

ALLGEMEINE CHEMIE

Prof. Manfred SUSSITZ

über(be)arbeitet und zusammengestellt nach Internetvorlagen:

[Medizinische Fakultät, Universität Erlangen](#)

<http://www2.chemie.uni-erlangen.de/projects/vsc/chemie-mediziner-neu/start.html>

<http://www.chemgapedia.de/index.html>

<http://de.wikipedia.org/wiki/chemie>

<http://www.chemienet.info/ub8.html>

u.a. ...

<http://www.bioc.unizh.ch/bipweb/lexikon/> (bewegte Moleküle- Biochemie)

Atombau - Periodensystem

Materie setzt sich aus den **Elementen** zusammen. Diese wiederum sind aus ihren **Atomen** aufgebaut, und Atome bestehen aus **Elementarteilchen**.

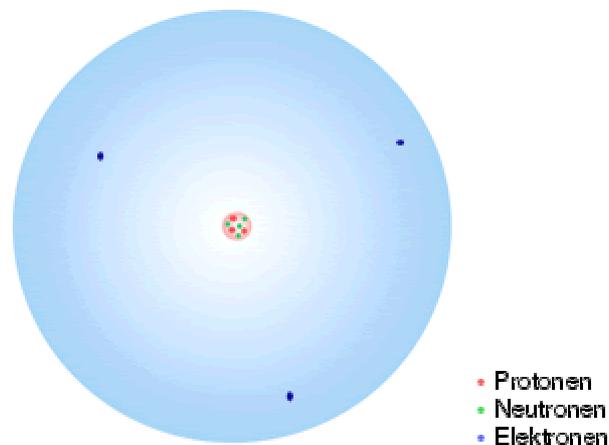
▪ Atombau

Atome haben einen **Atomkern** (Nukleus), der von der wesentlich größeren **Elektronenhülle** umgeben ist.

Die **Protonen** (+) und **Neutronen** befinden sich im Atomkern, deshalb werden sie auch **Nukleonen** (Kernteilchen) genannt.

Die Anzahl der Protonen im Kern eines Elements heißt **Kernladungszahl**. Sie entspricht der **Ordnungszahl** (Z) im Periodensystem der Elemente.

Die **Nukleonenzahl** (= **Massenzahl**) eines Elements gibt die Summe aller im Kern befindlichen Teilchen an. Die geringe Masse der Elektronen hat keinen großen Einfluss auf die Atommasse.



Ein Atom hat ein Durchmesser von ca. 10^{-10} m (= 100 pm). Davon nimmt der Atomkern nur ein 1/100.000 ein, er versammelt also die größte Masse auf kleinstem Raum. Der restliche Platz steht den Elektronen zur Verfügung

▪ Die Elementarteilchen

Atome sind aus verschiedenen Elementarteilchen aufgebaut: den **Elektronen** (e^-), den **Protonen** (p^+) und den **Neutronen** (n).

Sie unterscheiden sich in Ladung und Masse. Die **Elementarladung** beträgt $1,6 \cdot 10^{-19}$ C (Coulomb). Bei der Ladung der Elementarteilchen wird jedoch immer nur das ganzzahlige Vielfache dieser Elementarladung angegeben (+1/-1). Die Elektronen sind negativ geladen und die Protonen positiv. Neutronen haben keine Ladung.

Die absolute Masse von Elementarteilchen und Atomen wird meist in der **atomaren Masseneinheit u** angegeben. Sie entspricht einem 12tel der Masse eines Kohlenstoffatoms (exakt: ^{12}C -Isotop, siehe [Isotope](#)).

$$\begin{aligned} \text{Masse eines } ^{12}\text{C}\text{-Atoms} &= 12 \text{ u} \\ 1 \text{ u} &= 1,666 \cdot 10^{-24} \text{ g} \end{aligned}$$

Protonen und Neutronen sind ungefähr 2000mal so schwer wie Elektronen.

Elementarteilchen	Symbol	Ladung	Masse (in g)	Masse (in u)
Elektron	e^-	-1	$9,1 \cdot 10^{-28}$	0,0005
Proton	P^+	+1	$1,6 \cdot 10^{-24}$	1,0073
Neutron	n	0	$1,6 \cdot 10^{-24}$	1,0087

▪ Elemente und Isotope

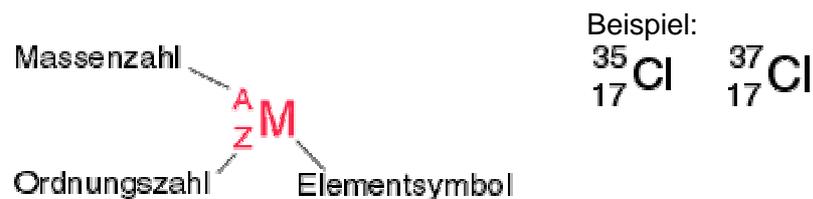
Ein **chemisches Element** ist ein Stoff, der nur aus Atomen gleicher Protonenzahl (Ordnungszahl) besteht.

Die Anzahl der Elektronen ist in einem neutralen Atom gleich der Anzahl der Protonen, die Anzahl der Neutronen kann allerdings differieren.

Atome mit gleicher Protonenanzahl aber unterschiedlicher Neutronenzahl nennt man **Nuklide** und im speziellen Fall *eines* Elementes **Isotope**.

Um die Isotope eines Elementes unterscheiden zu können, muss die Nukleonenzahl (Massenzahl) mit angegeben werden.

Eine vollständige Charakterisierung erfolgt somit über folgende Darstellung:



Die Angabe Ordnungszahl kann bei Isotopen auch weggelassen werden, da sie sich nicht ändert. Bsp: ${}^{35}\text{Cl}$, ${}^{37}\text{Cl}$.

▪ Die relative Atommasse - Mol

Die meisten Elemente bestehen aus mehreren Isotopen, die mit unterschiedlicher Häufigkeit auftreten. Da diese Zusammensetzung aus Isotopen in der Natur konstant ist, kann man für die natürlich vorkommenden Elemente die **Isotopenhäufigkeit** angeben (siehe PSE).

Die **relative Atommasse** wird deshalb unter Berücksichtigung der Isotopenhäufigkeit errechnet.

$$A(X) = \frac{\sum \text{Häufigkeit (in \%)} \cdot \text{Masse des Isotops (in u)}}{100\%}$$

Nimmt man nun genau 12 g des Kohlenstoff Isotops ${}^{12}\text{C}$ und teilt durch die **Avogadro-Konstante** N_A (oder Loschmidtzahl) erhält man die absolute Masse des Kohlenstoff-Isotops C^{12} .

Die Loschmidtzahl ist die Grundlage für die **Stoffmenge** n .

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Die **Stoffmenge** wird mit der Einheit *mol* angegeben. 1 mol eines Elementes enthält also immer $6,02 \cdot 10^{23}$ Atome; analog hat 1 mol einer chemischen Verbindung $6,02 \cdot 10^{23}$ Moleküle.

⇒ 1 mol eines Elementes wiegt = relative Atommasse in Gramm (g); 1 mol einer Verbindung entspricht der Summe der Massen aller gebundenen Atome

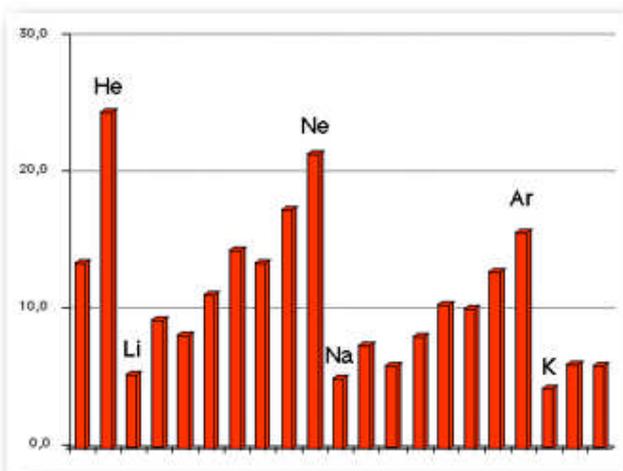
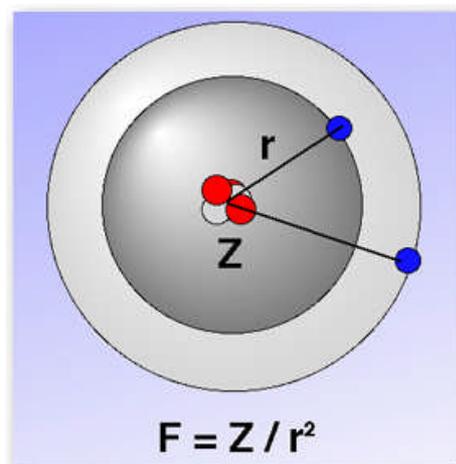
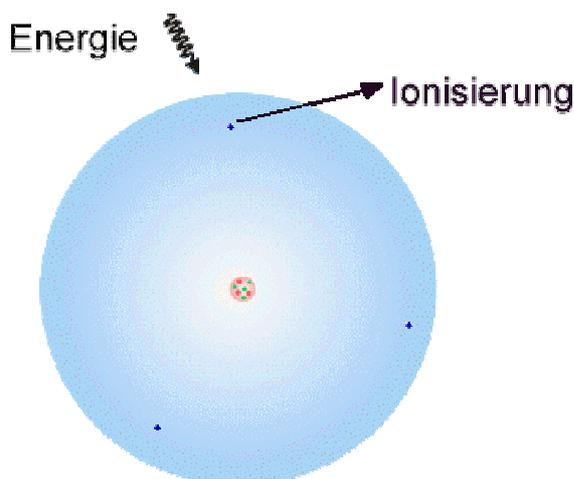
Beispiele: 1 mol eines Elementes bzw. einer chemischen Verbindung ist:

Elemente		chemische Verbindungen	
1 mol Eisen	55,8 g	1 mol Wasser H ₂ O	18,0 g
1 mol Schwefel	32,1 g	1 mol Schwefelsäure H ₂ SO ₄	98,1 g

▪ Die Elektronenhülle

Für die chemischen Eigenschaften von Atomen ist die Struktur der Elektronenhülle entscheidend. Wenn man Elektronen aus der Atomhülle entfernt oder hinzufügt, bilden sich **Ionen**. **Kationen** sind positiv geladene Ionen, die durch Abgabe von Elektronen entstehen. **Anionen** sind negativ geladene Ionen; sie entstehen durch Aufnahme von Elektronen. Da sich die Protonen und Elektronen in einem Atom gegenseitig mit ihren Anziehungskräften beeinflussen, muss also Energie aufgewendet werden, um ein Elektron aus einem Atom zu entfernen. Das ist die so genannte **Ionisierungsenergie**.

→ <http://www.u-helmich.de/che/09/03-atombau/atombau04.html>



Anziehungskräfte zwischen Atomkern (Protonen) und Atomhülle (Elektronen):

Die **Elektronegativität** ist die Fähigkeit der Atome (innerhalb eines Moleküls die gemeinsamen) Elektronen unterschiedlich stark anzuziehen.

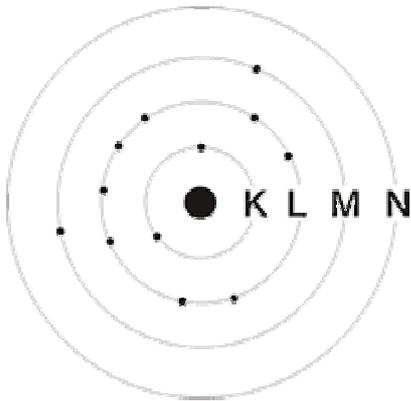
Die Elektronegativität kann Werte zwischen (ca.) 1,0 und 4,0 annehmen (siehe PSE!)

▪ Atommodell nach Bohr-Sommerfeld

→ [http://www.biologie.de/biowiki/Bedeutende_Chemiker_\(Kategorien\)#Atome.2C_Molek.C3.BCle.2C_Orbitale](http://www.biologie.de/biowiki/Bedeutende_Chemiker_(Kategorien)#Atome.2C_Molek.C3.BCle.2C_Orbitale)

→ http://de.wikipedia.org/wiki/Bohr-Sommerfeldsches_Atommodell

Bohr'sches Atommodell: Die Elektronen befinden sich auf unterschiedlichen Energieniveaus (**Schalen**), welche von innen nach außen mit den Buchstaben K, L, M, N, O, P, Q gekennzeichnet werden. Wenn man die Schalen durchnumeriert (1–7), erhält man die **Hauptquantenzahl n** . Die Schalen können immer nur mit einer bestimmten Anzahl Elektronen besetzt werden; die Anzahl lässt sich mit der Formel $2n^2$ berechnen



Schale	Hauptquantenzahl	maximal mögliche Elektronenzahl
K	1	2
L	2	8
M	3	18
N	4	32
...

Die innere Schale muss immer erst voll besetzt sein, bevor die nächst höhere Schale besetzt werden kann. (Die Regel stimmt genau genommen nur für die 1. und 2. Schale)



Regt man bestimmte Verbindungen mit Energie (z. B. Wärmeenergie) an, können Radikale entstehen, deren *äußere* Elektronen ein höheres Energieniveau haben. Um wieder auf ein niedrigeres Niveau zu gelangen, müssen sie die überschüssige Energie wieder abgeben. Das geschieht in Form von Licht unterschiedlicher Wellenlängen. Die Wellenlänge ist für das jeweilige Element charakteristisch.

So kann man beim Erhitzen von Salzen in der Brennerflamme für verschiedene Elemente charakteristische Flammenfärbungen beobachten.

Derartige Elektronenübergänge sind auch für die energiereiche **Röntgenstrahlung** verantwortlich. Dabei wird durch sehr hohe Energie ein Elektron aus den *inneren* Schalen des Atoms geschossen. Die entstandene Elektronenlücke wird durch ein Elektron aus äußeren Schalen wieder gefüllt. Die dabei freiwerdende Energie ist sehr groß; die abgegebene Strahlung hat also eine sehr kleine Wellenlänge. Diese Strahlung wurde nach ihrem Entdecker WILHELM CONRAD RÖNTGEN benannt.

Das Periodensystem der chemischen Elemente (PSE)

→ <http://www.trauner.at/service/DownloadsCh/perioden.pdf#search=%22pauling%20schema%22>

→ <http://www.elearning-noe.at/moodle/course/view.php?id=68>

Durch den Atombau kann man die Eigenschaften von Elementen und den Aufbau des Periodensystems erklären.

Im Periodensystem sind die Elemente nach aufsteigender Ordnungszahl (= Kernladungszahl) so angeordnet, dass Elemente mit ähnlichen chemischen Eigenschaften untereinander (in „Gruppen“) stehen.

Die "Zeilen" werden als **Perioden**, die "Spalten" als **Gruppen** bezeichnet.

Einteilung des Periodensystems:

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb			Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa	
1	H																		He
2	Li	Be											B	C	N	O	F		Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl		Ar
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	Ha	Sg	Ns	Hs	Mt										
Lanthan(o)ide			*	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
Actin(o)ide			**	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

Das Periodensystem ist in **Hauptgruppen** und **Nebengruppen** gegliedert. Dazu kommen die **Lanthanoiden** (Lanthaniden) und **Actinoiden** (Actiniden).

Nach der neuen Nomenklatur werden die Haupt- und Nebengruppen mit arabischen Zahlen von 1 bis 18 durchnummeriert. Früher verwendete man römische Zahlen, wobei die Hauptgruppen mit "a" von den Nebengruppen mit "b" unterschieden wurden.

⇒ Die (alte) römische Gruppennummer bei den Hauptgruppen-Elementen entspricht der Zahl der Außenelektronen.

Der historische Weg zur Ordnung der chemischen Elemente im Periodensystem dauerte etwa zwei Jahrhunderte. Zunächst wurden Ähnlichkeiten im Verhalten einiger Elemente, z.B. zwischen den Erdalkalimetallen Calcium, Strontium und Barium oder den Halogenen Chlor, Brom und Iod erkannt. Später wurden dann Beziehungen zwischen den Atomgewichten entdeckt. Erst Ende des 19. Jahrhunderts gelang dann Lothar **Meyer** und Dimitri **Mendelejeff** die Erstellung des ersten Periodensystems, in das alle bis dahin bekannten Elemente eingeordnet werden konnten. Mendelejeff sagte außerdem die Existenz einiger bis dahin noch nicht entdeckter Elemente voraus.

Einige Hauptgruppen tragen besondere Bezeichnungen:

1. Hauptgruppe (Ia):	Alkalimetalle
2. Hauptgruppe (IIa):	Erdalkalimetalle
6. Hauptgruppe (VIa):	Chalkogene
7. Hauptgruppe (VIIa):	Halogene
8. Hauptgruppe (VIIIa):	Edelgase

Metalle – Nichtmetalle – Edelgase

	1 Ia	2 IIa	3 IIIb	4 IVb	5 Vb	6 VIb	7 VIIb	8 VIIIb	9	10	11 Ib	12 IIb	13 IIIa	14 IVa	15 Va	16 VIa	17 VIIa	18 VIIIa	
1	H																		He
2	Li	Be											B	C	N	O	F		Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl		Ar
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	Ha	Sg	Ns	Hs	Mt										
Metalle				Halbmetalle				Nichtmetalle				Edelgase							

Der größere Teil der Hauptgruppen-Elemente und alle Elemente der Nebengruppen sind **Metalle**. Die unedelsten Metalle sind die Alkalimetalle (1. Hauptgruppe).

In der "rechten oberen Ecke" des Periodensystems (neben den Edelgasen) befinden sich die **Nichtmetalle**, die hohe Elektronegativitäten besitzen. Dazwischen gibt es einige Elemente, die sowohl typische Metalleigenschaften (metallischer Glanz, elektrische Leitfähigkeit) als auch Eigenschaften von Nichtmetallen (molekularer Aufbau, Bildung von Anionen) besitzen. Diese Elemente bezeichnet man als **Halbmetalle**.

▪ Gesetzmäßigkeiten in Perioden und Gruppen

Der Aufbau des Periodensystems ist eng mit dem Atombau verknüpft. Für die **Atomgröße**, die **Elektronegativität** und den **metallischen Charakter** lassen sich (für die Hauptgruppenlemente) bestimmte Gesetzmäßigkeiten formulieren:

	<i>nimmt in den Hauptgruppen</i>	<i>nimmt in den Perioden</i>
Atomradius	von oben nach unten zu	von links nach rechts ab
Elektronegativität bzw. Ionisierungs-Energie	von oben nach unten ab	von links nach rechts zu
metallischer Charakter	von oben nach unten zu	von links nach rechts ab

Innerhalb einer Gruppe nimmt die **Atomgröße** mit steigender Periodenzahl ("von oben nach unten") zu, da bei jedem Wechsel in eine neue Periode eine neue Elektronenschale aufgefüllt wird. Die Außenelektronen sind also umso weiter vom Kern entfernt, je weiter unten das Element im Periodensystem steht.

Innerhalb einer Periode nimmt die Atomgröße mit steigender Gruppennummer ("von links nach rechts") ab, da die Kernladung und Zahl der Außenelektronen innerhalb der Periode zunimmt, die Anzahl der Schalen jedoch nicht. Die Elektronen werden vom Kern stärker angezogen und werden daher nicht so leicht abgegeben.

Die **Elektronegativität** nimmt in einer Periode von links nach rechts zu. In einer Hauptgruppe nimmt die Elektronegativität von oben nach unten ab. Daraus folgt, dass die Elemente mit den kleinsten Elektronegativitäten im Periodensystem links unten stehen, die Elemente mit sehr hohen Elektronegativitäten rechts oben. Besonders kleine Elektronegativitäten besitzen die Alkalimetalle (Gruppe Ia), das Element mit der höchsten Elektronegativität ist Fluor. Die Edelgase sind aufgrund ihrer vollbesetzten Valenzschale sehr reaktionsträge. (**Oktettregel**)

Aufbau des Periodensystems

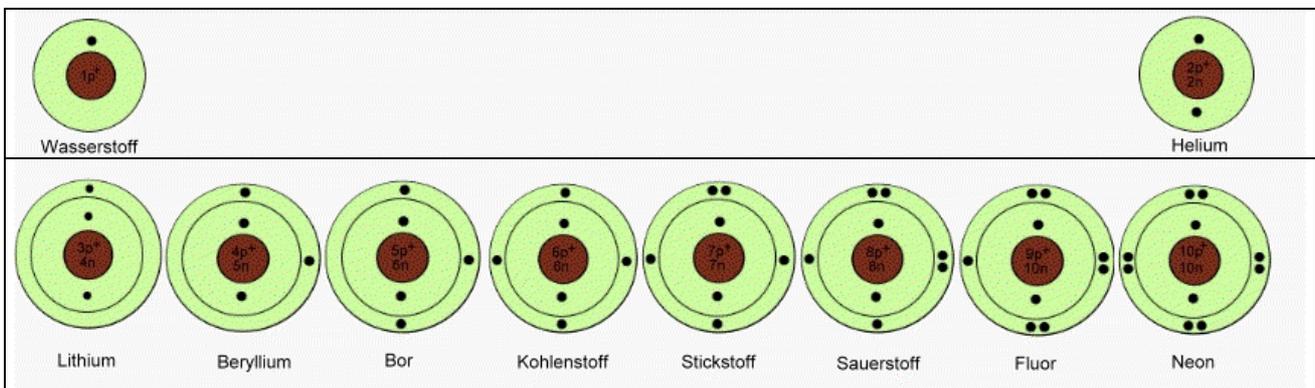
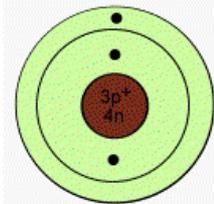
Der Aufbau des Periodensystems ist eng mit dem [Atombau](#) verknüpft (der Atombau bestimmt die Struktur des Periodensystems).

	Hauptgruppen I-VIII							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1. Periode (1e-Schale)	H							He
2. Periode (2 e-Schalen)	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3. Periode (3 e-Schalen)	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4. Periode (4 e-Schalen)	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5. Periode (5 e-Schalen)	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6. Periode (6 e-Schalen)	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7. Periode (7 e-Schalen)	Fr	Ra						

Ordnungszahl	Element	Symbol	Zahl der Protonen	Zahl der Elektronen
1	Wasserstoff	H	1	1
2	Helium	He	2	2
3	Lithium	Li	3	3

Lithium hat - gemäß seiner **Ordnungszahl** - 3 Protonen im Kern. Im (neutralen) Atom ist die Protonenzahl stets gleich der Elektronenzahl. Lithium hat 1 Außenelektron und steht somit in der 1. Hauptgruppe.

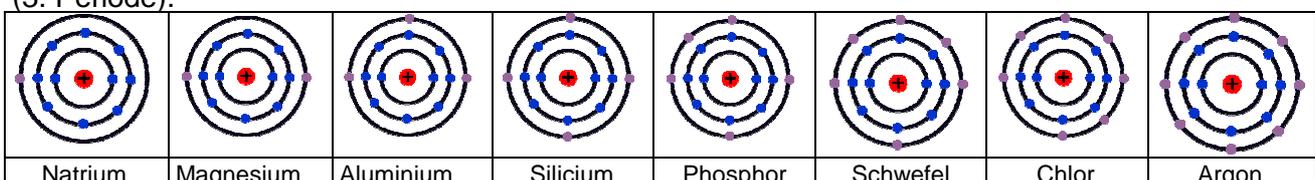
Die Nummer der Hauptgruppe = Zahl der Außen-Elektronen!



Beim Edelgas Neon (10 Elektronen) ist die 2. Schale voll.

- http://www.schule-studium.de/Chemie/PSE_Erklärung.html
- <http://www.chemie-master.de/>
- <http://www.physik.rwth-aachen.de/~harm/aixphysik/atom/Periodic/index.html>

Das nächste Element Natrium (Ordnungszahl 11 = 11 Elektronen) beginnt mit einer neuen Schale (3. Periode).



▪ Schalen – Unterschalen(-niveaus) bzw. Nebenschalen(-niveaus)

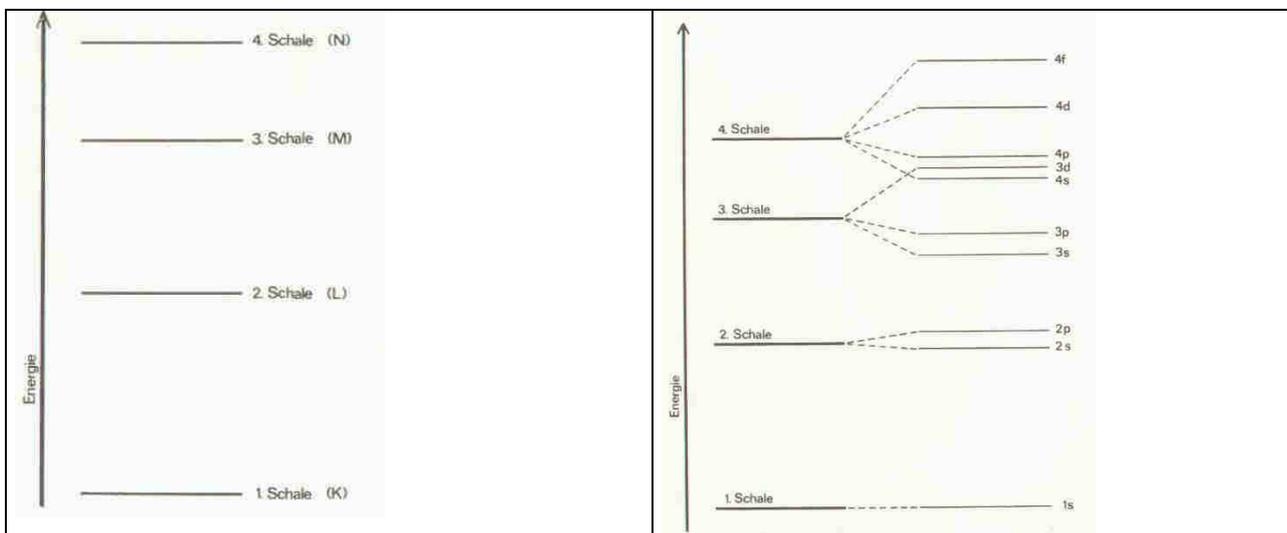
http://www.av.fh-koeln.de/professoren/rehorek/lehrinhalte/V_RE_Kapitel_02.pdf#search=%22unterschalen%20ato me%22

oder

→ <http://www.tomchemie.de/Atombau1.htm>

Die Elektronenhülle wurde bisher sehr vereinfacht dargestellt. Die Schalen gliedern sich nämlich in *Unter(schalen)niveaus* auf.

Schale	Gesamtzahl der e ⁻ 2n ²	Unterschalen ORBITALE	Zahl der e ⁻
1. Schale (n = 1)	2	1s	2
2. Schale (n = 2)	8	2s	2
		2p	6
3. Schale (n = 3)	18	3s	2
		3p	6
		3d	10
4. Schale (n = 4)	32	4s	2
		4p	6
		4d	10
		4f	14
5. Schale (n = 5)	50	5s	2
		5p	6
		5d	10
		5f	14
		??	??



Bei der Verteilung der Elektronen in den Schalen werden zuerst immer die untersten (energieärmste) Niveaus besetzt – **die Auffüllung mit Elektronen erfolgt von Innen nach Außen (von unten nach oben).**

Namen (Bezeichnung) der Orbitale: s-p-d-f

s - scharf (scharf: Die tiefliegenden **s-Orbitale** geben oft scharfe Linien im [Spektrum](#).)

p - prinzipal (führend: die Linien der **p-Orbitale** sind meist intensiver als die der s-Orbitale.)

d - diffuse (In Metallen sind die Linien **d-Orbitale** sehr breit.)

f - fundamental

→ http://www.quantenwelt.de/atomphysik/modelle/orbital_s.html

▪ Elektronenkonfiguration

Aus dem Periodensystem kann die [Elektronenkonfiguration](#) für ein Element abgelesen werden.

→ <http://www.seilnacht.com/Lexikon/psval.htm>

Ordnungszahl	Name	Elektronenkonfiguration
1	Wasserstoff	$1s^1$
2	Helium	$1s^2$
3	Lithium	$[\text{He}] 2s^1$
4	Beryllium	$[\text{He}] 2s^2$
5	Bor	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$
6	Kohlenstoff	$[\text{He}] 2s^2 2p^2$
7	Stickstoff	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$
8	Sauerstoff	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$
9	Fluor	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$
10	Neon	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
11	Natrium	$[\text{Ne}] 3s^1$
12	Magnesium	$[\text{Ne}] 3s^2$
13	Aluminium	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
14	Silicium	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
15	Phosphor	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
16	Schwefel	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
17	Chlor	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
18	Argon	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
19	Kalium	$[\text{Ar}] 4s^1$
20	Calcium	$[\text{Ar}] 4s^2$
21	Scandium	$[\text{Ar}] 3d^1 4s^2$
22	Titan	$[\text{Ar}] 3d^2 4s^2$
23	Vanadium	$[\text{Ar}] 3d^3 4s^2$
24	Chrom	$[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$
25	Mangan	$[\text{Ar}] 3d^5 4s^2$
26	Eisen	$[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$
27	Cobalt	$[\text{Ar}] 3d^7 4s^2$
28	Nickel	$[\text{Ar}] 3d^8 4s^2$
29	Kupfer	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$
30	Zink	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$
31	Gallium	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$

Atome erreichen einen Idealzustand, wenn sie in der äußersten Schale acht Elektronen haben (**Oktettregel**). Mit Ausnahme von Helium besitzen die Edelgase 8 Außenelektronen. Man bezeichnet diese Besetzung auch als **Edelgaskonfiguration (s²p⁶-Konfiguration)**.

Um diese energetisch günstige Elektronenkonfiguration zu erreichen, geben die Elemente Elektronen ab oder nehmen Elektronen auf. Dabei bilden sich **IONEN** und damit chemische Verbindungen (siehe Kap. Chemische Bindung).

**Positive Ionen (+)(KATIONEN) entstehen durch Elektronen-Abgabe,
negative Ionen (-)(ANIONEN) entstehen durch Elektronen-Aufnahme.**

Die Anzahl der abgegebenen bzw. aufgenommenen Elektronen entspricht der OXIDATIONSZAHL (+/-) des Elementes (siehe PSE).

stabile Elektronenkonfigurationen:	s ² p ⁶ (8 Außenelektronen)	d ⁵ und d ¹⁰ ; f ⁷ und f ¹⁴ halb und voll aufgefüllte d-(f)-Orbitale
---------------------------------------	--	---

▪ Orbitale – Periodensystem der Elemente

Überblick: Elemente im Periodensystem – Schalen und Orbitale

SCHALEN	ORBITALE				
	s	p	d	f	
	2 Elektronen	6 Elektronen	10 Elektronen	14 Elektronen	
n = 1	1 s [H – He]				
n = 2	2 s [Li – Be]	2 p [B – Ne]			
n = 3	3 s [Na – Mg]	3 p [Al – Ar]	3 d [Sc – Zn]		
n = 4	4s [K – Ca]	4 p [Ga – Kr]	4 d [Y – Cd]	4 f [Ce – Lu]	
n = 5	5 s Rb – Sr]	5 p [In – Xe]	5 d [La – Hg]	5 f [Th – Lr]	leer
n = 6	6 s [Cs – Ba]	6 p [Tl – Rn]	6 d [Ac - ...]		
n = 7	7 s [Fr – Ra]	7 p			

Fragen zu : Orbitale - Periodensystem

Welche Elemente haben p³-Konfiguration, welche Elemente besetzen die 3p-Orbitale?

Wie heißen die p⁶-Elemente? Wie heißen die 4f-Elemente?

Welche Elemente besetzen die 4 d-Orbitale?

Welche Elemente haben d⁵-, welche d¹⁰-Konfiguration?

Welche positiven bzw. negativen Ionen besitzen dieselbe Elektronenkonfiguration wie [Ne] bzw. [Ar]?

Warum nimmt die Größe der Atome innerhalb einer Gruppe zu, innerhalb einer Periode aber ab?

Welche Elemente haben eine besonders hohe Ionisierungs-Energie?

Welche Elemente haben eine hohe Elektronegativität?

schwieriger:

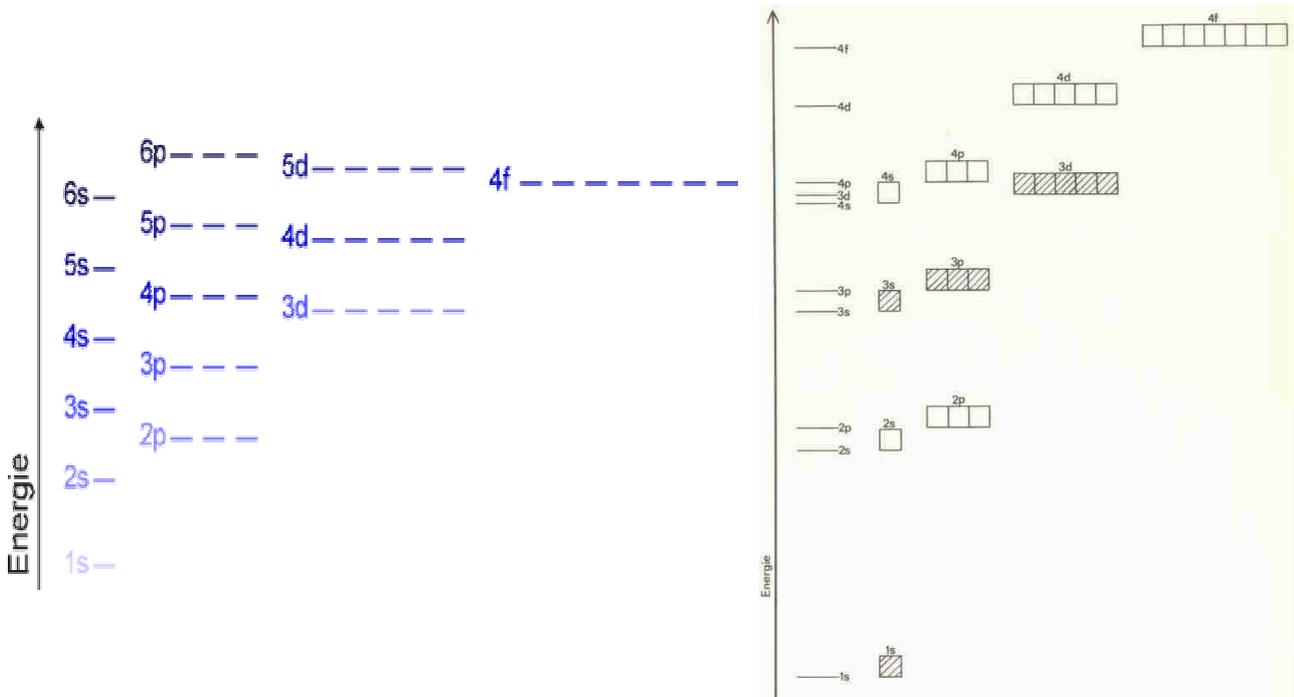
Welche positiven Ionen haben d⁵- bzw- d¹⁰-Konfiguration?

▪ **Energie bzw. Besetzung der Orbitale**

Aufbauprinzip nach Wolfgang Pauli: Bei der Verteilung der Elektronen auf die Orbitale werden zuerst immer die energieärmsten (die untersten) Niveaus besetzt.

Das **PAULI-PRINZIP (-VERBOT)** besagt, dass jedes Orbital maximal 2 Elektronen beinhalten kann, die entgegengesetzten Spin (Drehsinn) (+/-) haben. Symbol: $\uparrow\downarrow$

MERKE: Die Energie der 3d-Orbitale ist jedoch höher als die Energie des 4s-Orbitals, so dass das 4s-Orbital noch vor den 3d-Orbitalen besetzt wird.



Die Elektronenverteilung in der Atomhülle spiegelt sich im Periodensystem der Elemente wieder <http://www.seilnacht.com/Lexikon/psval.htm>

Elektronen der äußersten Schale heißen **Außen-Elektronen** (= Valenzelektronen). Sie bestimmen die chemischen Eigenschaften von Atomen.

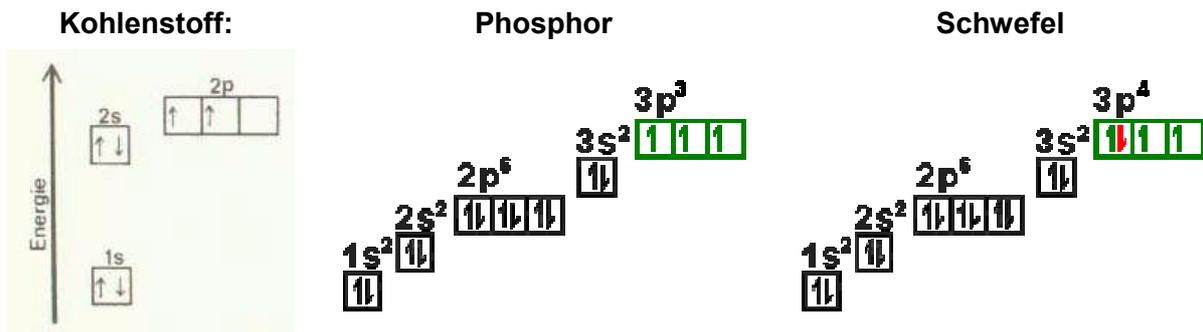
Man kennt: **Einzelne Elektronen** (= SINGLES, einfach besetztes Orbital) bzw. **Elektronenpaare** (doppelt besetztes Orbital).

Zahl der einzelnen Elektronen = WERTIGKEIT eines (Hauptgruppen)-Elementes

Die **Regel von Hund** (Hund'sche Regel) gilt für die Besetzung gleicher Orbitale mit Elektronen. Demnach wird jedes gleichwertige Orbital (2p, 3p ...) zuerst mit einem Elektron besetzt und erst, nachdem jedes dieser Orbitale ein Elektron besitzt, erhält es ein zweites.

<p>Bor (${}_5\text{B}$): $1s^2 2s^2 p^1$</p> <table border="1"> <tr><td>1s</td><td>2s</td><td>2p</td></tr> <tr><td>$\uparrow\downarrow$</td><td>$\uparrow\downarrow$</td><td>\uparrow</td></tr> </table> <p>Stickstoff (${}_7\text{N}$): $1s^2 2s^2 p^3$</p> <table border="1"> <tr><td>1s</td><td>2s</td><td>2p</td></tr> <tr><td>$\uparrow\downarrow$</td><td>$\uparrow\downarrow$</td><td>\uparrow</td></tr> <tr><td></td><td></td><td>\uparrow</td></tr> <tr><td></td><td></td><td>\uparrow</td></tr> </table> <p>Sauerstoff (${}_8\text{O}$): $1s^2 2s^2 p^4$</p> <table border="1"> <tr><td>1s</td><td>2s</td><td>2p</td></tr> <tr><td>$\uparrow\downarrow$</td><td>$\uparrow\downarrow$</td><td>$\uparrow\downarrow$</td></tr> <tr><td></td><td></td><td>\uparrow</td></tr> <tr><td></td><td></td><td>\uparrow</td></tr> </table>	1s	2s	2p	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	1s	2s	2p	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow			\uparrow			\uparrow	1s	2s	2p	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$			\uparrow			\uparrow	<table border="1"> <tr> <td></td> <td>m</td> <td>0</td> <td>1</td> <td>0</td> <td>-1</td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>n</td> <td>2</td> <td>s</td> <td colspan="3">p</td> <td></td> <td>$\uparrow\downarrow$</td> <td>$\uparrow\downarrow$</td> </tr> <tr> <td>1</td> <td>s</td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> <td>$\uparrow\downarrow$</td> <td>$\uparrow\downarrow$</td> </tr> </table> <p>Li Be</p> <table border="1"> <tr> <td>H He</td> <td>$\uparrow\downarrow$</td> <td>$\uparrow\downarrow$</td> <td>$\uparrow\downarrow$</td> <td>$\uparrow\downarrow$</td> </tr> <tr> <td></td> <td>$\uparrow\downarrow$</td> <td>$\uparrow\downarrow$</td> <td>\uparrow</td> <td>\uparrow</td> </tr> <tr> <td></td> <td></td> <td></td> <td>B</td> <td>C</td> </tr> <tr> <td></td> <td></td> <td></td> <td>\uparrow</td> <td>\uparrow</td> </tr> <tr> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> <td>N</td> </tr> <tr> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> <td>\uparrow</td> </tr> </table>		m	0	1	0	-1				n	2	s	p				$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	1	s					$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	H He	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$		$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow				B	C				\uparrow	\uparrow					N					\uparrow
1s	2s	2p																																																																																					
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow																																																																																					
1s	2s	2p																																																																																					
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow																																																																																					
		\uparrow																																																																																					
		\uparrow																																																																																					
1s	2s	2p																																																																																					
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$																																																																																					
		\uparrow																																																																																					
		\uparrow																																																																																					
	m	0	1	0	-1																																																																																		
n	2	s	p				$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$																																																																															
1	s					$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$																																																																																
H He	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$																																																																																			
	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow																																																																																			
			B	C																																																																																			
			\uparrow	\uparrow																																																																																			
				N																																																																																			
				\uparrow																																																																																			

Weitere Beispiele:



In unserem Beispiel werden beim Kohlenstoffatom die beiden ersten 2p-Orbitale, beim Phosphoratom zuerst die einzelnen 3p-Orbitale mit je einem Elektron besetzt, beim Schwefelatom wird dann ein 3p-Orbital mit einem zweiten Elektronen besetzt.

→ <http://www.seilnacht.com/Lexikon/psval.htm>

und

http://www.vetmed.uni-muenchen.de/tiph_c/Vorlesungen/VorChemieWS10304corr.pdf#search=%22lewis%20schreibweise%20schwefel%22

Bei den Hauptgruppenelementen (s- und p-Elemente) wird die Valenzschale (äußerste Schale) aufgefüllt,

bei den Nebengruppenelementen werden die **d-Orbitale** aufgefüllt.

4s → 3 d → 4p:

Beispielsweise wird innerhalb der 4. Periode zunächst das 4s-Orbital bei Kalium (K) mit einem und bei Calcium (Ca) mit zwei 2 Elektronen besetzt. Bei den folgenden Nebengruppenelementen werden die 3d-Orbitale zunächst einfach (Sc-Mn) und schließlich doppelt (Fe-Zn) besetzt.

Nun werden die 4p-Orbitale aufgefüllt, ebenfalls zunächst einfach (Ga-As) und dann zweifach Se-Kr.

Bei den Lanthanoiden und Actinoiden werden **f-Orbitale** aufgefüllt

EDELGASE:

Bei den **Edelgasen** ist eine besonders stabile Elektronenkonfiguration erfüllt. Mit Ausnahme von Helium besitzen die Edelgase **8 Außenelektronen (s²p⁶-Konfiguration)**.

P.	Orbitale	1s	2s 2p	3s 3p	4s 3d 4p	5s 4d 5p	6s 4f 5d 6p	7s 5f 6d 7p
1	Helium [He]	2						
2	Neon [Ne]	2	2 6					
3	Argon [Ar]	2	2 6	2 6				
4	Krypton [Kr]	2	2 6	2 6	2 10 6			
5	Xenon [Xe]	2	2 6	2 6	2 10 6	2 10 6		
6	Radon [Rn]	2	2 6	2 6	2 10 6	2 10 6	2 14 10 6	

Hybridisierung

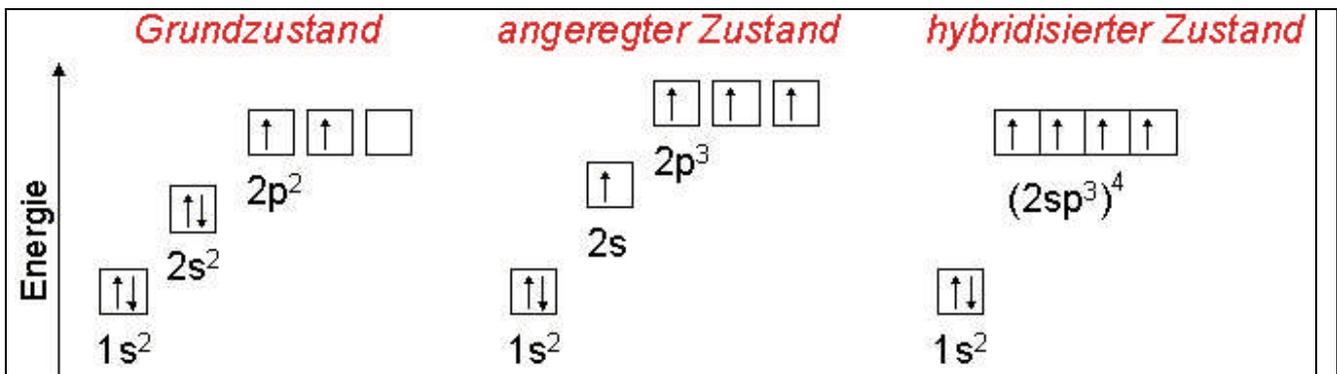
Kohlenstoff spielt für die organische Chemie eine besondere Rolle. In allen organischen Verbindungen ist Kohlenstoff 4-wertig.

Das Kohlenstoffatom hat in seiner äußeren Schale 4 Elektronen (Elektronenkonfiguration: $2s^2 2p^2$). Davon liegen zwei Elektronen als Elektronenpaar ($2s^2$) vor und zwei frei ($2p^2$). Das bedeutet, dass vorerst nur zwei Elektronen für Bindungen zur Verfügung stehen (2-wertig).

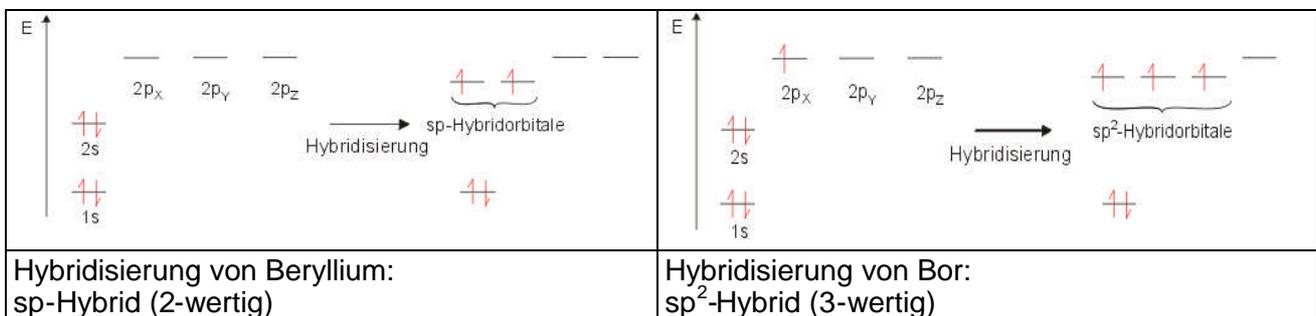
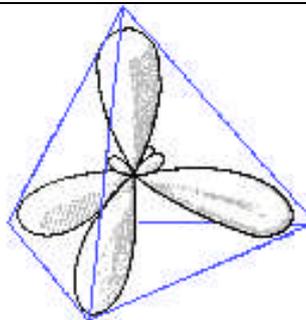
Die 4-Wertigkeit des Kohlenstoffs (Bsp: CH_4) wird folgendermaßen erklärt:

Die Valenzelektronen ordnen sich nun so an, dass vier Elektronen für Bindungen zur Verfügung stehen. Das $2s$ - und die $2p$ -Orbitale bilden ein **sp^3 -Hybrid** (sp^3 bedeutet, dass ein s - und drei p -Orbitale beteiligt sind.)

Merke: Eine Hybridisierung kann nur erfolgen, wenn freie Orbitale zur Verfügung stehen.



Die 4 sp^3 -Hybridorbitale ordnen sich im Raum so an, dass sie möglichst weit voneinander entfernt sind. Dies wird durch eine tetraedrische Anordnung erreicht.



Weitere Übungsbeispiele: Hybridisierung von Phosphor und Schwefel: Warum kann Sauerstoff kein Hybrid bilden?

→ http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/2/vlu/chemische_bindung/hybridisierung.vlu/Page/vsc/de/ch/2/oc/physikalische_grundlagen/chemische_bindung/hybridisierung/sp3/sp3_orbital.vscml.html

▪ Lewis-Schreibweise der Atome

Einfach besetzte Orbitale (Singles) werden mit einem **Punkt**, doppelt besetzte Orbitale bzw. Elektronenpaare werden mit einem **Strich** dargestellt.

Die [Hauptgruppenelemente](#) erhalten je nach Elektronenbesetzung bis zu 8 Punkte. Dabei ist zu beachten, dass die Orbitale — gemäß der Hybridisierung — stets der Reihe nach einfach besetzt werden (Hund'sche Regel). Eine Doppelbesetzung findet erst statt, wenn alle (vier) Orbitale einfach besetzt sind:



→ <http://www.chemie-master.de/FrameHandler.php?loc=http://www.chemie-master.de/pse/>

→ <http://www.seilnacht.com/Lexikon/psymbol.htm>

Nach der Lewis-Schreibweise wird das einzelne Außenelektron der Elemente in der I. Hauptgruppe mit einem Punkt dargestellt:

Merke: Alle Elemente in derselben Hauptgruppe haben die gleiche LEWIS-Schreibweise!



- Die LEWIS Schreibweise ist für die Erstellung der Strukturformeln von Molekülen besonders wichtig!

Zwei [Wasserstoff](#)atome bilden ein Molekül, indem sie ihr einzelnes Außenelektron gemeinsam benutzen. So erreichen sie beide für sich gesehen die [Edelgaskonfiguration](#) des Heliums, d.h. zwei Elektronen in einer "gefüllten" Schale:



Das gemeinsam benutzte Elektronenpaar wird in der [Lewis-Schreibweise](#) durch einen Strich dargestellt (bzw. durch zwei Punkte). Die Strukturformel (H-H) zeigt im Gegensatz zur [Summenformel](#) (H₂) die Art und Weise wie die Wasserstoffatome in einem Molekül miteinander verknüpft sind. Zweiatomige Moleküle bilden z.B. [Wasserstoff](#), [Sauerstoff](#) und [Stickstoff](#), sowie die [Chalkogene](#) und die [Halogene](#).

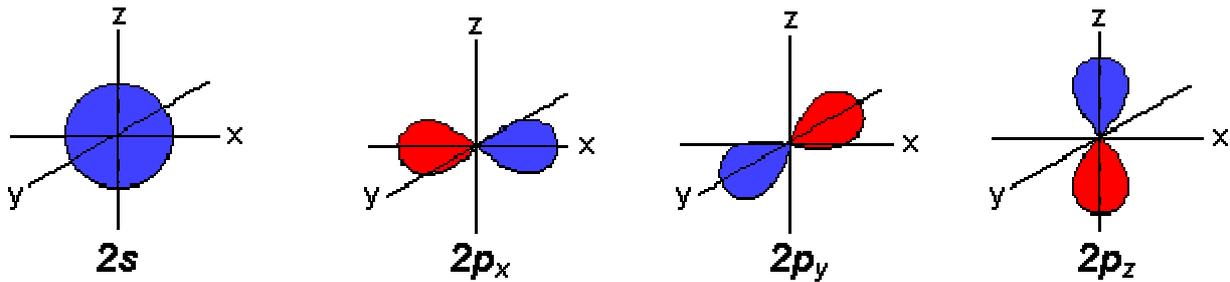
Zwei Bindungspartner können wie beim Sauerstoffmolekül auch durch zwei (oder sogar drei) Elektronenpaarbindungen miteinander verbunden sein. Es handelt sich in diesem Falle um eine Doppelbindung:



▪ Aussehen der Orbitale

Elektronen können nicht nur als **Teilchen** beschrieben werden, wie im Bohrschen Atommodell; es ist auch eine mathematische Beschreibung als **Welle** möglich.

Der Wellen-Charakter von Elektronen wird durch die **Schrödinger-Gleichung** beschrieben. Sie gibt an, mit welcher Wahrscheinlichkeit sich ein Elektron in einer bestimmten Entfernung zum Kern aufhält. Durch diese Wahrscheinlichkeit wird für jedes Elektron ein bestimmter Raum definiert, in dem es sich befindet. Diese Räume heißen **Orbitale**. Es gibt **s**-, **p**-, **d**- und **f**-Orbitale.



Die s-Orbitale sind kugelsymmetrisch, in ihrem Zentrum liegt der Atomkern. In der K-Schale (2 Elektronen) gibt es nur ein s-Orbital.

In der 2. Schale (L-Schale, max. 8 Elektronen) werden nach dem s-Orbital die p-Orbitale besetzt. Es gibt drei verschiedene p-Orbitale. p-Orbitale sind hantelförmig und liegen in Richtung der x-, y- und z-Achse.

Es gibt außerdem fünf d-Orbitale und sieben f-Orbitale, die allerdings eine komplexere Raumstruktur haben.

d-Orbitale:

$m = 0$	$m = +/- 2$		$m = +/- 1$	
d-Orbital $m=0$ www.quantenwelt.de	d-Orbital www.quantenwelt.de	d-Orbital www.quantenwelt.de	d-Orbital www.quantenwelt.de	d-Orbital www.quantenwelt.de
dz^2 -Orbital	dxz -Orbital	dyz -Orbital	$d(x^2-y^2)$ -Orbital	dxy -Orbital

→ <http://www.quantenwelt.de/atomphysik/modelle/orbital.html>

→ <http://www.chemieplanet.de/elemente/orbital.htm>

Die Quantenzahlen

Neben den Hauptenergieniveaus der Elektronenhülle, die durch die **Hauptquantenzahl n** charakterisiert werden, gibt es auch verschiedene Unterniveaus (Orbitale).

Die **Nebenquantenzahl l** charakterisiert die Form der Orbitale. Sie kann Werte zwischen $l = 0$ und $l = n - 1$ annehmen.

Die Unterniveaus lassen sich entsprechend ihrer **Magnetquantenzahl m** nochmals unterscheiden.

Die Magnetquantenzahl nimmt Werte von $m = -l$ über 0 bis $+l$ an.

So gibt es für die Nebenquantenzahl $l = 1$ drei Magnetquantenzahlen $m = -1, 0, +1$.

Die Elektronen haben zusätzlich noch eine **Spinquantenzahl s** . Sie drückt die Rotation des Elektrons um die eigene Achse aus (Spin = Rotation um die eigene Achse) und kann die Werte $+1/2$ und $-1/2$ annehmen.

Schale	Hauptquantenzahl n	Nebenquantenzahl l	Magnetquantenzahl m	Orbital
K	1	0	0	s
L	2	0	0	s
		1	-1, 0, +1	p
M	3	0	0	s
		1	-1, 0, +1	p
		2	-2, -1, 0, +1, +2	d
...N	...4	...0	...0	...s
		1	-1, 0, +1	p
		2	-2, -1, 0, +1, +2	d
		3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	f

Zusammenfassung – Überblick:

Quantenzahl	Symbol	Werte	Bedeutung
Haupt-	n	1, 2, 3, ...	Bezeichnet Schale, gibt Energie an
Neben-	l	0, 1, ..., $n-1$	Bezeichnet Unterschale
Magnetische -	m_l	$l, l-1, \dots, -l$	Bezeichnet Orbitale der Unterschale
Spin-	m_s	$+1/2, -1/2$	Gibt den Spinzustand an

