weiteres am Freitag wiederholt. Bitte suchen Sie sich einen Termin aus. Der Hörsaal hat nur ca. 400 Plätze bei ca. 600 Interessenten!

Zu aktuellen Informationen rund um Vorlesung und Prüfung gelangen Sie von der Internetseite <http://www.itcp.kit.edu/grunwaldt/82.php>.

Diese Seite führt Sie zu einem Skript, Übungsaufgaben inkl. Lösungen sowie Aufgaben und Lösungen der vorangegangenen Klausuren. Anhand der Aufgaben und des Skripts können Sie Ihren Kenntnisstand überprüfen. Zum Ende der Vorlesung werden Beratungstutorien angeboten; Termine und Ort werden rechtzeitig in der Vorlesung und auf der Internetseite bekanntgegeben.

Klausur: Eine dreistündige Abschlussklausur findet am Dienstag, 22.3.2011, 14:00 Uhr, statt. An- und Abmeldung zu Prüfungen erfolgen ausschließlich über die Selbstbedienungsfunktion oder das Studentenbüro.

Für den Fall der Abmeldung beachten Sie: Die Abmeldung über die Selbstbedienungsfunktion ist nur möglich, so lange die Anmeldung freigeschaltet ist. Danach kann die Abmeldung in Schriftform erfolgen, letzter möglicher Termin: Abgabe bei der Aufsicht vor der Ausgabe der Aufgaben. Spätere Abmeldungen nur noch mit ärztlichem Attest.

Studenten, die sich ordnungsgemäß von der Klausur abgemeldet haben, sind so gestellt, als hätten sie sich nicht angemeldet.

Ansprechpartner zu allen Fragen:

Dr. G. Schoch, Geb. 11.21, Raum 009; e-mail schoch@ict.uni-karlsruhe.de Tel. (0721) 608 3189.

Sprechzeiten von Prof. Grunwaldt:

Dienstag (nur in der Vorlesungszeit): 8:30 bis 9:15 in Geb.11.21, Raum 107 oder unmittelbar nach der Vorlesung.

Arbeiten mit dem Skript

Das Skript umfasst den gesamten für die Lehrveranstaltung und damit für die Prüfung wesentlichen Stoff.

Zusatzinformationen, die nicht explizit in der Vorlesung besprochen werden und nicht prüfungsrelevant sind, sind grau hinterlegt.

Eckige Klammern bezeichnen eine Einheit, z. B. [g/mol]

Abkürzungen:

⇒ bedeutet „das heißt“, „daraus folgt“

s.u. bedeutet „siehe unten“

s.o. bedeutet „siehe oben“

Quellennachweis:

Abbildungen entstammen:

- [1] Chemie: das Basiswissen der Chemie, 125 Tabellen, Charles E. Mortimer, Ulrich Müller. 8., komplett überarb. u. erw. Auflage, Thieme-Verlag, Stuttgart, 2003.
- [2] Chemie – einfach alles, Peter W. Atkins, Loretta Jones (Übersetzung herausgegeben von Rüdiger Faust), 2. vollst. überarbeitete Auflage, Wiley-VCH, 2006.
- [3] Allgemeine und Anorganische Chemie, Erwin Riedel, 9. Auflage, de Gruyter, Berlin, 2008.
- [4] Chemie für Ingenieure, Jan Hoinkis, Eberhard Lindner, 13. Auflage, Wiley-VCH, Weinheim, 2007.
- [5] Chemie, Hans Rudolf Christen, Günter Baars. - 1. Aufl., Aarau, Frankfurt am Main, Salzburg, Sauerländer, 1997.
- [6] Organische Chemie, K. Peter C. Vollhardt, Neil E. Shore, 4. Auflage, Wiley-VCH, Weinheim, 2005.

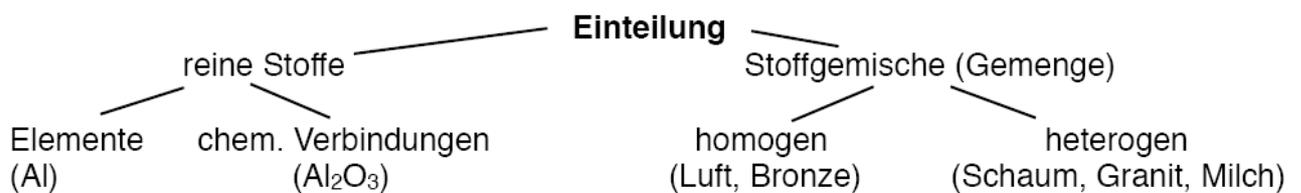
1. Aufbau der Materie

1.1 Einleitung

1.1.1 Abgrenzung der Chemie

Die **Chemie** ist die Lehre von den Stoffen und stofflichen Veränderungen. Bei einem chemischen Vorgang, einer **chemischen Reaktion**, erfolgt eine Stoffumwandlung. Aus den Ausgangsstoffe (Reaktanden, Edukte, Reaktionspartner) entstehen neue Stoffe (Produkte) mit anderen Eigenschaften. Chemische Reaktionen sind in der Regel mit einem Energieumsatz verknüpft, sie lassen sich im Allgemeinen umkehren. Die Gesamtmasse des Systems ändert sich bei einer chemischen Reaktion nicht.

1.1.2 Grundbegriffe



Element:

- besteht aus gleichartigen Atomen, d.h. gleiche Anzahl von Protonen
- durch Symbol von 1-2 lateinischen Buchstaben gekennzeichnet (z. B., K, Cl, Ca)

Kernladungszahl: entspricht Anzahl von Protonen eines Elementes

Atom:

- kleinstes, chemisch nicht teilbares Teilchen
- Masse 10^{-24} - 10^{-22} g
- Durchmesser $1-5 \cdot 10^{-10}$ m = 0.1-0.5 Nanometer [nm] = 1-5 Ångström

Chemische Verbindungen entstehen aus zwei oder mehreren Elementen \Rightarrow enthalten 2 oder mehr Atomarten

Moleküle:

- bestehen aus mehreren gleich- (H₂, O₂) oder ungleichartigen (H₂O) Atomen
- meist flüchtige Verbindungen (Siedepunkt < 500 °C)

Hypothese von Avogadro: Bei gleichen Bedingungen enthalten gleiche Volumina idealer Gase gleich viele Teilchen (Unter Standardbedingungen enthalten 22,414 Liter eines idealen Gases $6,02 \cdot 10^{23}$ Teilchen = 1 mol, s.u.)

Ionen:

- elektrisch geladene Atome (z. B. Na⁺) oder Moleküle (z. B. SO₄²⁻)
- chemische Formel der Ionen gibt an, in welchem Verhältnis diese in Lösung oder im Kristallgitter vorliegen
- positive geladene = Kationen
- negativ geladene = Anionen

Coulombsches Gesetz beschreibt Kräfte zwischen geladenen Teilchen:

$$\vec{F} = \frac{k}{2} \cdot \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2} \cdot \frac{(\vec{r})}{r}$$

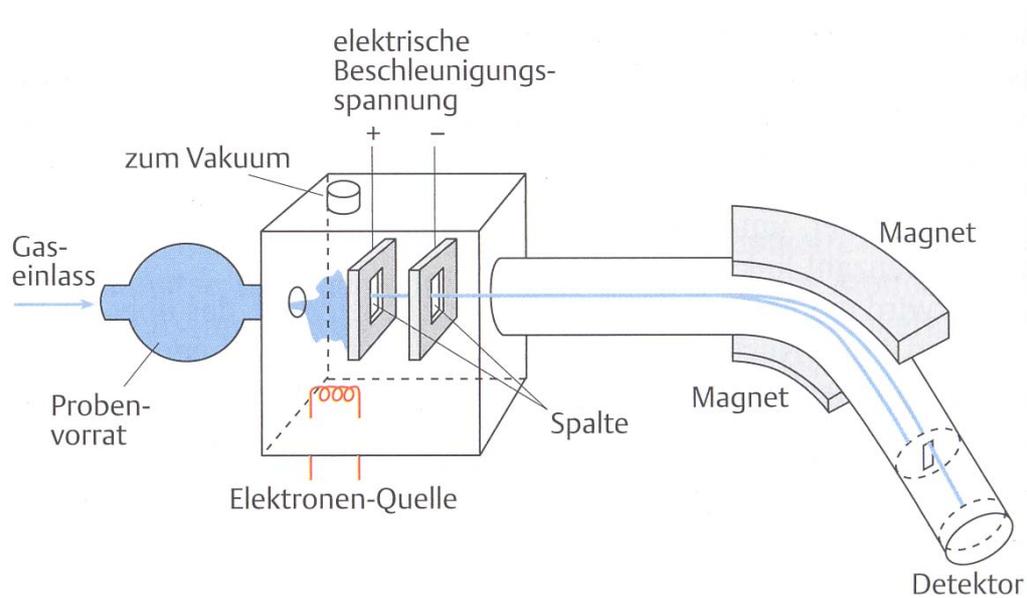
Ladung eines Elektrons (= Elementarladung): $e = 1.602 \cdot 10^{-19}$ As (1 As = 1 C)

Versuch: Ionenwanderung

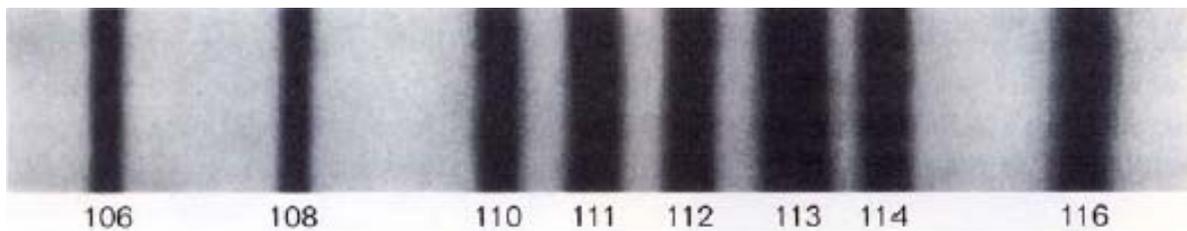
In einem U- Rohr ist eine Lösung vorgelegt, die Cu(NH₃)²⁺- (blau) und CrO₄²⁻- (gelb) Ionen enthält, die Lösung erscheint gelbgrün. Es wird eine Gleichspannung angelegt und nach einiger Zeit kann man anhand der Farbe erkennen, dass die blauen Cu(NH₃)²⁺- Ionen zur Kathode (negativer Pol) und die gelben CrO₄²⁻-Ionen zur Anode (positiver Pol) gewandert sind.

Masse der Atome:

Bestimmung erfolgt über das Verhältnis von Masse und Ladung (m/q) im **Massenspektrometer** basierend auf der unterschiedlichen Ablenkung geladener Teilchen im Magnetfeld aufgrund unterschiedlicher m/q - Verhältnisse (Massen).



Aufbau eines Massenspektrometers



Beispiel: Massenspektrum von Ca

Atommasseneinheit u: $u = 1/12$ der Masse des Kohlenstoffnuklids ^{12}C
 $= 1 / 6.02 \cdot 10^{23} \text{ g} = 1.66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
 \Rightarrow in 12 g Kohlenstoff (^{12}C) sind $6.02 \cdot 10^{23}$ Kohlenstoffatome enthalten

Avogadro-Zahl: $6,02 \cdot 10^{23}$

Avogadro-Konstante: $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Stoffmenge n [mol]: 1 mol entspricht $6,02 \cdot 10^{23}$ Teilchen

Molare Masse M [g/mol]: Masse pro Mol

Stoffmenge n [mol]: $n = m/M \text{ [g] / [g/mol]}$

z. B., molare Masse von Kohlenstoff $M_{\text{C}} = 12 \text{ g/mol}$

Chemische Formel: Zahlenverhältnis der in einer Verbindung enthaltenen Atome, die durch Symbol des Elements repräsentiert werden,

z.B. $\text{Al}_2\text{O}_3 = 2 \text{ Al-Atome} + 3 \text{ Sauerstoffatome}$

$\text{NaCl} = 1 \text{ Na-Atom} + 1 \text{ Cl-Atom}$

Atome bestehen aus **Elementarteilchen:**

	Masse in u	Ladung
Elektronen	0,0055	e^-
Protonen	1,0072	e^+
Neutronen	1,0086	neutral

Chemie wird durch die Elektronen bestimmt.

Atomkern ($d = 10^{-15} \text{ m}$):

- besteht aus **Protonen** und **Neutronen**, die zusammen als Nukleonen bezeichnet werden
- ist positiv geladen

Elektronenhülle ($d = 10^{-10} \text{ m}$):

- Aufenthaltsbereich der Elektronen
- negativ geladen

Element besteht aus Atomen der gleichen Protonenzahl (= Ordnungszahl)

Isotope: Atome mit gleicher Protonenzahl, aber verschiedenen Neutronenzahlen

Nuklide: Atome mit gleicher Protonen- und Neutronenzahl

Nomenklatur:

$\begin{matrix} \text{Protonen+Neutronen} \rightarrow 12 & \text{C} & \text{C} & \text{C} \\ \text{Protonenzahl} \rightarrow 6 & \text{, } 6 & \text{, } 6 & \text{, } 6 \end{matrix}$ sind Isotope des Kohlenstoffs

Massenzahl:

- Summe der Nukleonen (Protonen + Neutronen) eines Isotops (Nuklids)
- relative Masse in Atommasseneinheiten \approx Massenzahl

1.2 Elektronenhülle

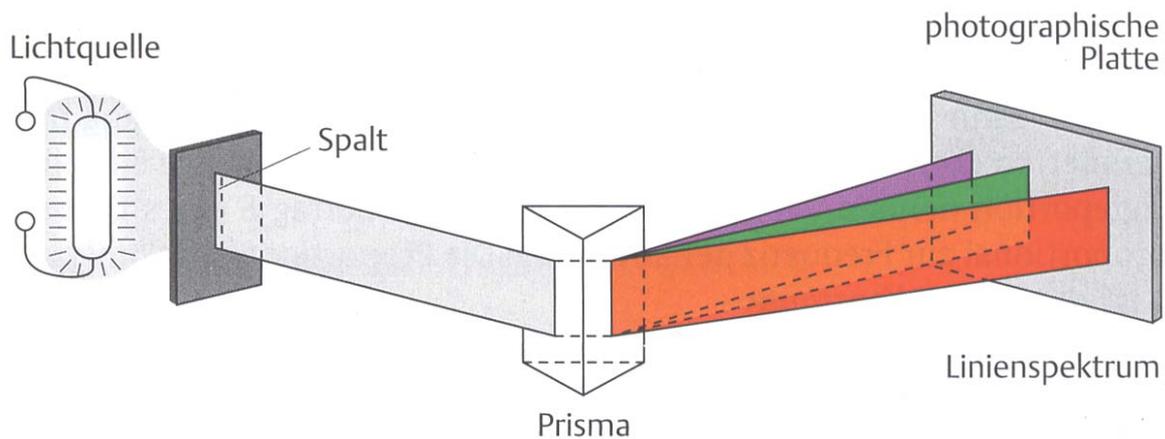
1.2.1 Energiestufen der Elektronen

Spektrallinie: Linien- (Wellenlängen-) Spektrum, das einzelne Atome emittieren, charakteristisch für jedes Element

⇒ Spektralanalyse (z.B. Atomabsorptionsanalyse) zur quantitativen Bestimmung von Metallen

Versuch: Flammenfärbung

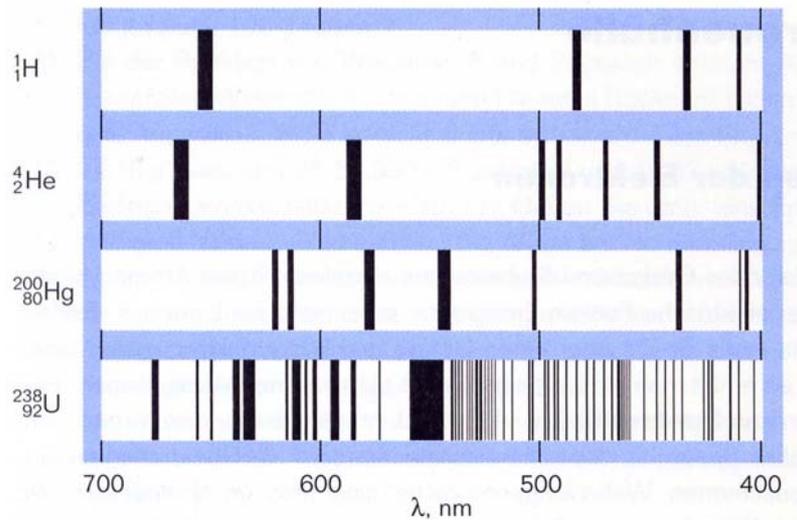
Mit Hilfe eines Zerstäubers werden verschiedene Metallsalzlösungen in die Flamme eines Bunsenbrenners eingebracht. Man erkennt eine für das jeweilige Metallatom spezifische Flammenfärbung (z.B. gelb (Na), grün (Ba)).



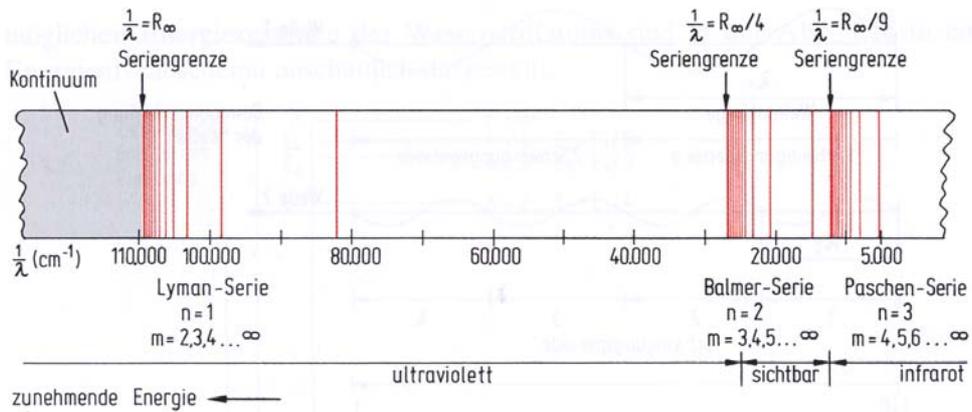
Spektrale Zerlegung des Lichts mittels Prisma

Interpretation der Beobachtungen führt zur Quantentheorie, die u.a. besagt, dass Energie eines Systems nur in ganzzahligen Vielfachen von Energiequanten auftritt: $E=h\nu$ (h = Plank'sches Wirkungsquantum, ν = Frequenz).

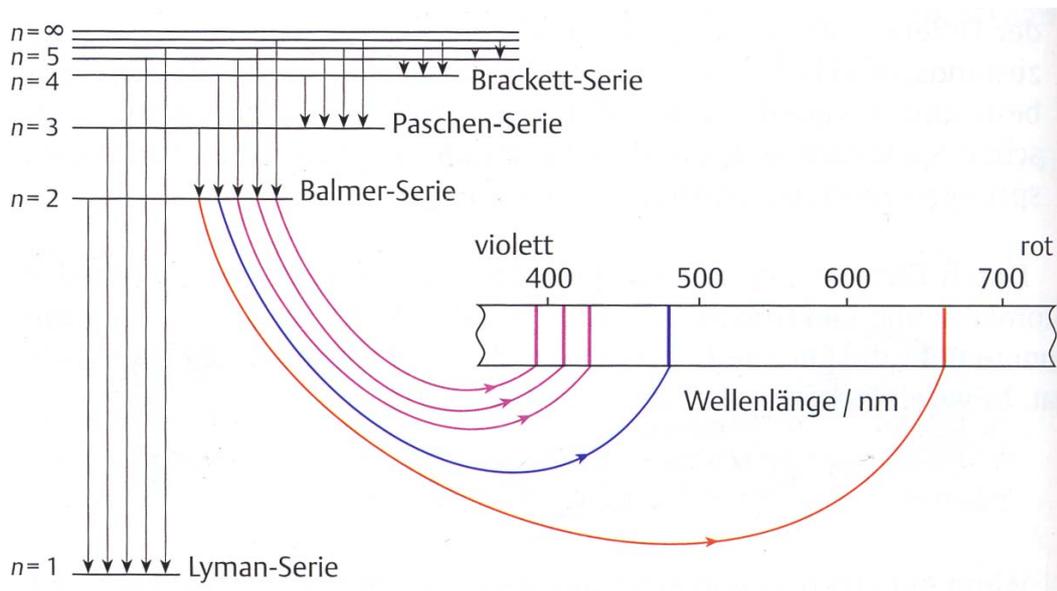
⇒ Die Elektronen im Atom können nur bestimmte Energiezustände einnehmen.



Linienspektren verschiedener Atome



Emissionsspektrum von atomarem Wasserstoff (schematisch).



Zusammenhang zwischen den Elektronenübergängen im Wasserstoffatom und den Linien im Spektrum

Spektrallinie entspricht der Differenz zwischen zwei Energiezuständen eines Elektrons;
 bei $n = \infty$ erfolgt die

Ionisierung: Abtrennung eines Elektrons aus dem Atom. Die dafür benötigte Energie ist die **Ionisierungsenergie**.

Z	Element	Ionisierungsenergie in eV zur Abtrennung des x-ten Elektrons						
		1	2	3	4	5	6	7
1	H	13,6						
2	He	24,6	54,4					
3	Li	5,4	75,6	122,4				
4	Be	9,3	18,2	153,9	217,7			
5	B	8,3	25,1	37,9	259,3	340,1		
6	C	11,3	24,4	47,9	64,5	391,9	489,8	
7	N	14,5	29,6	47,4	77,5	97,9	551,9	666,8
8	O	13,6	35,2	54,9	77,4	113,9	138,1	739,1
9	F	17,4	35,0	62,6	87,2	114,2	157,1	185,1
10	Ne	21,6	41,0	64,0	97,1	126,4	157,9	207,0
11	Na	5,1	47,3	71,6	98,9	138,6	172,4	208,4
12	Mg	7,6	15,0	80,1	109,3	141,2	186,7	225,3

Ionisierungsenergien in Elektronenvolt [eV]. 1 eV ist die Energie, die ein Elektron beim Durchlaufen einer Spannung von 1 V erhält (1 eV = 95.8 kJ/mol).

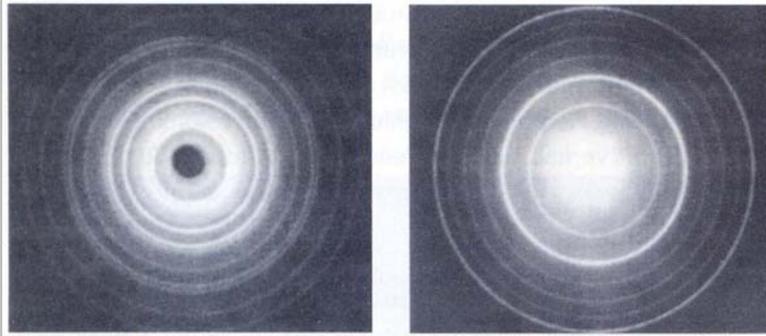
1.2.2 Welle-Teilchen-Dualismus

Elektronen zeigen sowohl Wellen- als auch Teilcheneigenschaften
 (Beugung) (Impuls)

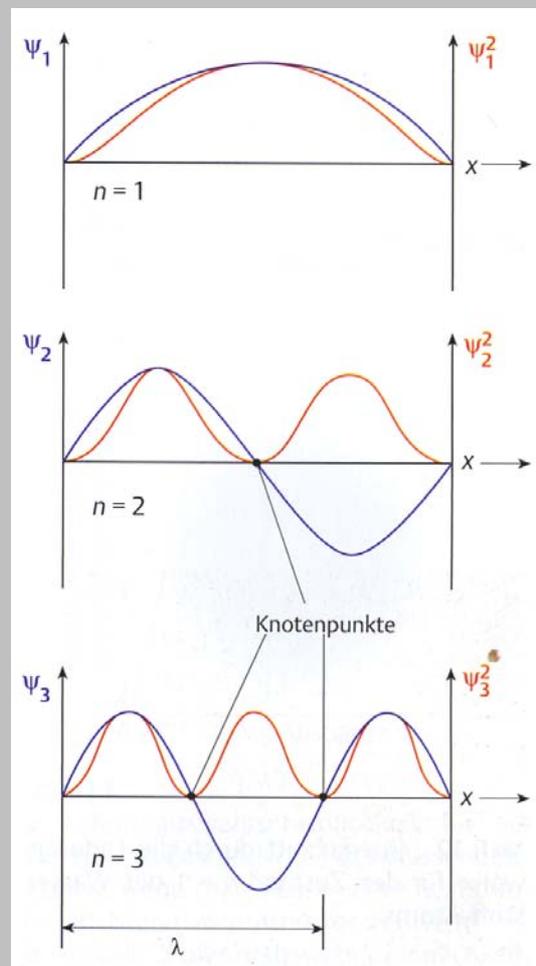
Zusammenhang: $\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$ Materiewellen

λ = Wellenlänge, m = Masse, v = Geschwindigkeit.

Elektronen können mit Wellengleichungen (Schrödinger-Gleichung) beschrieben werden. Wellenfunktion ψ beschreibt ein Elektron im Atom (Molekül, Ion) als stehende Welle. Man nennt diese Wellenfunktion Orbital (Atomorbital, Molekülorbital). Jede stehende Welle entspricht einem bestimmten Energiezustand.



Links: Beugung beim Durchgang von Röntgenstrahlen durch eine Al- Folie (Photo Bell Telephone Laboratories) Rechts: Beugung eines Elektronenstrahls beim Durchgang durch eine Folie aus Thalliumchlorid (Photo RCA Laboratories, Princeton, N.J.)



Stehende Wellen

Quadrat der Wellenfunktion $\psi^2 =$ Maß für die Wahrscheinlichkeit, das Elektron an einer bestimmten Stelle zu finden

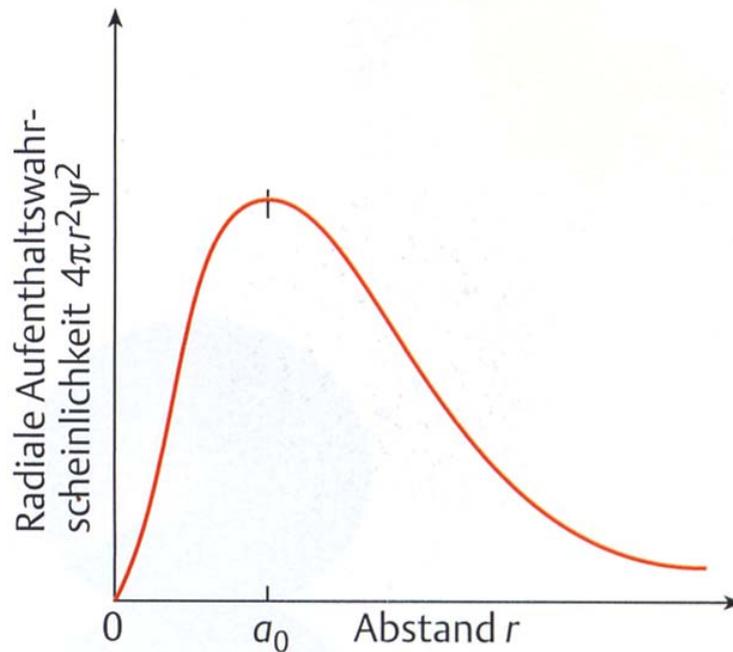
⇒ Wahrscheinlichkeitsdichte, Elektronenwolke.

Der exakte Ablauf der Bewegung eines Elektrons kann nicht verfolgt werden (Heisenberg'sche Unschärferelation); Elektronen haben keine Bahnen. Elektronenhülle setzt sich aus einer bestimmten Anzahl von Ladungswolken zusammen.

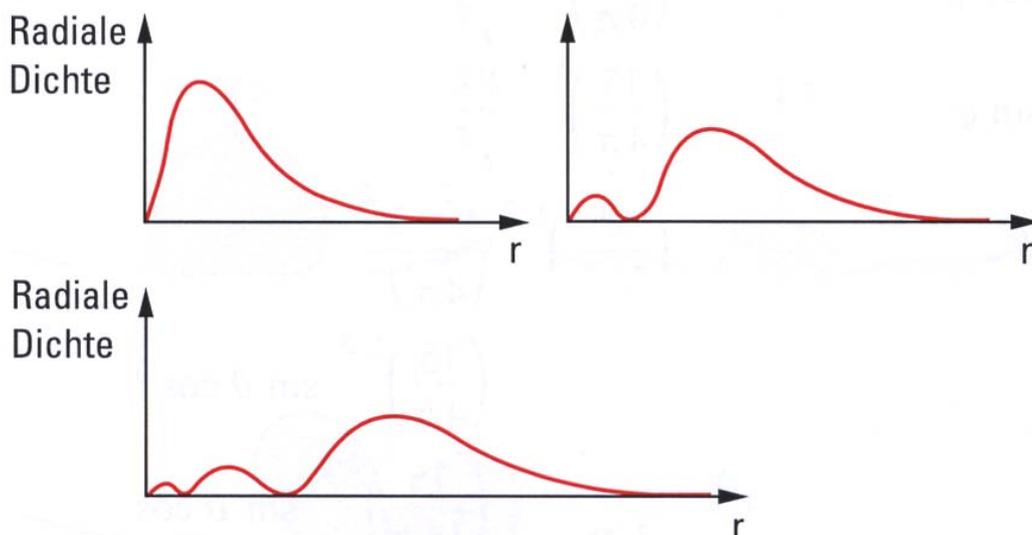
1.2.3 Das Wasserstoffatom

Ein Elektron; Ladungswolke = Kugelschale (um den Atomkern)

Ladungswolke entspricht Kugelschale

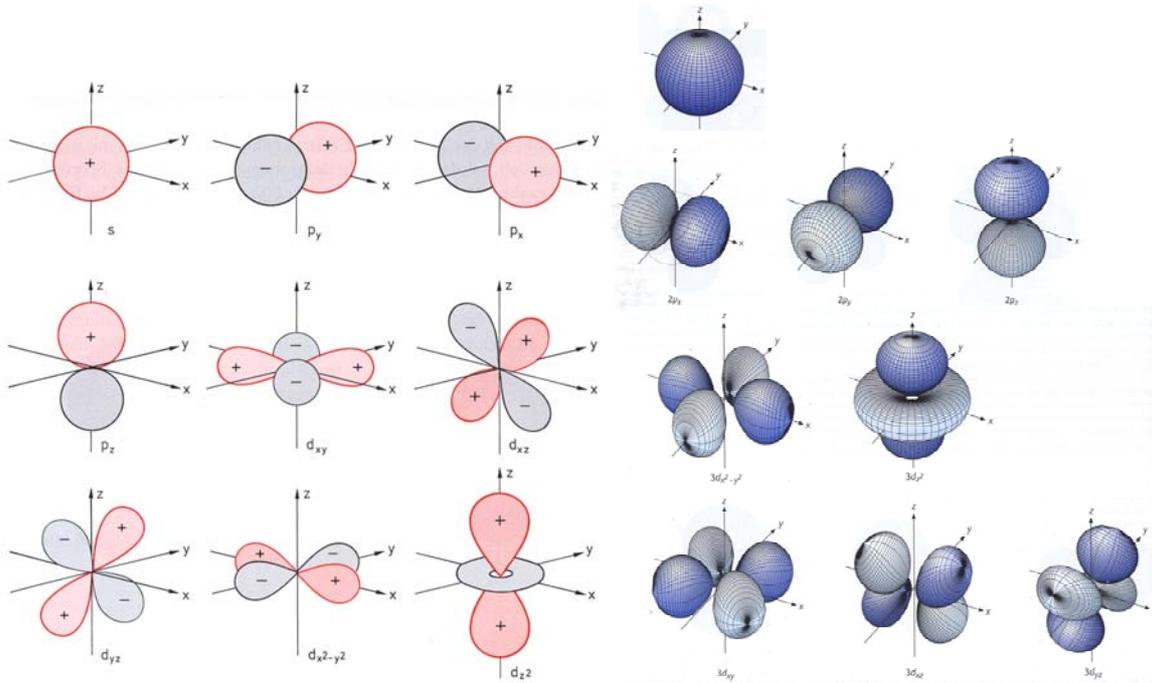


Graphische Darstellung der radialen Elektronendichte im Grundzustand des Wasserstoffatoms



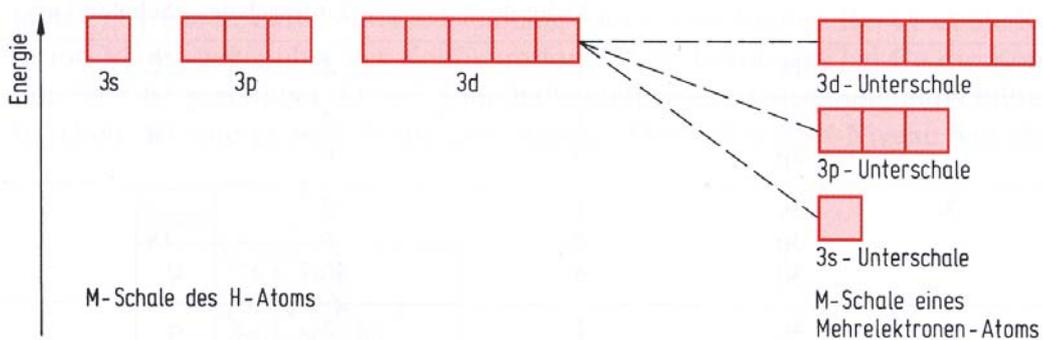
Ladungsdichte in Abhängigkeit vom Atomradius: im Wasserstoffatom (links oben), Heliumatom (rechts oben) und im Argonatom (unten)

Elektronenschalen: Bereiche, in denen die Aufenthaltswahrscheinlichkeit des/der Elektrons/ Elektronen Maxima hat/haben.

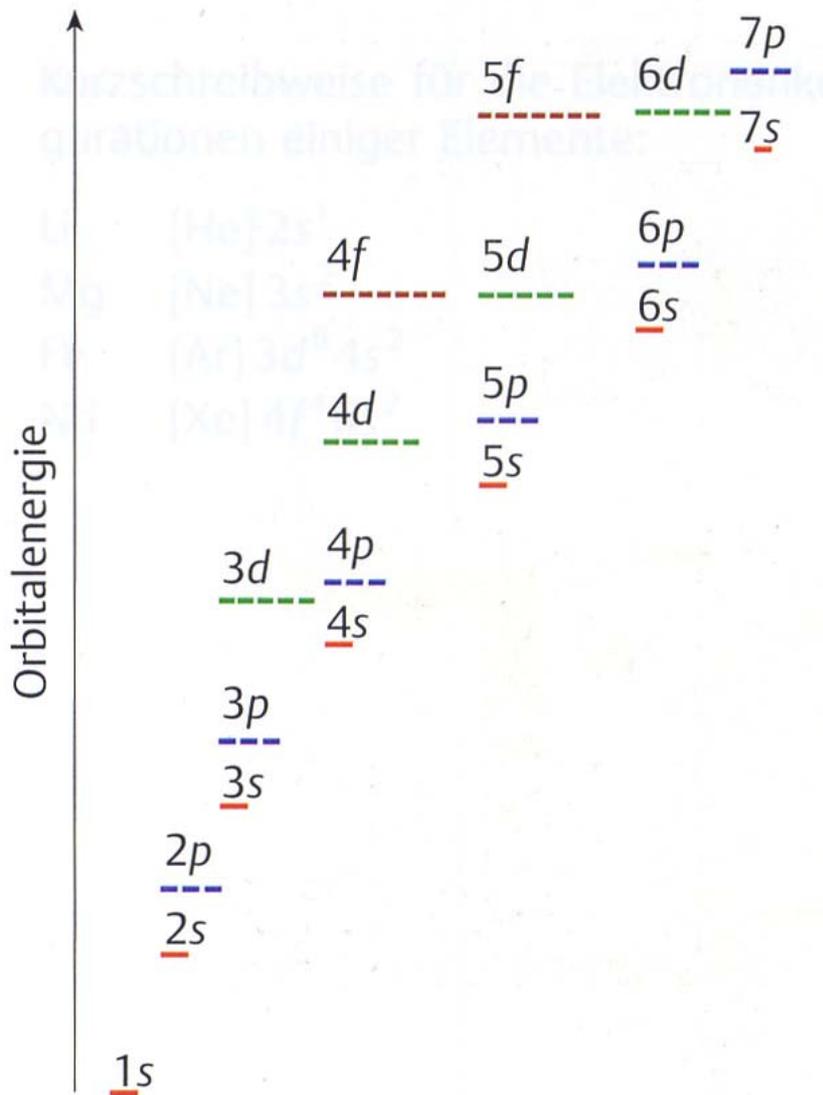


Darstellung der Winkelanteile der Wellenfunktion des Wasserstoffatoms

Räumliche Darstellung verschiedener Ψ -Funktionen des Wasserstoffatoms für den Funktionswert $\Psi = \pm 0.01$



Aufspaltung der Orbitale in Unterniveaus



Abfolge der Energieniveaus

1.2.4 Aufbau der Elektronenhülle

Im Grundzustand eines Atoms nehmen die Elektronen möglichst niedrige, d.h. energiearme Niveaus ein, wobei jedes Niveau nur eine beschränkte Zahl an Elektronen aufnehmen kann.

Energieniveaus werden durch Quantenzahlen beschrieben:

Hauptquantenzahl	n (→ Schale)	1, 2, 3, ...
Nebenquantenzahl	l (→ Unterniveaus)	0, 1, 2, ..., $n-1$
	(beschreiben verschiedene Typen von Orbitalen)	s, p, d, f
Magnetquantenzahl	m (→ Verhalten im Magnetfeld)	- l , ..., 0, ..., + l
Spinquantenzahl	s (→ Feinstruktur der Spektrallinien)	+ $(1/2)$, - $(1/2)$

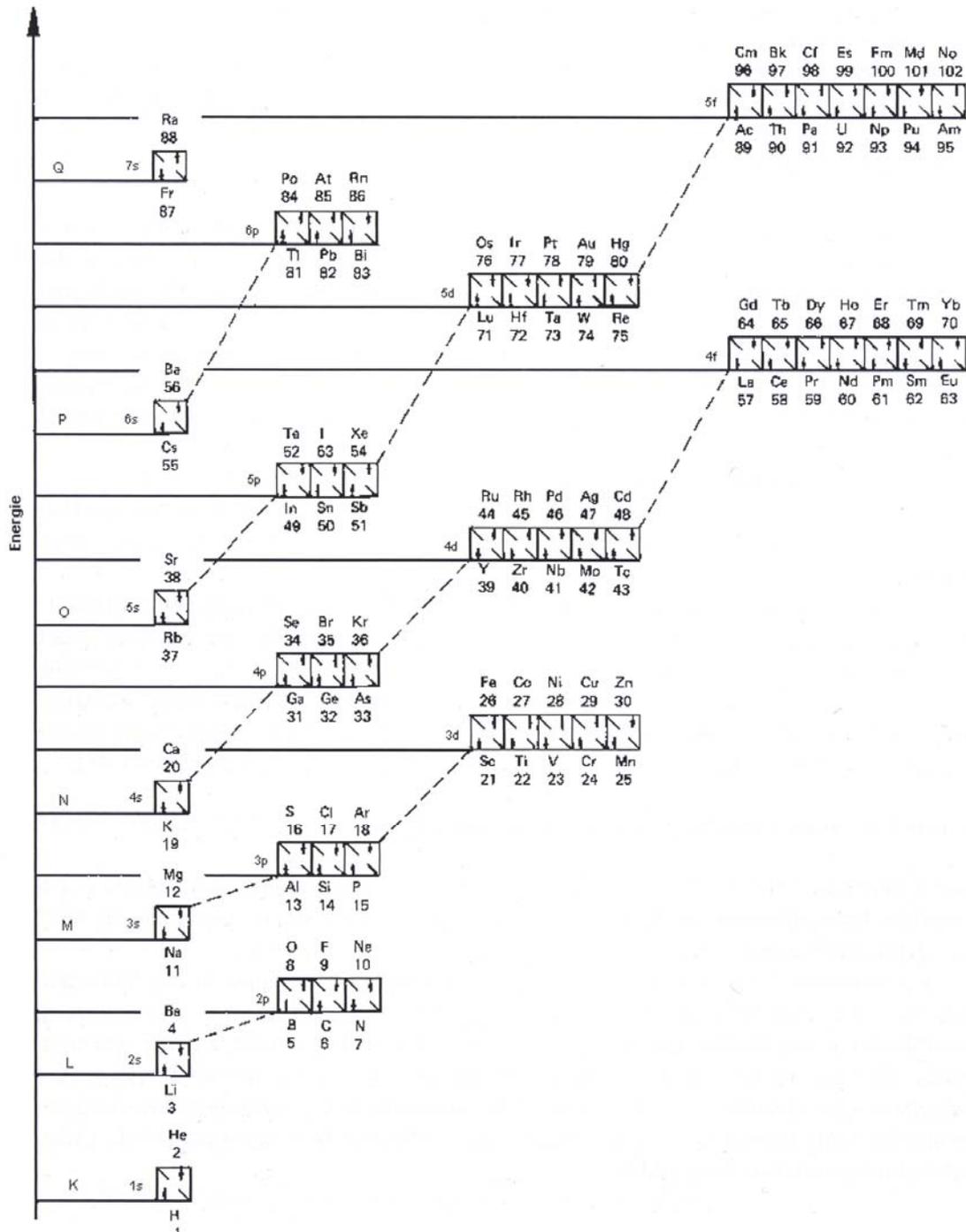
Pauli-Prinzip: Jedes Orbital kann maximal durch 2 Elektronen besetzt werden; diese haben antiparallelen Spin.

Hauptquantenzahl («Schale»)	Nebenquantenzahl (Untergruppe)	Magnetquantenzahl	Spinquantenzahl
1	0	0	$\begin{cases} +1/2 \\ -1/2 \end{cases}$
2	0 (s-Gruppe)	0	$\begin{cases} +1/2 \\ -1/2 \end{cases}$
		1 (p-Gruppe)	$\begin{cases} +1/2 \\ -1/2 \end{cases}$
	1 (p-Gruppe)	+1	$\begin{cases} +1/2 \\ -1/2 \end{cases}$
		0	$\begin{cases} +1/2 \\ -1/2 \end{cases}$
3	0 (s-Gruppe)	0	$\begin{cases} +1/2 \\ -1/2 \end{cases}$
		1 (p-Gruppe)	$\begin{cases} +1/2 \\ -1/2 \end{cases}$
	1 (p-Gruppe)	+1	$\begin{cases} +1/2 \\ -1/2 \end{cases}$
		0	$\begin{cases} +1/2 \\ -1/2 \end{cases}$
		-1	$\begin{cases} +1/2 \\ -1/2 \end{cases}$
	2 (d-Gruppe)	+2	$\begin{cases} +1/2 \\ -1/2 \end{cases}$
		+1	$\begin{cases} +1/2 \\ -1/2 \end{cases}$
		0	$\begin{cases} +1/2 \\ -1/2 \end{cases}$
2 (d-Gruppe)	-1	$\begin{cases} +1/2 \\ -1/2 \end{cases}$	
	-2	$\begin{cases} +1/2 \\ -1/2 \end{cases}$	

Zuordnung der Energieniveaus zu den Quantenzahlen

Schale	Unterschale			
Q	7s	7p		
P	6s	6p	6d	
O	5s	5p	5d	5f
N	4s	4p	4d	4f
M	3s	3p	3d	
L	2s	2p		
K	1s			
	s	p	d	f

Reihenfolge der Besetzung der einzelnen Orbitale



Elektronenkonfiguration: Besetzung der Energieniveaus



1.2.5 Periodensystem der Elemente

Mendelejew, Meyer (1867, 1869), ausgehend vom 1. Weltkongress der Chemie in Karlsruhe fanden: Eigenschaften der Elemente wiederholen sich periodisch, wenn man sie nach ihrer Atommasse ordnet.

Periodensystem der Elementarstoffe

I																		VIII																			
1H																		2He																			
Wasserstoff 1.0079 u 20.268 K 14.025 K 0.0899 g/l 1s ¹ 1 32 pm 79 pm 2.20																		Helium 4.0026 u 4.215 K 1 K, 26 atm 0.1787 g/l 1s ² 93 pm 49 pm																			
3Li		II																10Ne																			
Lithium 6.941 u 1615 K 453.7 K 0.53 g/cm ³ 1s ² 2s ¹ 1 123 pm 205 pm 0.96		<div style="display: flex; justify-content: space-between;"> <div style="width: 45%;"> <p>Metalle</p> <p>Nichtmetalle</p> <p>Halbmetalle</p> </div> <div style="width: 45%;"> <p>Hauptgruppenelemente</p> <p>Nebengruppenelemente</p> <p>Lanthaniden</p> <p>Actiniden</p> </div> </div>																Neon 20.179 u 27.085 K 24.553 K 0.9001 g/l 1s ² 2s ² 2p ⁶ 1 71 pm 51 pm																			
11Na 22.98977 u 1156 K 371.0 K 0.97 g/cm ³ [Ne]3s ¹ 1 154 pm 223 pm 0.99		<div style="display: flex; justify-content: space-between;"> <div style="width: 45%;"> <p>Proton</p> <p>Neutron</p> <p>Elektron</p> </div> <div style="width: 45%;"> <p>Masse</p> <p>Ladung</p> <p>Radius</p> </div> </div>																18Ar 39.948 u 87.30 K 83.81 K 1.784 g/l [Ne]3s ² 3p ⁶ 1 98 pm 88 pm																			
11Na		III																IV		V		VI		VII													
Natrium 22.98977 u 1156 K 371.0 K 0.97 g/cm ³ [Ne]3s ¹ 1 154 pm 223 pm 0.99		<div style="display: flex; justify-content: space-between;"> <div style="width: 45%;"> <p>Masse</p> <p>Ladung</p> <p>Radius</p> </div> <div style="width: 45%;"> <p>1.673 · 10⁻²⁷ kg</p> <p>1.675 · 10⁻²⁷ kg</p> <p>9.110 · 10⁻³¹ kg</p> <p>+ 1.6 · 10⁻¹⁹ C</p> <p>0 C</p> <p>- 1.6 · 10⁻¹⁹ C</p> <p>8 · 10⁻¹⁶ m</p> <p>8 · 10⁻¹⁶ m</p> <p>< 1 · 10⁻¹⁶ m</p> </div> </div>																13Al 26.98154 u 2993 K 933.25 K 2.70 g/cm ³ [Ne]3s ² 3p ¹ 3 118 pm 182 pm 1.61		14Si 28.0855 u 2993 K 1685 K 2.33 g/cm ³ [Ne]3s ² 3p ² 4 111 pm 146 pm 1.90		15P 30.97376 u 550 K 317.30 K 1.82 g/cm ³ [Ne]3s ² 3p ³ 3 106 pm 123 pm 1.58		16S 32.06 u 717.75 K 388.36 K 2.07 g/cm ³ [Ne]3s ² 3p ⁴ 4 102 pm 109 pm 2.59		17Cl 35.453 u 239.1 K 172.16 K 3.17 g/l [Ne]3s ² 3p ⁵ 3 99 pm 97 pm 3.16		18Ar 39.948 u 87.30 K 83.81 K 1.784 g/l [Ne]3s ² 3p ⁶ 1 98 pm 88 pm									
19K		20Ca		21Sc		22Ti		23V		24Cr		25Mn		26Fe		27Co		28Ni		29Cu		30Zn		31Ga		32Ge		33As		34Se		35Br		36Kr			
Kalium 39.0983 u 1032 K 336.35 K 0.86 g/cm ³ [Ar]4s ¹ 1 203 pm 277 pm 0.87		Calcium 40.08 u 1032 K 336.35 K 1.55 g/cm ³ [Ar]4s ² 1 203 pm 277 pm 1.00		Scandium 44.9559 u 1707 K 1112 K 5.00 g/cm ³ [Ar]3d ¹ 4s ² 3 144 pm 209 pm 1.36		Titan 47.88 u 1941 K 1112 K 5.35 g/cm ³ [Ar]3d ² 4s ² 4 145 pm 216 pm 1.33		Vanadium 50.9415 u 3662 K 1943 K 6.09 g/cm ³ [Ar]3d ³ 4s ² 5 144 pm 209 pm 1.03		Chrom 51.9961 u 2945 K 2130 K 7.19 g/cm ³ [Ar]3d ⁴ 4s ¹ 5 118 pm 182 pm 1.66		Mangan 54.9380 u 2945 K 2130 K 7.43 g/cm ³ [Ar]3d ⁵ 4s ² 5 117 pm 179 pm 1.55		Eisen 55.847 u 3135 K 1808 K 7.86 g/cm ³ [Ar]3d ⁶ 4s ² 6 117 pm 179 pm 1.83		Kobalt 58.9332 u 3135 K 1768 K 8.90 g/cm ³ [Ar]3d ⁷ 4s ² 6 116 pm 167 pm 1.88		Nickel 58.71 u 3187 K 1726 K 8.90 g/cm ³ [Ar]3d ⁸ 4s ² 6 116 pm 167 pm 1.91		Kupfer 63.546 u 2836 K 1357.6 K 8.96 g/cm ³ [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹ 2 125 pm 153 pm 1.90		Zink 65.38 u 1190 K 302.90 K 7.14 g/cm ³ [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 2 125 pm 153 pm 1.65		Gallium 69.723 u 2478 K 302.90 K 5.91 g/cm ³ [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹ 3 122 pm 181 pm 2.01		Germanium 72.64 u 2110 K 1210.4 K 5.32 g/cm ³ [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ² 4 122 pm 152 pm 2.18		Arsen 74.9216 u 870 K (subl) 1081 K (29 atm) 5.72 g/cm ³ [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³ 4 120 pm 133 pm 2.18		Selen 78.96 u 494 K 265.90 K 4.80 g/cm ³ [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴ 4 116 pm 122 pm 2.55		Brom 79.904 u 332.25 K 265.90 K 3.12 g/cm ³ [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵ 4 114 pm 112 pm 2.96		Krypton 83.80 u 119.80 K 115.78 K 3.74 g/l [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ 1 102 pm 103 pm			
37Rb		38Sr		39Y		40Zr		41Nb		42Mo		43Tc		44Ru		45Rh		46Pd		47Ag		48Cd		49In		50Sn		51Sb		52Te		53I		54Xe			
Rubidium 85.4678 u 961 K 312.84 K 1.53 g/cm ³ [Kr]5s ¹ 1 216 pm 298 pm 0.82		Strontium 87.62 u 1650 K 1041 K 2.6 g/cm ³ [Kr]5s ² 1 216 pm 298 pm 0.85		Yttrium 88.9059 u 3611 K 1799 K 4.5 g/cm ³ [Kr]4d ¹ 5s ² 3 189 pm 278 pm 1.1		Zirkonium 91.224 u 4682 K 2125 K 6.49 g/cm ³ [Kr]4d ² 5s ² 4 145 pm 216 pm 1.33		Niobium 92.9064 u 5017 K 2740 K 8.55 g/cm ³ [Kr]4d ⁴ 5s ¹ 5 134 pm 208 pm 1.6		Molybdän 95.94 u (98 u) 4912 K 2980 K 11.5 g/cm ³ [Kr]4d ⁵ 5s ¹ 5 130 pm 197 pm 2.2		Technetium 98.906 u 4423 K 2523 K 12.4 g/cm ³ [Kr]4d ⁵ 5s ¹ 5 124 pm 179 pm 2.2		Ruthenium 101.07 u 4423 K 2523 K 12.4 g/cm ³ [Kr]4d ⁶ 5s ¹ 6 124 pm 179 pm 2.2		Rhodium 102.9055 u 3970 K 2236 K 12.4 g/cm ³ [Kr]4d ⁸ 5s ¹ 6 124 pm 179 pm 2.2		Palladium 106.4 u 3237 K 1825 K 12.0 g/cm ³ [Kr]4d ¹⁰ 10 125 pm 179 pm 2.2		Silber 107.868 u 3237 K 1234 K 10.5 g/cm ³ [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹ 2 148 pm 204 pm 1.96		Zinn 112.411 u 2043 K 226.73 K 7.31 g/cm ³ [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ² 4 141 pm 141 pm 2.04		Cadmium 112.411 u 594.18 K 326.73 K 8.65 g/cm ³ [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 2 148 pm 204 pm 1.96		Indium 114.82 u 429.76 K 201.0 K 7.31 g/cm ³ [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹ 3 141 pm 141 pm 2.04		Zinn 118.710 u 2876 K 305.06 K 7.30 g/cm ³ [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ² 4 140 pm 140 pm 2.04		Antimon 121.757 u 1860 K 304 K 5.68 g/cm ³ [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³ 5 143 pm 143 pm 2.04		Tellur 127.60 u 1261 K 222.65 K 5.24 g/cm ³ [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴ 6 143 pm 143 pm 2.04		Iod 126.9045 u 458.4 K 386.7 K 4.92 g/cm ³ [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵ 5 133 pm 133 pm 2.2		Xenon 131.30 u 165.03 K 165.03 K 5.89 g/l [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶ 1 131 pm 124 pm	
55Cs		56Ba		57La		58Ce		59Pr		60Nd		61Pm		62Sm		63Eu		64Gd		65Tb		66Dy		67Ho		68Er		69Tm		70Yb		71Lu					
Cäsium 132.9054 u 944 K 301.55 K 1.87 g/cm ³ [Xe]6s ¹ 1 235 pm 334 pm 0.79		Barium 137.33 u 2171 K 1002 K 3.5 g/cm ³ [Xe]6s ² 1 235 pm 334 pm 0.79		Lanthan 138.9055 u 3730 K 1193 K 6.7 g/cm ³ [Xe]5d ¹ 6s ² 3 189 pm 278 pm 1.1		Cerium 140.9076 u 4876 K 2500 K 13.1 g/cm ³ [Xe]4f ¹ 5d ¹ 6s ² 4 144 pm 209 pm 1.5		Praseodym 140.9076 u 4876 K 2500 K 13.1 g/cm ³ [Xe]4f ² 6s ² 4 144 pm 209 pm 1.5		Neodym 144.24 u 1809 K 973 K 7.2 g/cm ³ [Xe]4f ⁴ 6s ² 4 144 pm 209 pm 1.5		Promethium 144.9128 u 3473 K 1323 K 10.07 g/cm ³ [Xe]4f ⁵ 6s ² 5 144 pm 209 pm 1.5		Samarium 150.36 u 2073 K 1363 K 7.5 g/cm ³ [Xe]4f ⁶ 6s ² 6 144 pm 209 pm 1.5		Europium 151.964 u 2045 K 1363 K 7.5 g/cm ³ [Xe]4f ⁷ 6s ² 6 144 pm 209 pm 1.5		Gadolinium 157.25 u 2045 K 1363 K 7.5 g/cm ³ [Xe]4f ⁷ 5d ¹ 6s ² 7 144 pm 209 pm 1.5		Terbium 158.925 u 2045 K 1363 K 7.5 g/cm ³ [Xe]4f ⁹ 6s ² 7 144 pm 209 pm 1.5		Dysprosium 162.50 u 2045 K 1363 K 7.5 g/cm ³ [Xe]4f ¹⁰ 6s ² 7 144 pm 209 pm 1.5		Holmium 164.930 u 2045 K 1363 K 7.5 g/cm ³ [Xe]4f ¹¹ 6s ² 7 144 pm 209 pm 1.5		Erbium 167.26 u 2045 K 1363 K 7.5 g/cm ³ [Xe]4f ¹² 6s ² 7 144 pm 209 pm 1.5		Thulium 168.930 u 2045 K 1363 K 7.5 g/cm ³ [Xe]4f ¹³ 6s ² 7 144 pm 209 pm 1.5		Ytterbium 173.054 u 2045 K 1363 K 7.5 g/cm ³ [Xe]4f ¹⁴ 6s ² 7 144 pm 209 pm 1.5		Lutetium 174.967 u 2045 K 1363 K 7.5 g/cm ³ [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² 7 144 pm 209 pm 1.5					
87Fr		88Ra		89Ac		104Rf		105Db		106Sg		107Bh		108Hs		109Mt		110		111		112		113		114		115		116		117		118			
Francium (223 u) 950 K 300 K [Rn]7s ¹ 1 0.7		Radium 226.0254 u 1809 K 973 K 5 g/cm ³ [Rn]7s ² 2 0.9		Actinium 227.0278 u 1809 K 973 K 10.07 g/cm ³ [Rn]7s ² 3 1.1		Rutherfordium 261 u [Rn]5f ¹⁴ 6d ² 7s ² 4 1.1		Dubnium 262 u [Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ² 5 1.1		Seaborgium 263 u [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ² 6 1.1		Bohrium 264 u [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ² 7 1.1		Hassium 265 u [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁶ 7s ² 8 1.1		Meitnerium 266 u [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ² 9 1.1		110		111		112		113		114		115		116		117		118			
58Ce		59Pr		60Nd		61Pm		62Sm		63Eu		64Gd		65Tb		66Dy		67Ho		68Er		69Tm		70Yb		71Lu											
Cer 137.925 u 944 K 301.55 K 1.87 g/cm ³ [Xe]6s ² 1 235 pm 334 pm 0.79		Praseodym 140.9076 u 4876 K 2500 K 13.1 g/cm ³ [Xe]4f ³ 6s ² 3 189 pm 278 pm 1.1		Neodym 144.24 u 1809 K 973 K 7.2 g/cm ³ [Xe]4f ⁴ 6s ² 4 144 pm 209 pm 1.5		Promethium 144.9128 u 3473 K 1323 K 10.07 g/cm ³ [Xe]4f ⁵ 6s ² 5 144 pm 209 pm 1.5		Samarium 150.36 u 2073 K 1363 K 7.5 g/cm ³ [Xe]4f ⁶ 6s ² 6 144 pm 209 pm 1.5		Europium 151.964 u 2045 K 1363 K 7.5 g/cm ³ [Xe]4f ⁷ 6s ² 6 144 pm 209 pm 1.5		Gadolinium 157.25 u 2045 K 1363 K 7.5 g/cm ³ [Xe]4f ⁷ 5d ¹ 6s ² 7 144 pm 209 pm 1.5		Terbium 158.925 u 2045 K 1363 K 7.5 g/cm ³ [Xe]4f ⁹ 6s ² 7 144 pm 209 pm 1.5		Dysprosium 162.50 u 2045 K 1363 K 7.5 g/cm ³ [Xe]4f ¹⁰ 6s ² 7 144 pm 209 pm 1.5		Holmium 164.930 u 2045 K 1363 K 7.5 g/cm ³ [Xe]4f ¹¹ 6s ² 7 144 pm 209 pm 1.5		Erbium 167.26 u 2045 K 1363 K 7.5 g/cm ³ [Xe]4f ¹² 6s ² 7 144 pm 209 pm 1.5		Thulium 168.930 u 2045 K 1363 K 7.5 g/cm ³ [Xe]4f ¹³ 6s ² 7 144 pm 209 pm 1.5		Ytterbium 173.054 u 2045 K 1363 K 7.5 g/cm ³ [Xe]4f ¹⁴ 6s ² 7 144 pm 209 pm 1.5		Lutetium 174.967 u 2045 K 1363 K 7.5 g/cm ³ [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² 7 144 pm 209 pm 1.5											
90Th		91Pa		92U		93Np		94Pu		95Am		96Cm		97Bk		98Cf		99Es		100Fm		101Md		102No		103Lr											
Thorium 232.0377 u 3041 K 1750 K 7.7 g/cm ³ [Rn]6d ² 7s ² 1 0.7		Protactinium 231.0362 u 3041 K 1750 K 7.7 g/cm ³ [Rn]6d ¹ 7s ² 1 0.9		Uran 238.0289 u 3041 K 175																																	

- Nebengruppenelemente: Valenzelektronen in d- oder f-Orbitalen
- Elemente mit d- oder f-Niveaus sind Übergangsmetalle (wichtige Werkstoffe)

Atomrumpf:

Atom ohne seine Valenzelektronen (= Elektronen auf äußerster Schale/ höchstem Energieniveau)

Außenelektronen bestimmen chemisches Verhalten.

Metallischer Charakter nimmt innerhalb einer Periode von links nach rechts ab und innerhalb einer Gruppe von oben nach unten zu, was durch die Stärke der Bindung der Valenzelektronen bedingt ist.

Versuch: Reaktion von Natrium mit Wasser

In eine mit Wasser gefüllte Schale wird ein Stück Natrium (Na) geworfen. Man beobachtet, dass das Natrium trotz seiner höheren Dichte auf dem Wasser schwimmt und sich heftig bewegt. Dies beruht darauf, dass sich durch die heftige Reaktion zwischen Natrium und Wasser ($2 \text{ Na} + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{ NaOH}$) unter dem Metall ein Wasserstoffpolster ausbildet.

Nach ihren Eigenschaften können die Elemente in Gruppen eingeteilt werden:

Eigenschaften der 1. Hauptgruppe (Alkalimetalle)

Lithium (Li), Natrium (Na), Kalium (K), Rubidium (Rb), Caesium (Cs), Francium (Fr)

- Metalle
- leicht
- weich
- relativ tief schmelzend
- laufen an Luft schnell an
- reagieren heftig mit Wasser, bilden dabei salzartige, in Wasser leicht lösliche Hydroxide (MOH)
- Lösungen (MOH) brennen in den Augen, verfärben Lackmus blau (alkalische Reaktion)
- Namensgebung (Alkalimetalle) wegen leichter Bildung alkalischer Lösungen
- treten in Natur nicht elementar auf, sondern in Salzen, z. B. LiCl, NaCl
- Gewinnung durch Elektrolyse geschmolzener Alkalisalze

Eigenschaften der 2. Hauptgruppe (Erdalkalimetalle)

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

- Metalle
- weniger leicht
- etwas härter
- etwas höher schmelzend
- laufen an Luft an; Beryllium und Magnesium bilden dichte, fest haftende Oxidschichten
- reagieren mit Wasser, bilden dabei salzartige, in Wasser wenig lösliche Hydroxide ($M(OH)_2$); $Ba(OH)_2$: mäßig löslich
- Lösungen reagieren alkalisch
- Namensgebung (Erdalkalimetalle) aufgrund der „erdigen“ Oxide
- treten in Natur nicht elementar auf, sondern in Salzen, z. B. $CaCO_3$, $CaSO_4$
- Gewinnung durch Elektrolyse geschmolzener Oxide
- Be und Mg als Leichtmetalle wichtig

Eigenschaften der 3. Hauptgruppe (Erdmetalle)

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

- Metalle
- sehr unterschiedliche Dichte (B: 2.3 g/cm^3 , Tl: 11.85 g/cm^3)
- relativ weich
- sehr unterschiedliche Schmelzpunkte (Ga: 302.9 K, B: 2300 K)
- reaktionsfähige Metalle
- treten in Natur nicht elementar auf, sondern in Salzen, z. B. Al_2O_3
- Gewinnung durch Elektrolyse geschmolzener Oxide
- Al: einziges als Werkstoff wichtiges Erdmetall bildet an Luft schützende Oxidschicht aus Al_2O_3

Eigenschaften der 4. Hauptgruppe (Kohlenstoff/Siliziumgruppe)

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

- Allein C kommt in der Natur elementar vor (Diamant, Graphit)
- alle anderen werden aus Salzen (Oxide, Pb und Sn auch Sulfide) gewonnen
- C und Si haben Sonderstellung
- C: Element der organischen Chemie
- Si: Zusammen mit Sauerstoff wichtigstes gesteinsbildendes Element
- Si und Ge: Halbmetalle. Spröde; glänzend; geringe, mit steigender Temperatur zunehmende, elektrische Leitfähigkeit; Bedeutung in der Elektrotechnik
- Sn und Pb: Metalle

Eigenschaften der 5. Hauptgruppe (Stickstoff/Phosphor-Gruppe)

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

- N₂: Reaktionsträges Gas, P: eine Modifikation mit metallischen Eigenschaften bekannt
- As: Halbmetall, Sb und Bi: Metalle
- P tritt in der Natur nicht elementar auf, flüchtige Oxide (N₂O₅ und P₂O₅) bilden mit Wasser stabile Säuren (Salpetersäure HNO₃ und Phosphorsäure H₃PO₄); As und Sb bilden instabile Säuren
- As, Sb und Bi kommen in der Natur als Oxide und als Sulfide vor

Eigenschaften der 6. Hauptgruppe (Chalkogene)

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

- Sauerstoff und Schwefel: Nichtmetalle, Selen: Halbmetall, Tellur und Polonium; Metalle
- O und S treten in Mineralien auf und bilden wichtige Erze (daher: Chalkogene = Erz bildner)
- Oxide (XO₂ und XO₃) und Wasserstoffverbindungen (H₂X) sind flüchtig
- Einige Oxide (SO₂ und SO₃) bilden mit Wasser Säuren (H₂SO₄ entsteht aus SO₃ und H₂O).

Eigenschaften der 7. Hauptgruppe (Halogene)

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

- Nichtmetalle
- Farbe wird von F zu At dunkler
- F: gelbliches Gas, Cl: grünes Gas, Br: braune Flüssigkeit, I: blauschwarze Schuppen
- bilden zweiatomige Gase
- sehr reaktionsfähig, vor allem F₂
- viele Metalle brennen in F₂- bzw. Cl₂- Gas
- mit den meisten Metalle bilden sie typische Salze (Halogen = Salzbildner)
- Oxide in der Regel flüchtig und wenig beständig
- Halogenwasserstoffe (HX) sind flüchtig, lösen sich gut in Wasser unter Bildung von Säuren
- treten in Natur nicht elementar auf, sondern in Salzen, z. B. LiCl, NaCl
- Gewinnung von F und Cl durch Elektrolyse geschmolzener Salze

Eigenschaften der 8. Hauptgruppe (Edelgase)

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

- einatomige Gase
- nach der Aufstellung des Periodensystems entdeckt
- Atombau bestätigt Stellung zwischen Halogenen und Alkalimetallen
- in geringen Mengen in der Luft enthalten
- Verwendung in der Beleuchtungstechnik
- reagieren nur in seltenen Fällen mit anderen Elementen (XeF₄, XeO₃)

Eigenschaften der Übergangsmetalle (Elemente 21 – 30, 39 – 48, 57 – 80, 89 – 103)

- gehören als Nebengruppen zu den Hauptgruppen
- d- Niveaus werden mit Elektronen gefüllt
- Zahl der Elektronen in äußerster Schale (höchste Hauptquantenzahl) unverändert
- Metalle
- bilden häufig farbige Salze und Verbindungen
- treten in unterschiedlichen Oxidationszahlen auf
- auch Elektronen aus der zweitäußersten Schale als Valenzelektronen
- häufig als Werkstoff (Stahl, Titan) oder Schmuckmetall (Gold, Silber) bedeutend

1.3 Chemische Bindung

1.3.1 Grundlagen

Man unterscheidet folgende Typen von Stoffen:

Metallische Stoffe

- Elektrisch leitfähig im festen und flüssigen Zustand
- Metallglanz in kompakten Stücken
- Schwarze Farbe im feinverteilten Zustand
- Starke Variation der Siedepunkte (Hg: 360 °C, W: 5600 °C), i. allg. aber hoch
- Viele sind duktil (verformbar durch Hämmern, Biegen, Walzen, ...), andere spröde (Cr, Bi)
- in Wasser unlöslich (außer Hg)

Flüchtige Stoffe

- Nicht elektrisch leitfähig
- Relativ niedrige Schmelz- und Siedepunkte
- Oft bei Raumtemperatur (RT) Gase oder leicht verdampfbar (bis etwa 500 °C)
- Im festen Zustand meist weich

Salzartige Stoffe

- Im flüssigen und gelösten Zustand elektrisch leitfähig
- Hohe Schmelz- und Siedepunkte (NaCl 1440°C Siedepunkt)
- Wasserlöslich

Diamantartige Stoffe

- Elektrisch nicht leitend
- Hohe Härte
- Hohe Schmelz- und Siedepunkte
- Wasserunlöslich

Hochmolekulare Stoffe

- Festkörper, harzartige oder weiche Stoffe
- Erwärmen führt zum Erweichen und schließlich Verflüssigen
- Keine scharfe Schmelztemperatur
- Meist wasserunlöslich
- Oft löslich in organischen Lösungsmitteln
- Oft Aufquellen in organischen Lösungsmitteln

Edelgasregel: Bestreben von Atomen, in Verbindungen die Edelgaskonfiguration einzunehmen (2 bzw. 8 Valenzelektronen)

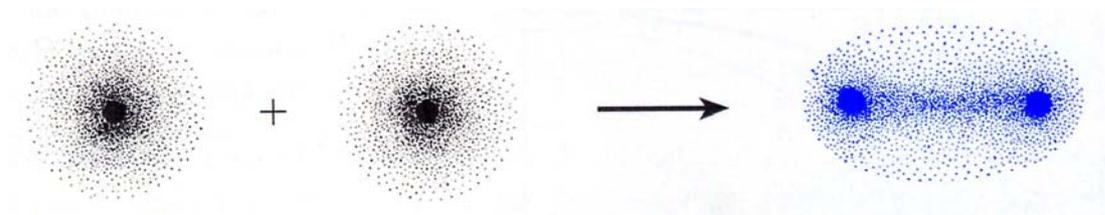
Elektronenschreibweise (Lewis-Formel): Kennzeichnung der Valenzelektronen am Atomrumpf

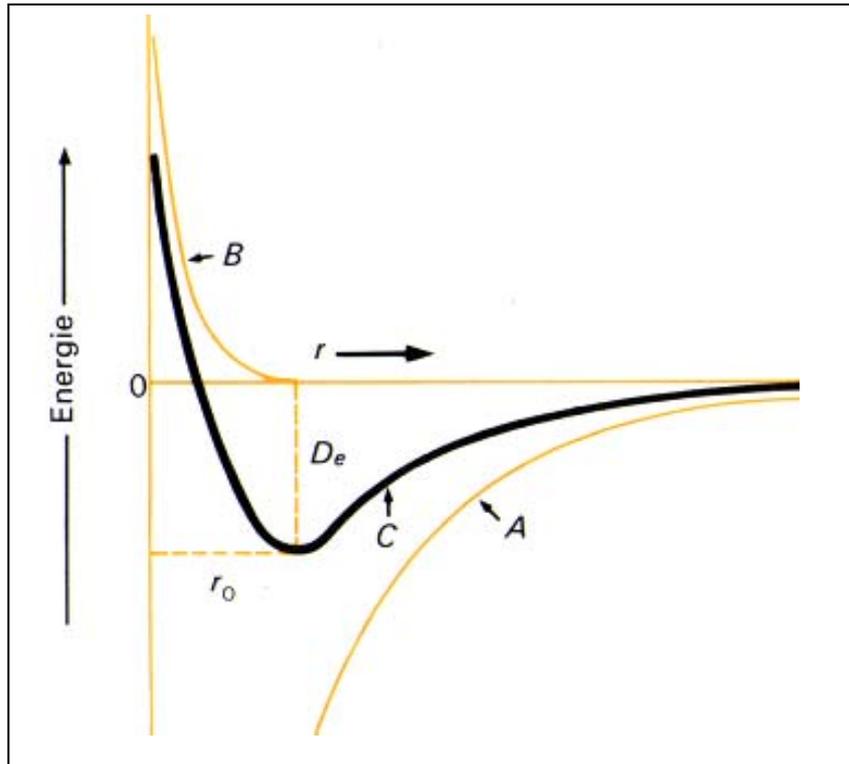
Gruppe	I A 1	II A 2	III A 13	IV A 14	V A 15	VI A 16	VII A 17	0 18
Atom	Na•	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•
Ion	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺		•P• ³⁻	•S• ²⁻	•Cl• ⁻	

Elektronenschreibweise ausgewählter Atome und Ionen der Hauptgruppenelemente

1.3.2 Atombindung (Kovalenzbindung, Elektronenpaarbildung)

Atomverbände aus Nichtmetallatomen:





Bildung des Wasserstoffmoleküls

A: Abnahme der potentiellen Energie der Elektronen als Folge der Anziehung durch die Protonen

B: Abstoßung der Protonen als Folge der Annäherung

C = Summe aus A und B

D_e: Dissoziationsenergie

r₀: Gleichgewichtsabstand der Kerne

Aus **Atomorbitalen** (AO) entstehen **Molekülorbitale** (MO).

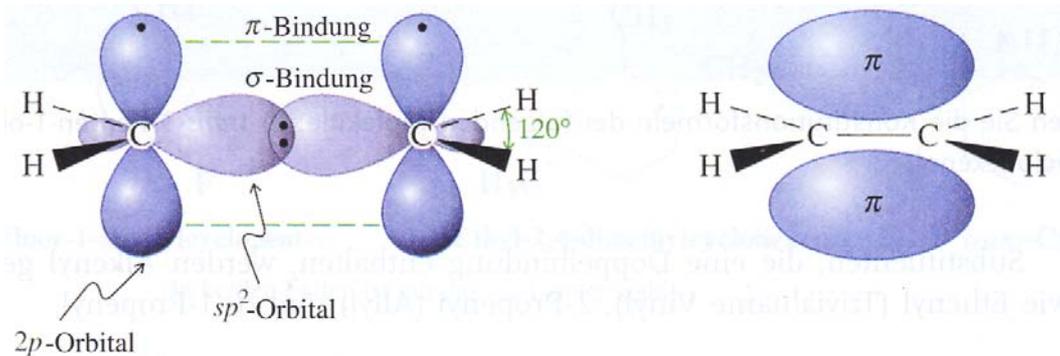
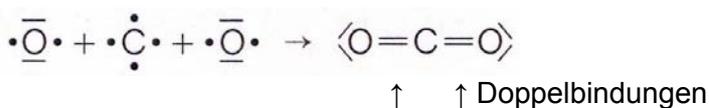
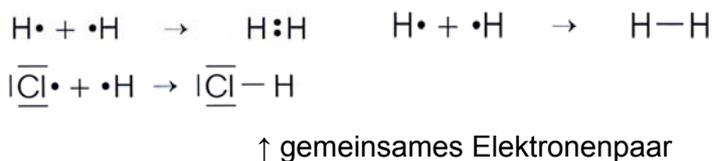
Bindungsenthalpie ist die zur Trennung der Moleküle aufzuwendende Energie (bei H₂ 436 kJ/mol)

Einfachbindungen												
	H	B	C	Si	N	P	O	S	F	Cl	Br	I
H	436											
B	372	310										
C	416	352	345									
Si	323	—	306	302								
N	391	(500)	305	335	159							
P	327	—	264	—	290	205						
O	463	(540)	358	444	181	407	144					
S	361	(400)	289	226	—	(285)	—	268				
F	570	646	489	595	278	496	214	368	159			
Cl	432	444	327	398	193	328	206	272	256	243		
Br	366	369	272	329	159	264	(239)	—	280	218	193	
I	298	269	214	234	—	184	(201)	—	—	211	179	151

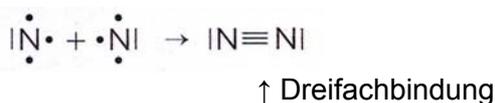
Mehrfachbindungen												
C=C	615	C=N	616	C=O	708	C=S	587	N=N	419			
O=O	498	S=O	420	S=S	423							
C≡C	811	C≡N	892	C≡O	1077	N≡N	945					

Bindungsenthalpien [kJ/mol] ausgewählter Bindungen

Beispiele:



Modell der Doppelbindung, gezeigt am Beispiel der Bindung im Ethen



Wenn sich zwei Nichtmetallatome verbinden, so überlagern sich einfach besetzte Wolken zu doppelt besetzten Wolken, die zu beiden Atomen gehören (gemeinsame Elektronenpaare).

Die gemeinsamen Elektronenwolken ziehen beide Atomrümpfe an.

Polarität: Bindung enthält einen negativen und einen positiven Pol (Partiellladung)



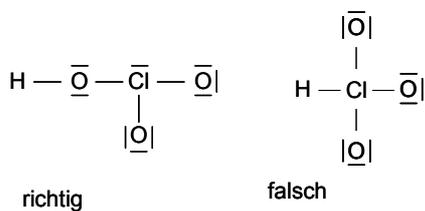
Elektronegativität (EN): Fähigkeit eines Atoms in einer Atombindung Elektronen anzuziehen. Relative Skala, F: 4,0 (Maximalwert).

H 2,2							He -
Li 1,0	Be 1,6	B 2,0	C 2,6	N 3,0	O 3,4	F 4,0	Ne -
Na 0,9	Mg 1,3	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2	Ar -
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,6	Br 3,0	Kr -
Rb 0,8	Sr 0,9	In 1,8	Sn 2,0	Sb 2,1	Te 2,1	I 2,7	Xe 2,6
Cs 0,8	Ba 0,9	Tl 2,0	Pb 2,3	Bi 2,0	Po 2,0	At 2,2	Rn -

Die Polarität ist umso größer, je größer ΔEN der beiden verbundenen Atome ist.

Polare Bindungen sind häufig stärker = stabil. (Beispiel Knallgasreaktion, Verbrennung)

Polarität bei Lewis-Formeln beachten:



Stabilität: Bezug auf Beständigkeit gegen Wärmezufuhr

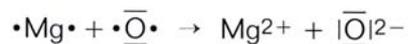
Reaktionsträge/-fähig: Bezug auf Reaktion mit anderen Substanzen

Beispiel: H_2O ist stabil, aber reaktionsfähig (z. B. gegen Na)

1.3.3 Ionenbindung

Ionenbindungen können zwischen Metall + Nichtmetall unterschiedlicher EN entstehen und sind mit Elektronenübergang verbunden. Es entstehen Ionen, positiv geladene Metalle und negativ geladene Nichtmetalle.

Beispiele:



Ionen besitzen gegenüber den Atomen völlig neue Eigenschaften

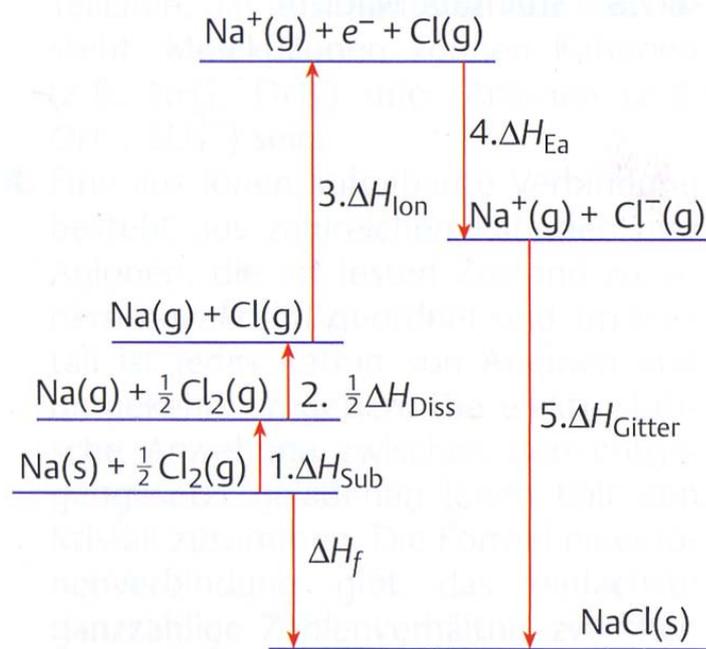
Versuch: 1. Reaktion von Natrium mit Chlor

Ein Stück Natrium wird in einen mit Chlorgas gefüllten Kolben eingebracht. Man erkennt, dass das Na sehr heftig mit dem Chlorgas reagiert und das charakteristische gelbe Licht aussendet. Als Produkt wird NaCl (Kochsalz) erhalten.

2. Modell des NaCl-Gitters

Am Modell des NaCl- Gitters erkennt man die kubische Elementarzelle, in der jedes Na- Ion oktaedrisch von 6 Cl⁻ Ionen und jedes Cl⁻ Ion oktaedrisch von 6 Na- Ionen umgeben ist.

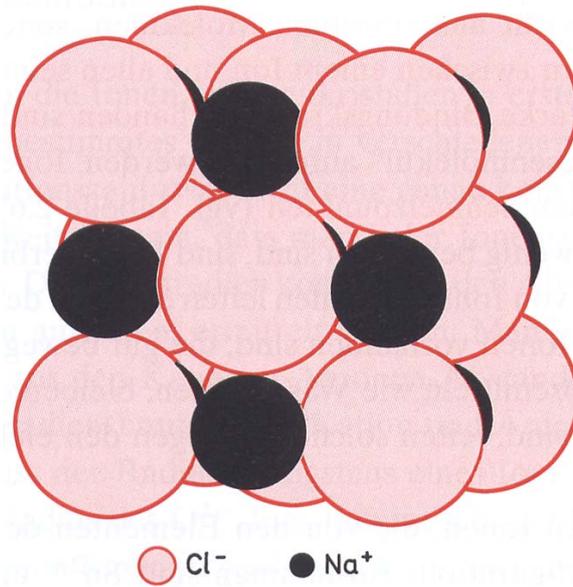
- Aus den Ionenpaaren (Na⁺, Cl⁻) entstehen wegen der starken Anziehungskräfte auf andere Ionen Ionengitter



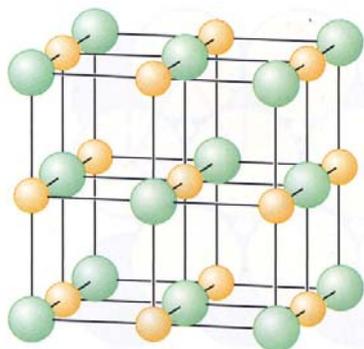
Schematische Darstellung der Vorgänge bei der Bildung einer Ionenverbindung aus den Elementen

- hohe Schmelzpunkte, schwer flüchtig
 - In Wasser wegen Hydratation (Wechselwirkung zwischen Wasserdipolen und elektrisch geladenen Ionen) löslich
 - in gelöstem und flüssigem Zustand elektrisch leitfähig; in festem Zustand Nichtleiter
 - Namensgebung: **Cl⁻**: Chlorid, **H⁻**: Hydrid, **N³⁻**: Nitrid, **S²⁻**: Sulfid
- FeCl₂**: Eisen(II)-chlorid,
FeCl₃: Eisen(III)-chlorid
Cu₂O: Kupfer (I)-oxid
CuO: Kupfer(II)-oxid

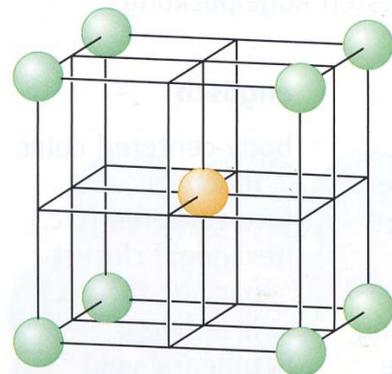
Ionengitter



Gitter von festem NaCl

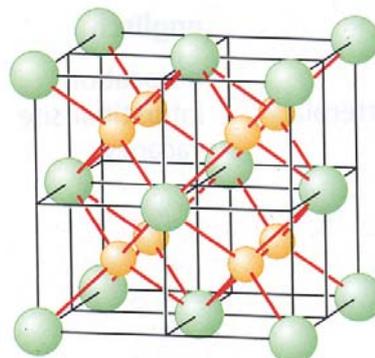


NaCl- Typ



CsCl- Typ

Fluorit- Typ
häufig bei AB₂-
Verbindungen



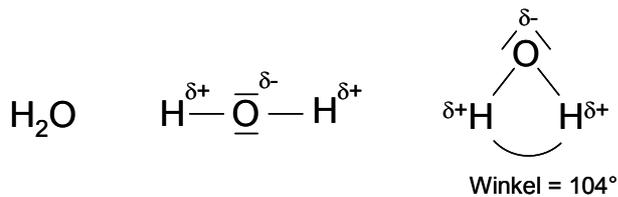
Einige Gitterstrukturen von Salzen

Koordinationszahl (KZ) = Anzahl nächste Nachbarn eines Ions

- bestimmt durch Verhältnis der Radien der Ionen
- Mischkristalle entstehen, wenn Ionen ähnlicher Größe als Substituenten auftreten
- reale Gitter weisen Fehlordnungen und Störstellen auf

1.3.4 Räumlicher Bau von Molekülen

Beispiel Wasser:



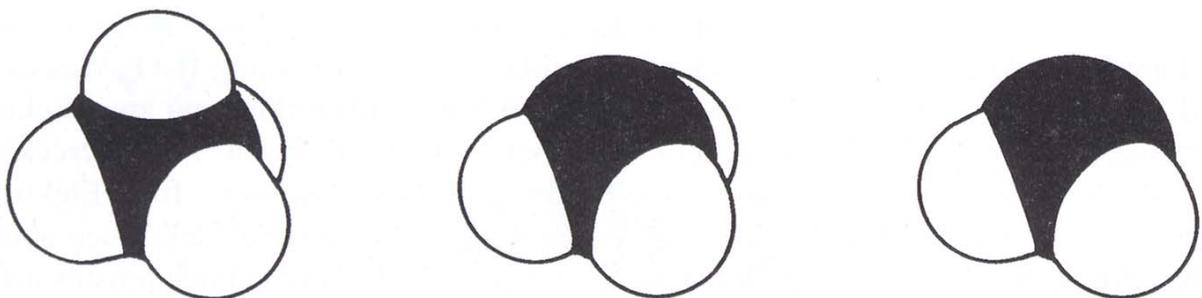
δ gibt Partialladungen auf den Atomen an.

Der gewinkelte Bau führt zu einem Dipolmoment des Moleküls, Wasser kann durch elektrische Ladungen orientiert werden.

Elektronenpaar-Abstoßungsmodell: Die Struktur eines Moleküls beruht auf der gegenseitigen Abstoßung der Elektronenpaare.



Kalottenmodelle (Kalotte = Kugelabschnitt)



Kalottenmodelle der Moleküle von Methan, Ammoniak und Wasser

Anzahl der Elektronenpaare	Geometrie der Elektronenpaare	Molekültyp	Molekülgestalt	Beispiele
2	linear	AB ₂	linear	HgX ₂ , CdX ₂ , ZnX ₂ , BeCl ₂
3	dreieckig	AB ₃ AB ₂ E	dreieckig V-förmig	BX ₃ , GaI ₃ SnCl ₂
4	tetraedrisch	AB ₄ AB ₃ E AB ₂ E ₂	tetraedrisch trigonalpyramidal V-förmig	BeX ₄ ²⁻ , BX ₄ ⁻ , CX ₄ , NX ₄ ⁺ , SiX ₄ , GeX ₄ , AsX ₄ ⁺ NX ₃ , OH ₃ ⁺ , PX ₃ , AsX ₃ , SbX ₃ , P ₄ O ₆ OX ₂ , SX ₂ , SeX ₂ , TeX ₂
5	trigonalbipyramidal	AB ₅ AB ₄ E AB ₃ E ₂ AB ₂ E ₃	trigonalbipyramidal tetraedrisch verzerrt T-förmig linear	PCl ₅ , PF ₅ , PCl ₃ F ₂ , SbCl ₅ SF ₄ , SeF ₄ , SCl ₄ ClF ₃ , BrF ₃ ICl ₂ ⁻ , I ₃ ⁻ , XeF ₂
5	quadratischpyramidal	AB ₅	quadratischpyramidal	SbF ₅
6	oktaedrisch	AB ₆ AB ₅ E AB ₄ E ₂	oktaedrisch quadratischpyramidal quadratischplanar	SF ₆ , SeF ₆ , TeF ₆ , PCl ₆ ⁻ , PF ₆ ⁻ , SiF ₆ ²⁻ , Te(OH) ₆ ClF ₅ , BrF ₅ , IF ₅ ICl ₄ ⁻ , I ₂ Cl ₆ , BrF ₄ ⁻ , XeF ₄
7	pentagonalbipyramidal	AB ₇	pentagonalbipyramidal	IF ₇ , TeF ₇ ⁻

Räumliche Gestalt von Molekülen nach dem Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell,

E: Freies Elektronenpaar

Dipol: positive und negative Ladungsschwerpunkte fallen nicht zusammen

Dipolmoment μ : Ladung x Abstand zwischen Ladungsschwerpunkten

H₂O: $6,2 \cdot 10^{-30}$ Cm

CO₂ = 0

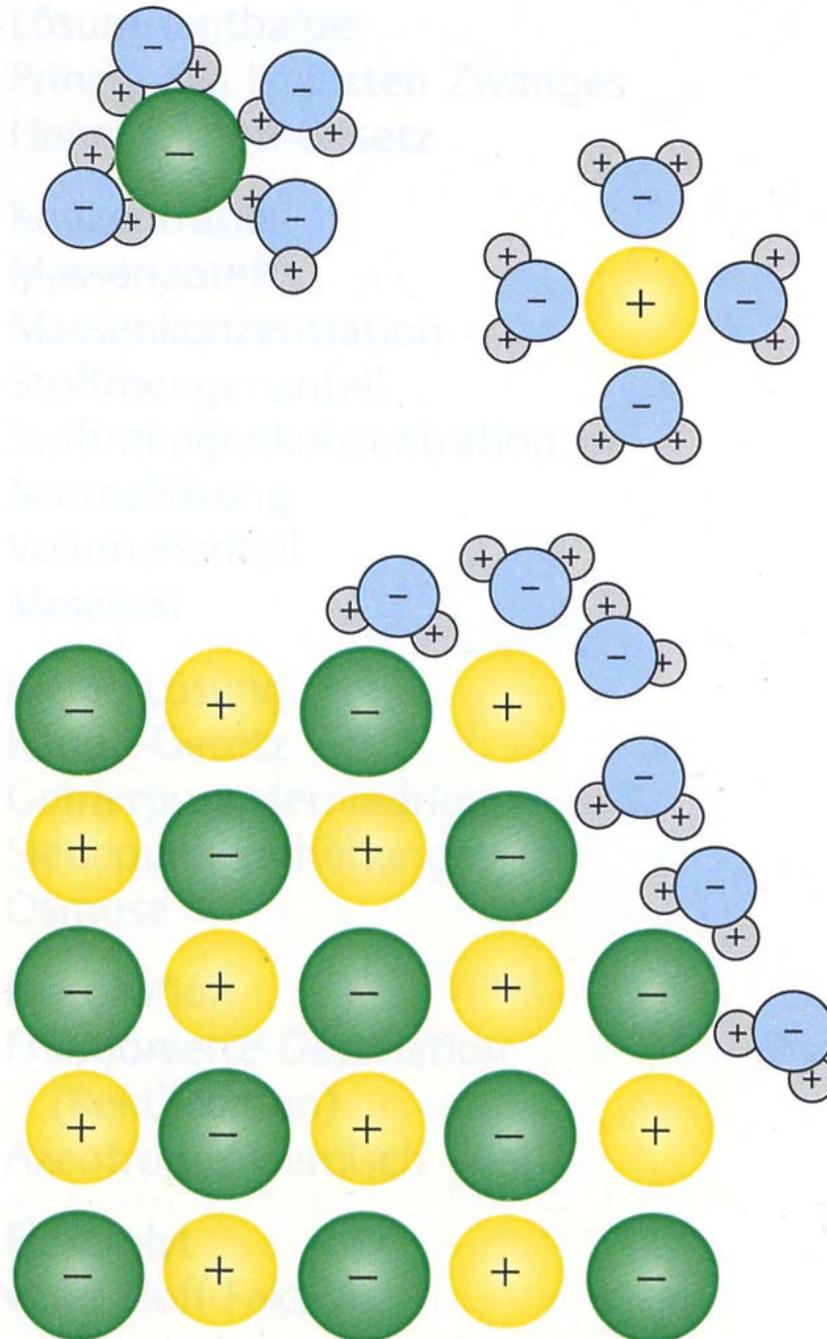
HCl: $1,5 \cdot 10^{-30}$ Cm

Permanente Dipole: Polare Bindungen zwischen Atomen unterschiedlicher Elektronegativität mit permanenten nicht zusammenfallenden positiven und negativen Ladungsschwerpunkten

Induzierte Dipole: vorübergehende Polarisierung eines unpolaren Moleküls im elektrischen Feld anderer Moleküle.

Van-der-Waals-Kräfte: elektrische Kräfte zwischen induzierten Dipolen

Hydratation (Löslichkeit von Ionenkristallen): Wechselwirkung zwischen Ionen eines Salzes und Wassermolekülen unter Energiefreisetzung (**Hydratationsenthalpie**)



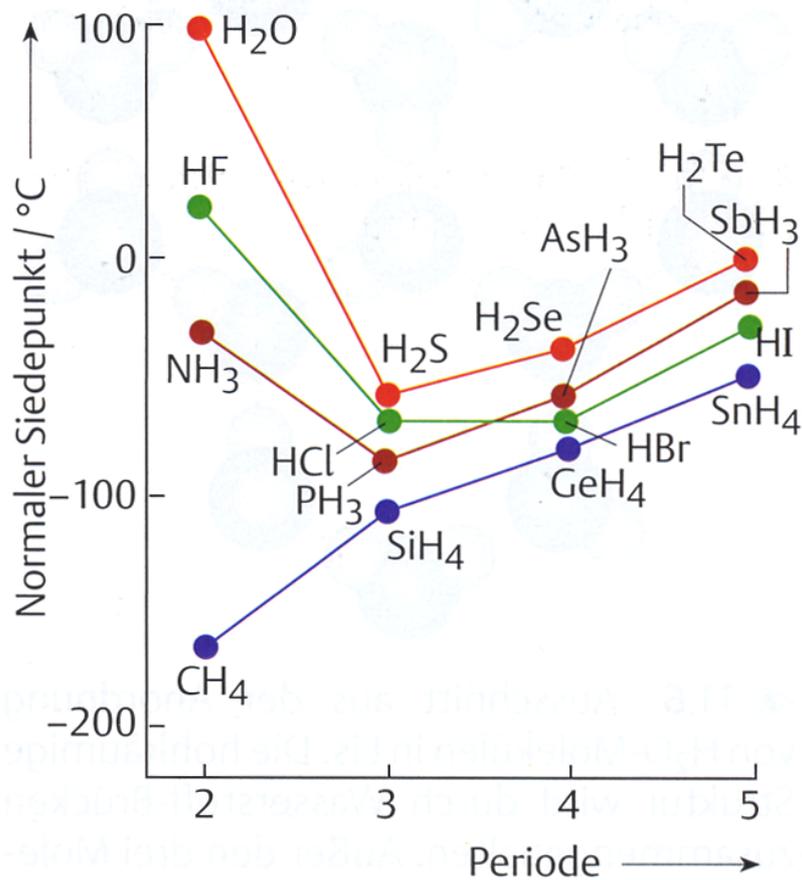
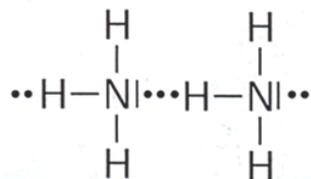
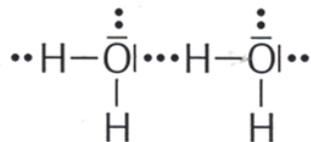
Vorgang beim Auflösen eines Salzes: Die Ionen werden frei und hydratisieren sich. Kleinere Ionen sind positiv, größere negativ geladen

Wasserstoffbrücken: Zwischenmolekulare Anziehungskräfte zwischen stark polarisierten Molekülen

$H^{\delta+} - X^{\delta-}$

F-H .. F-H max. Bindungsenergie 25-33 kJ/mol

(vgl. H-H: 436 kJ/mol); große Bedeutung auch in Biochemie



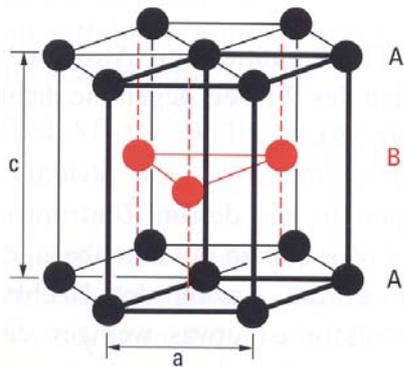
Wasserstoffbrücken in Flüssigkeiten (oben) und Einfluss der Stärke der Wasserstoffbrücken auf den Siedepunkt (unten)

1.3.5 Metallische Bindung

Valenzelektronen nur schwach an Atomrumpf gebunden

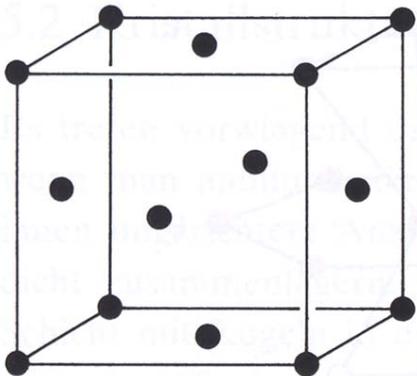
Metallgitter: die wenigen Valenzelektronen bilden ein

- „freies Elektronengas“, das mit positiven Atomrümpfen wechselwirkt.
- elektrisch leitfähig
- hohe Koordinationszahl

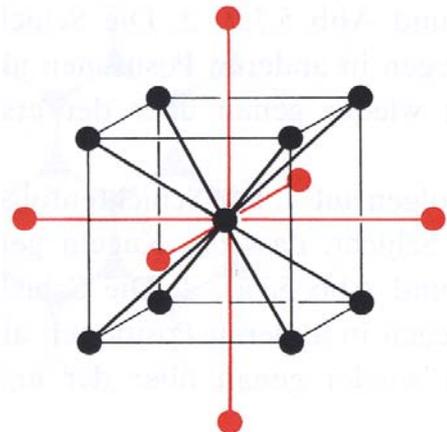


Hexagonal-dichteste Kugelpackung
z.B. Magnesium

Kubisch dichteste Kugelpackung
z.B. Kupfer



Kubisch-raumzentriert
z.B. Wolfram



Derartige **Einkristalle** sind perfekte Metallstrukturen

Reale Metalle: meist polykristallin (= zahllose kleine, regellos angeordnete Kristallite)

... mehr dazu bei Metallen (Kapitel 3.2)

1.4 Aggregatzustände

1.4.1 Feste Stoffe

Alle Stoffe außer Helium werden bei tiefen Temperaturen und/oder hohem Druck fest.

Kristalle: besitzen Fernordnung, dreidimensionale Gitter

Amorphe Stoffe: besitzen Nahordnung, aber keine Fernordnung (z. B., Ruß, Gläser)

Isotropie/Anisotropie: Richtungsunabhängigkeit/Richtungsabhängigkeit physikalischer Eigenschaften

1.4.2 Gase

Zustandsgleichungen: verknüpfen Volumen V , Stoffmenge n , Druck p , Temperatur T
 $V = f(p, T, n)$

ideale Gase: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ $R = 8,314 \text{ J}/(\text{K} \cdot \text{mol})$ $[\text{K}] = \text{Kelvin}$
universelle Gaskonstante

Die mittlere **kinetische Energie** eines Teilchens ist der absoluten Temperatur proportional.

$E_{\text{kin}} = 3/2 kT$ $k = \text{Boltzmann-Konstante} = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J}/\text{K} = R/N_A$ ($N_A = \text{Avogadro-Konstante}$)

$p \cdot V = 2/3 N (m \cdot v^2)/2$ (Kinetische Gastheorie) ($N = \text{Teilchenzahl}$)

van-der-Waals-Gleichung (für reale Gase): $[p + a(n^2/V^2)] \cdot (V - nb) = nRT$

Anziehungskräfte \uparrow \uparrow Eigenvolumen der Teilchen

1.4.3 Flüssigkeiten und Lösungen

Lösungen: homogene Gemenge von zwei oder mehr Stoffen → Mischkristalle (fest)
→ flüssige Lösungen

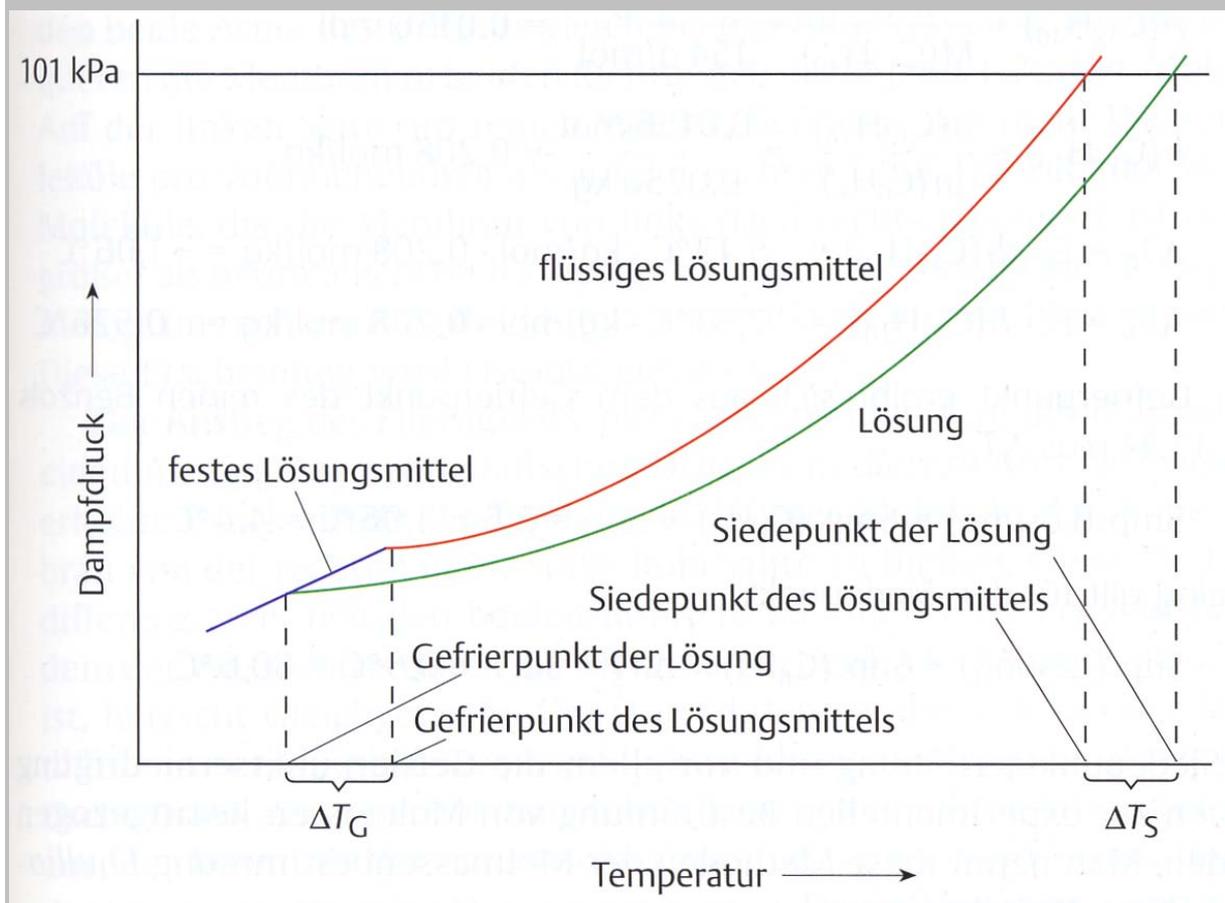
Lösungsmittel:

Solvation: Wechselwirkung zwischen gelösten Teilchen und Lösungsmittelteilchen (Lösungsmittel H₂O: Hydratation)

Dispersion: gleichmäßige Ausbreitung von Substanzen im Raum

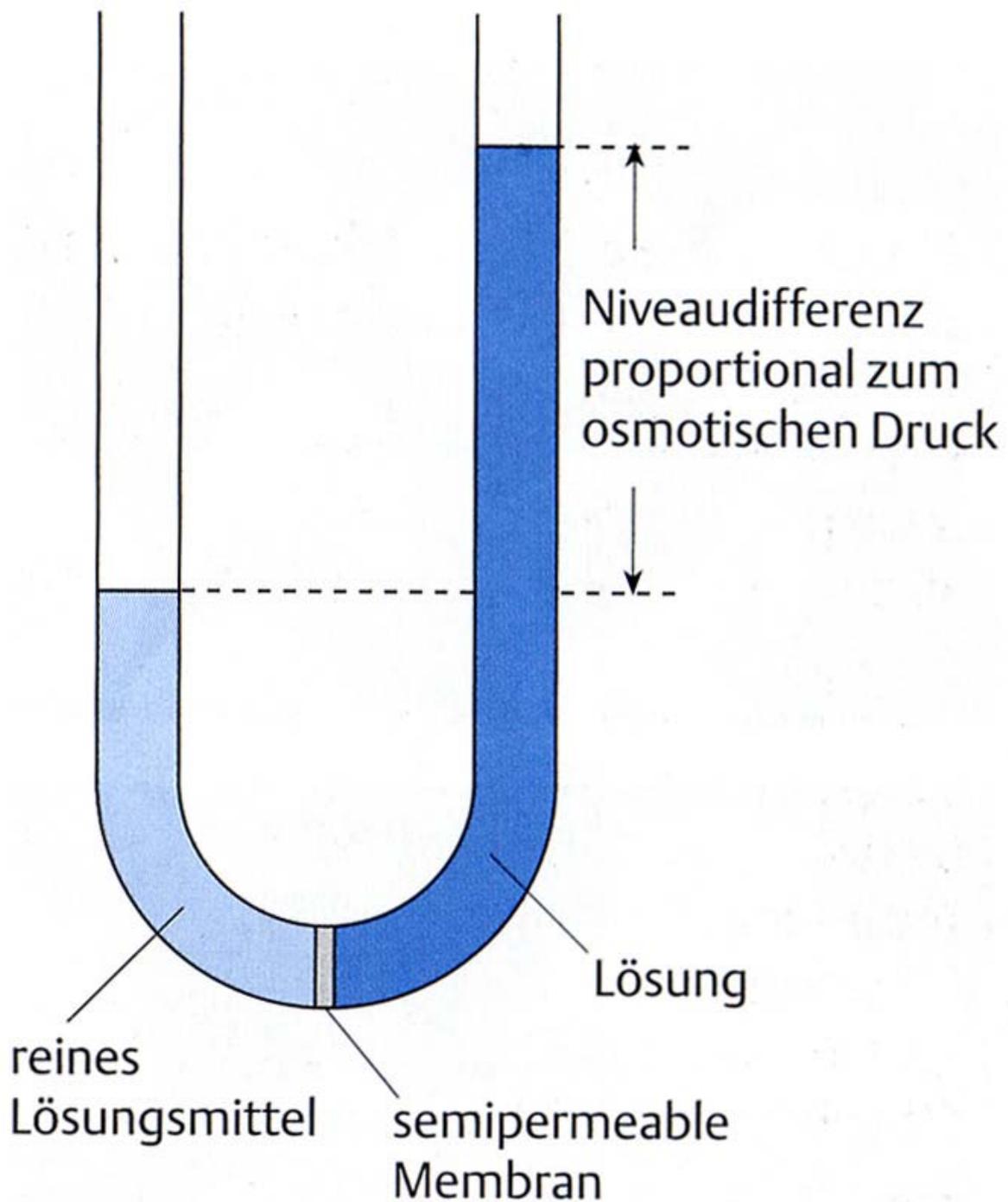
Löslichkeit: Menge eines Stoffes, die sich in einer bestimmten Menge eines Lösungsmittels gerade noch lösen lässt.

Dampfdruck einer Lösung < Dampfdruck des Lösungsmittels
⇒ Siedepunkterhöhung, Gefrierpunktniedrigung



Dampfdruckkurven einer Lösung und des reinen Lösungsmittels.

Osmose: Diffusion von Lösungsmittel durch eine semipermeable Membran zum Ausgleich von Konzentrationsgefällen
entstehender Druckunterschied: **osmotischer Druck**

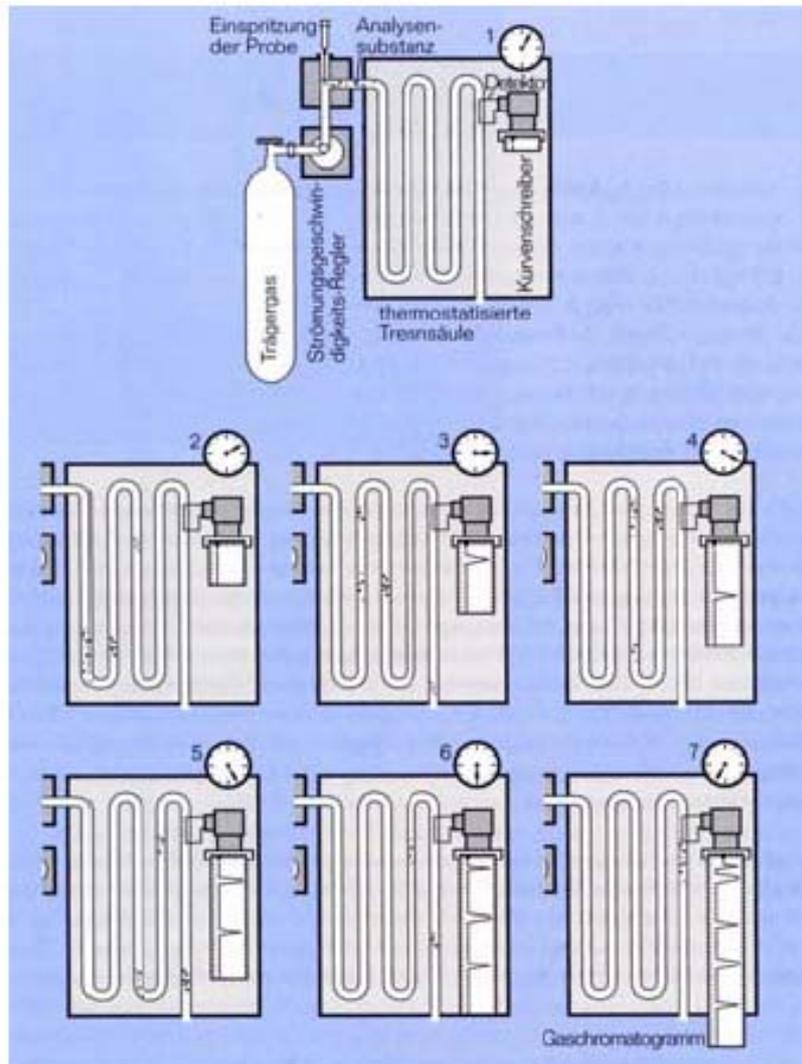


Apparatur zur Demonstration der Osmose

Verteilungsgleichgewicht: Verteilung einer Substanz in Lösung zweier nicht mischbarer Lösungsmittel

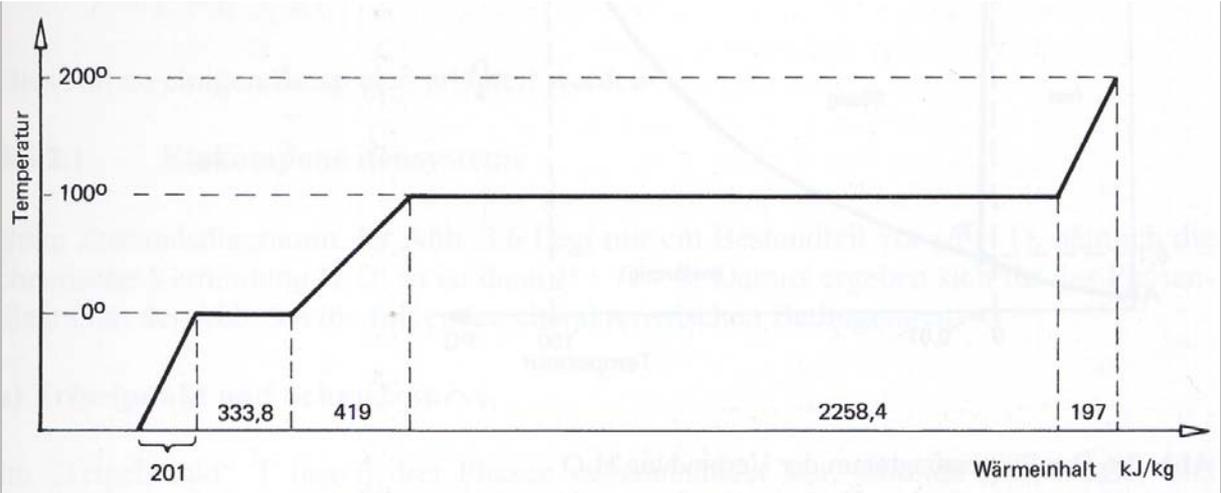
Verteilungsgleichgewichte sind Grundlage thermischer Trennverfahren (Extraktion) und der

Chromatographie:



Schema der Gaschromatographie

Phasenumwandlungen



Haltepunkte des Wassers bei Atmosphärendruck