

2. Atomarer Aufbau der Stoffe

2.1 Aufbau der Atome

Der Atomkern besteht aus Protonen und Neutronen.

In der Atomhülle befinden sich die Elektronen.

Im **elektrisch neutralen** Atom ist die Anzahl der Protonen **gleich** der Zahl der Elektronen.

Teilchen	Absolute Atommasse (kg)	Relative Atommasse (u)	Ladung (As)	Ladungszahl
Proton p ⁺	$1,6726 \cdot 10^{-27}$	etwa 1	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	+1
Neutron n ⁰	$1,6749 \cdot 10^{-27}$	etwa 1	0	0
Elektron e ⁻	$0,91 \cdot 10^{-30}$	etwa 0,0005	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	-1

Relative Atommasse (Einheit u)

gibt an, um wie viel Mal die Masse eines Atoms größer ist als die Atommasseneinheit u.

1 u ist 1/12 der Masse eines Atoms des Kohlenstoffisotops ^{12}C .

$$(1 \text{ u} = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g})$$

Größenvergleich Atomkern und Atomhülle des Wasserstoffatoms

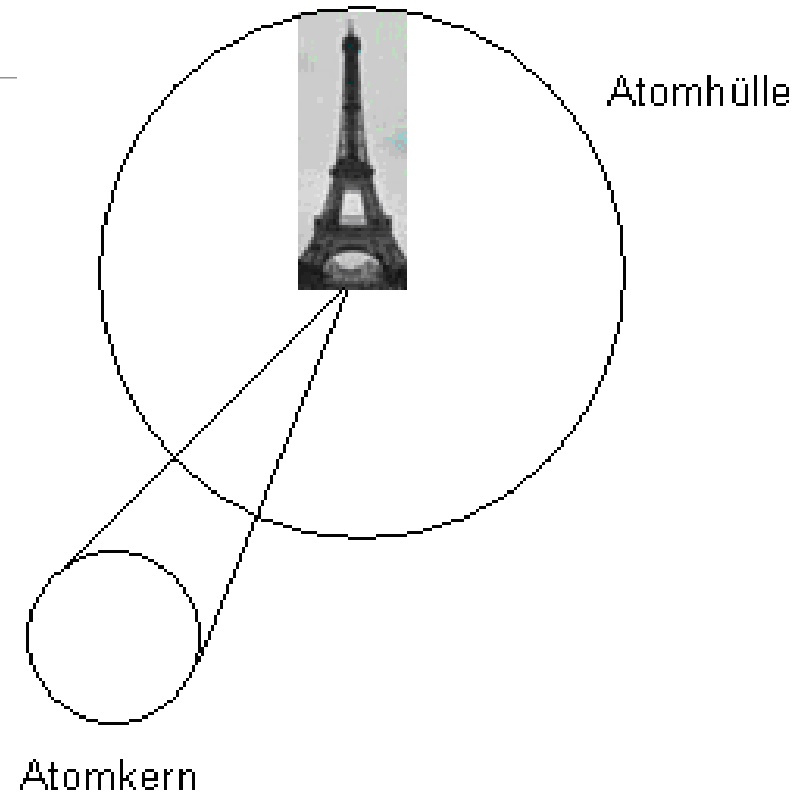
$$\frac{r_H}{r_K} = \frac{5,291 \cdot 10^{-11} \text{ m}}{1,3 \cdot 10^{-15} \text{ m}} = 4,1 \cdot 10^4$$

Hüllenradius r_H und Kernradius r_K

Das Radienverhältnis beträgt etwa 1:40.000.

Zum Vergleich denken wir uns einen Kreis mit einem Radius, der der Höhe des Eiffelturms gleicht (324 m).

Im Zentrum des Kreises liegt eine kleine Murmel mit dem Radius von 0,8 cm.



Ordnungszahl und Massenzahl

Ordnungszahl OZ (auch: Kernladungszahl) = **Protonenzahl**

Ein chemisches Element besteht aus Atomen mit gleicher Protonenzahl.

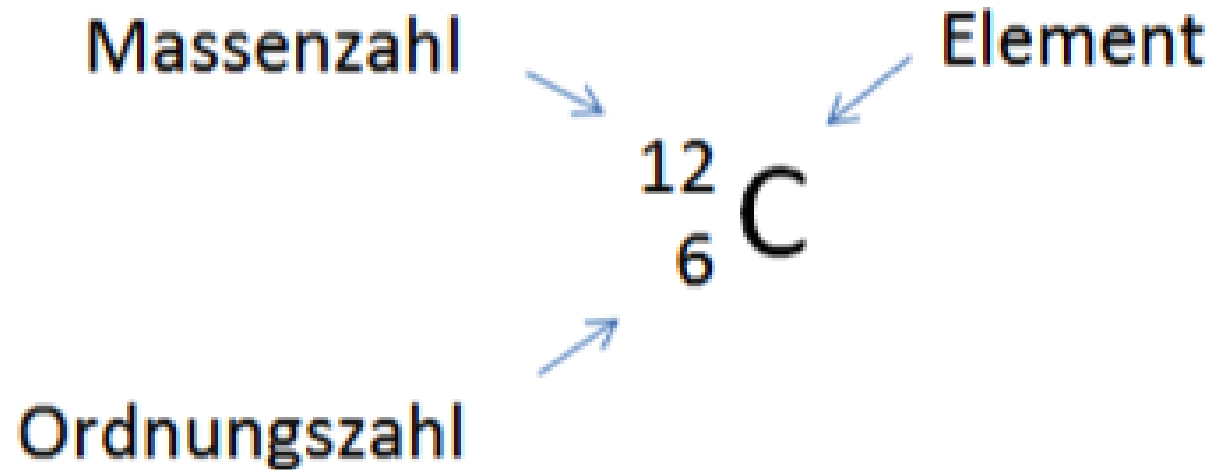
Massenzahl MZ (auch: Nukleonenzahl) = Summe der Protonen und Neutronen

Fast die **gesamte Masse** eines Atoms ist im **Atomkern** enthalten.

Neutronenzahl NZ = Massenzahl MZ minus Ordnungszahl OZ

Ordnungszahl und Massenzahl

Beispiel



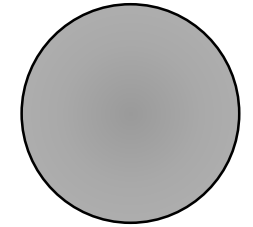
Das Kohlenstoffatom hat
6 Protonen,
6 Neutronen,
6 Elektronen.

2.2 Atommodelle

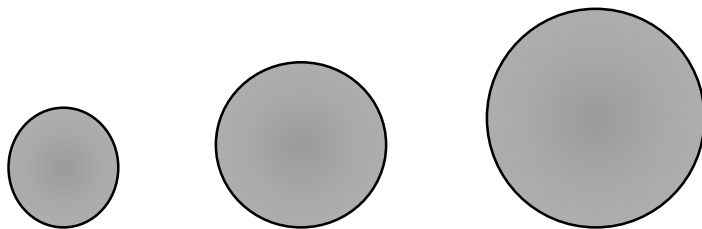
"Dass ich erkenne, was die Welt Im Innersten zusammenhält." - *Faust I, Vers 382 f. / Faust*

Erstes Atommodell vom griechischen Philosophen **Leukipp** (5.Jhdt v. Chr.) und seinem Schüler **Demokrit** (460 – 371 v. Chr.):

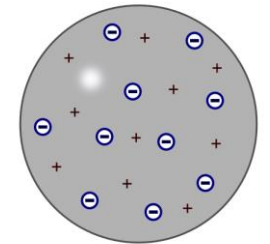
Materie lässt sich nicht beliebig weit zerteilen. Sie besteht aus kleinsten Teilchen, den Atomen (*atomos* = griech. unteilbar), die nicht weiter zerteilbar sind.



Dalton – Modell



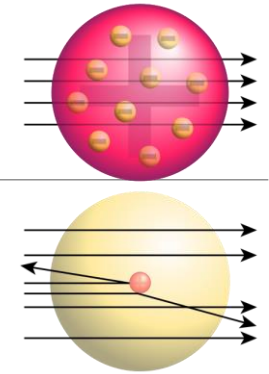
Thomson - Modell



Kern – Hülle – Modell

(Ernest Rutherford, 1912)

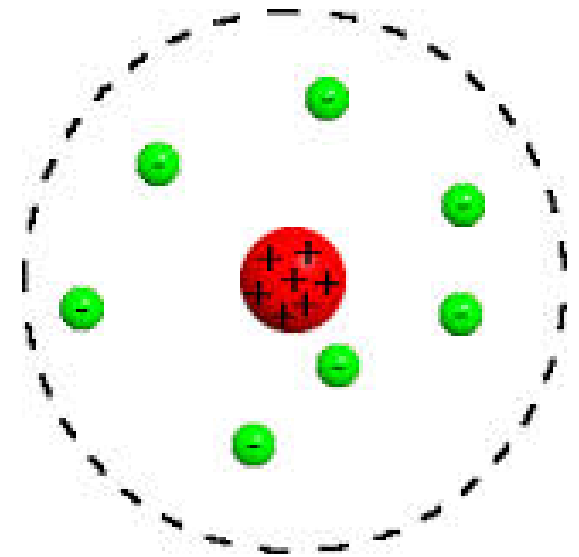
Streuversuche: Goldfolie mit positiver α -Strahlung (He-Kerne) beschossen.



Ein Atom besteht aus einem winzigen, **positiv geladenen, massereichen Atomkern** und einer **negativ geladenen Atomhülle**.

Im Kern befinden sich **positiv geladene Protonen** und **ungeladene Neutronen**.

In der Hülle umkreisen die **negativ geladenen Elektronen** mit großer Geschwindigkeit den Kern.



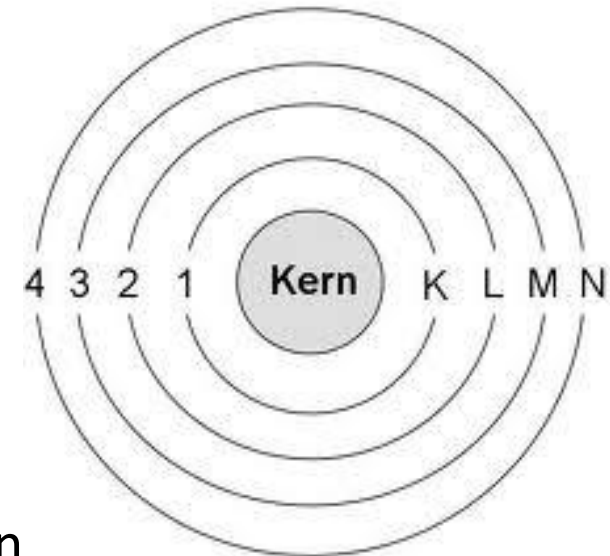
Schalenmodell

(Niels Bohr, 1913; Arnold Sommerfeld, 1916)

Die Elektronen umkreisen den Kern auf **konzentrischen Bahnen** (**Elektronenschalen**).

In jeder Schale haben **höchstens** $2n^2$ Elektronen Platz
(n = Schalennummer), in der **äußersten Schale maximal 8**.

Energie kann nur in bestimmten
Mindestportionen (=Quanten) ausgetauscht werden



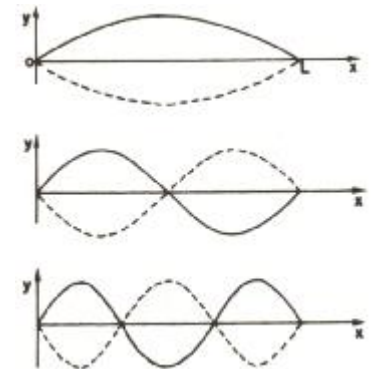
Orbitalmodell

Heisenbergsche Unschärfebeziehung:

Ort und Geschwindigkeit (genauer: Impuls) eines Elektrons sind nicht gleichzeitig ermittelbar. Man kann für die negative Ladung lediglich Aufenthaltswahrscheinlichkeiten angeben.

De Broglie: Schnelle Teilchen (Elektronen) haben die Eigenschaften von Wellen.

Da Elektronen am Atom lokalisiert sind, muss es sich um stehende Wellen handeln.
(Vergleiche: eindimensionale stehende Welle – Gitarrensaite,
zweidimensionale Schwingungen – Trommelmembran,
Grundschrwingungen, Oberschrwingungen etc.)



Orbitalmodell

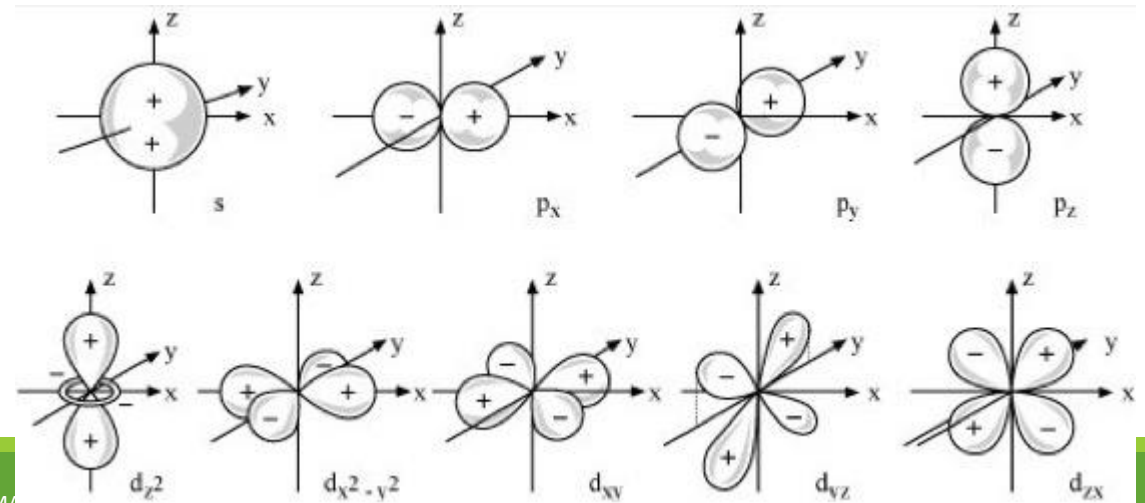
(Werner Heisenberg, 1925; Erwin Schrödinger, 1926)

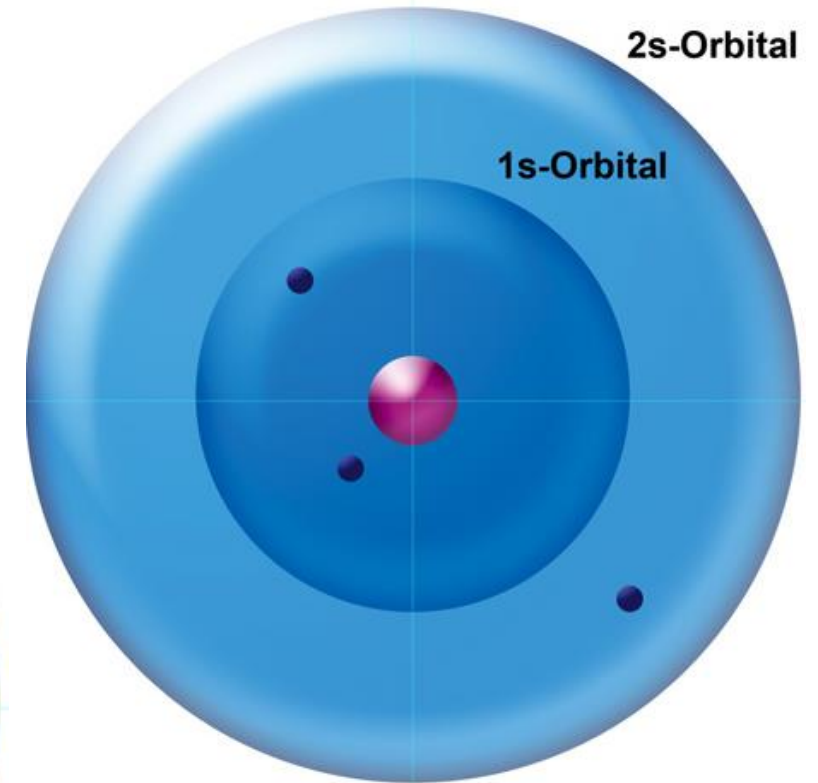
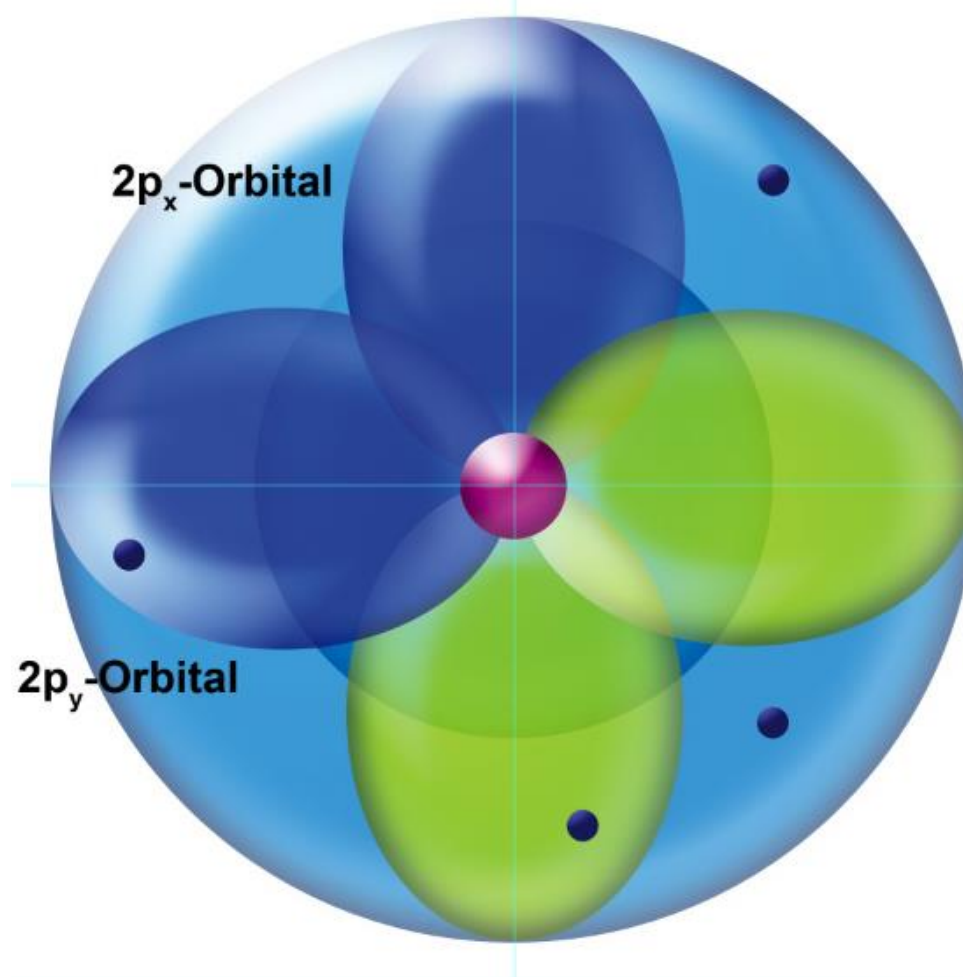
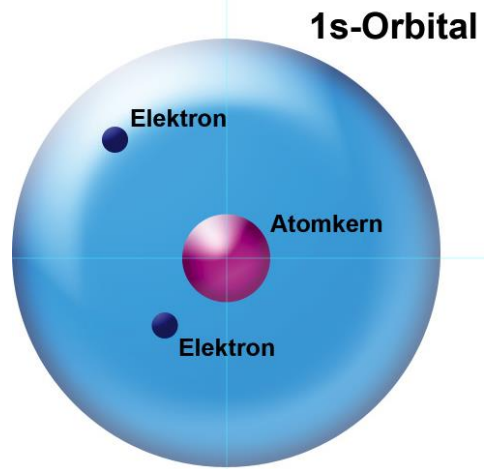
Schrödinger: Elektronen verhalten sich wie dreidimensionale, stehende Wellen. Nur ganz bestimmte Schwingungszustände sind erlaubt. Schwingungsräume für Elektronen nennt man Orbitale.

Ein Orbital ist der Raum, in dem ein Elektron mit **größter Wahrscheinlichkeit** anzutreffen ist.

Jedes Elektron hat einen bestimmten **Energiezustand**.

Diesem entspricht ein bestimmtes Orbital,
das dann mit **1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, ...**
bezeichnet wird.





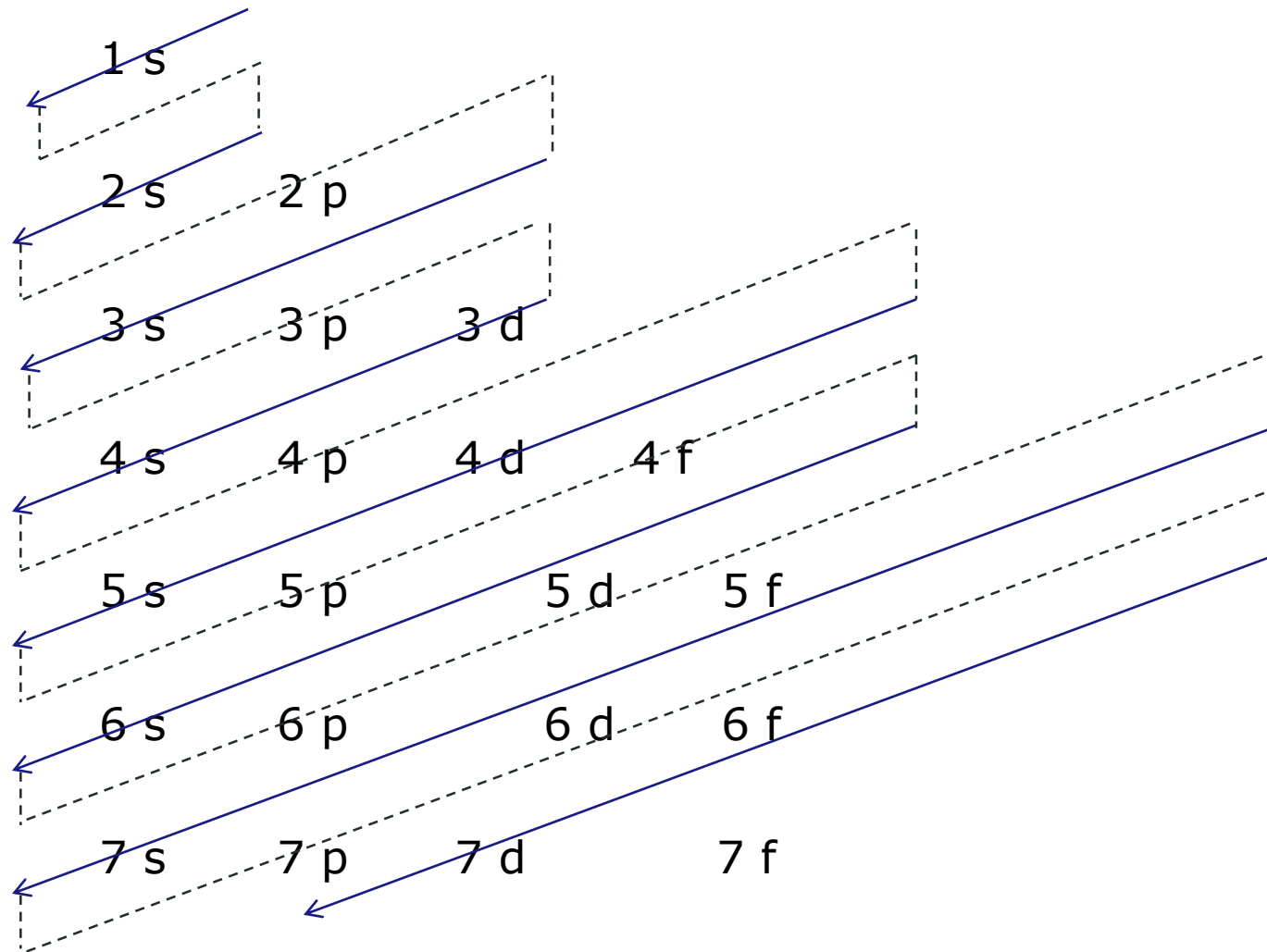
Visualisierung des Orbitalmodells:

<https://youtu.be/4WR8Qvsv70s>

Orbitalbedarf der Schalen:

1. Schale:	1 s-Orbital	→	$1s^2$	
2. Schale:	1 s-Orbital	→	$2s^2$	
	3 p-Orbitale	→	$2p^6$	
3. Schale:	1 s-Orbital	→	$3s^2$	
	3 p-Orbitale	→	$3p^6$	
	5 d-Orbitale	→	$3d^{10}$	
4. Schale:	1 s-Orbital	→	$4s^2$	
	3 p-Orbitale	→	$4p^6$	
	5 d-Orbitale	→	$4d^{10}$	
	7 f-Orbitale	→	$4f^{14}$	

Besetzungsreihenfolge der Orbitale



Elektronenkonfiguration

		1s	2s	2p	3s	3p
H Wasserstoff	$1s^1$	\uparrow		$\square \square \square$		$\square \square \square$
He Helium	$1s^2$	$\uparrow\downarrow$		$\square \square \square$		$\square \square \square$
Li Lithium	$1s^2 2s^1$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	$\square \square \square$		$\square \square \square$
Be Beryllium	$1s^2 2s^2$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\square \square \square$		$\square \square \square$
B Bor	$1s^2 2s^2 2p^1$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow \square \square$		$\square \square \square$
C Kohlenstoff	$1s^2 2s^2 2p^2$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow \uparrow \square$		$\square \square \square$
N Stickstoff	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow \uparrow \uparrow$		$\square \square \square$
O Sauerstoff	$1s^2 2s^2 2p^4$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$		$\square \square \square$
F Fluor	$1s^2 2s^2 2p^5$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$		$\square \square \square$
Ne Neon	$1s^2 2s^2 2p^6$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$		$\square \square \square$
Si Silicium	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow \uparrow \square$

Hauptquantenzahlen n (Energieniveaus, Schalen): 1, 2, 3,...

Nebenquantenzahl l (Orbitalform): s, p, d,...

Hochzahl: Anzahl der Elektronen

Magnetquantenzahl m

Spinquantenzahl s

Reihenfolge der Besetzung der Orbitale

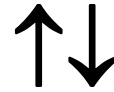
(Hund'sche Regel, Friedrich Hund 1896-1997)

Die Orbitale eines Atoms werden entsprechend ihrer Energie (beginnend mit dem **energieniedrigsten 1s-Orbital**) mit Elektronen besetzt.

Sind mehrere energiegeliche Orbitale vorhanden (z.B. **3 energiegeliche p-Orbitale** in der 2. Schale) wird jedes dieser energiegelichen Orbitale zunächst einfach besetzt und anschließend jedes mit einem zweiten Elektron aufgefüllt.

Pauli Prinzip

Jedes Orbital kann nur **2 Elektronen** aufnehmen,
deren **Spin antiparallel** (entgegengesetzt) ist:



Wolfgang Pauli, 1900 – 1958
(Nobelpreis für Physik 1945)

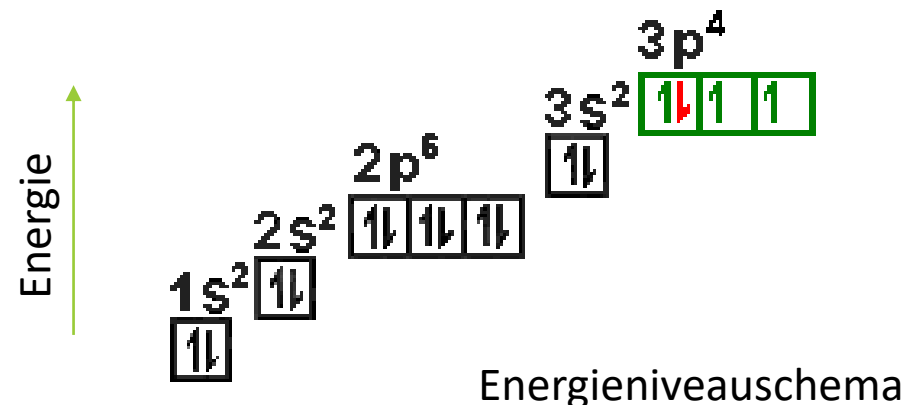
Der Spin verursacht ein Magnetfeld.
Bei Elektronenpaaren heben sich die Magnetfelder auf.
zB. Da das Eisenatom vier ungepaarte Elektronen hat,
besitzt es magnetische Eigenschaften.

Valenzelektronen

Außen liegende Elektronen haben mehr Energie als innen liegende Elektronen, deshalb sind sie für das chemische Verhalten ausschlaggebend.

Die zusammengezählten Hochzahlen der höchsten Hauptquantenzahl ergeben die Anzahl der Außenelektronen (=Valenzelektronen).

Elektronenkonfiguration von Schwefel:



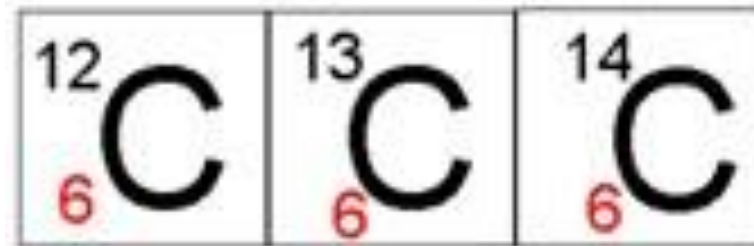
·
| S · Elementsymbol
mit Außenelektronen

2+4= 6 Außenelektronen

Wissenscheck

1. Wie viele Elektronen sind für die dritte Hauptquantenzahl möglich?
2. Stellen Sie die Elementsymbole mit Außenelektronen dar!
Wasserstoff, Lithium, Natrium, Beryllium,
Magnesium, Bor, Kohlenstoff, Neon
3. Geben Sie die Elektronenkonfiguration von Eisen an!
4. Wie viele Protonen und Neutronen hat ein Eisenatom?
5. Welches Element hat folgende Elektronenkonfiguration?
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

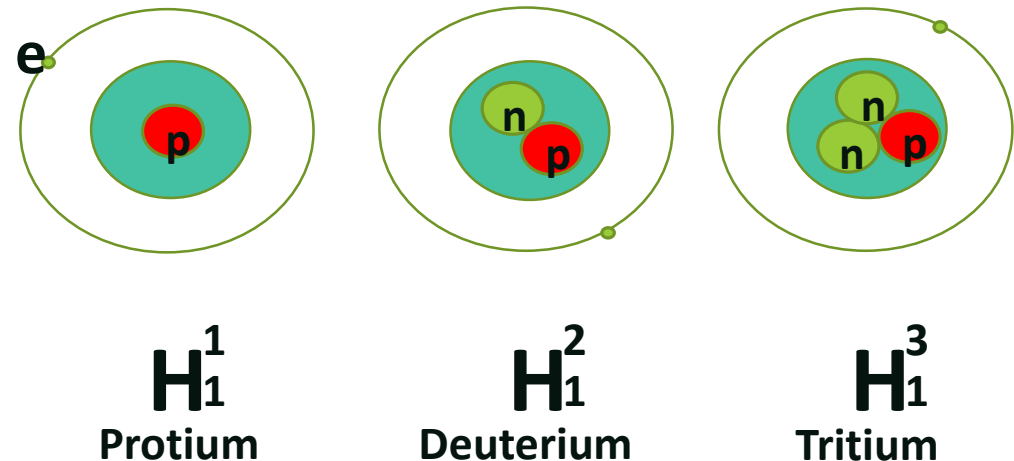
???



Isotope

Die Atome **eines Elements** bestehen aus Kernen (**Nukliden**) mit **unterschiedlichen Massenzahlen** (gleiche Protonenzahl, jedoch unterschiedliche Neutronenzahl) \Rightarrow **Isotope** (z.B. ^{12}C , ^{13}C , ^{14}C)

Isotope eines Elements haben gleiche chemische, aber verschiedene physikalische Eigenschaften. Viele Nuklide sind instabil und senden radioaktive Strahlung aus. (z.B. ^{14}C , Methode zur Altersbestimmung)



Isotope

Die meisten auf der Erde vorkommenden Elemente sind Isotopengemische.

Sauerstoff besteht z.B. zu	99.7587 %	aus	^{16}O
	0.0374 %	aus	^{17}O
	0.2039 %	aus	^{18}O
oder Chlor besteht zu	75.529 %	aus	^{35}Cl
	24.471 %	aus	^{37}Cl