

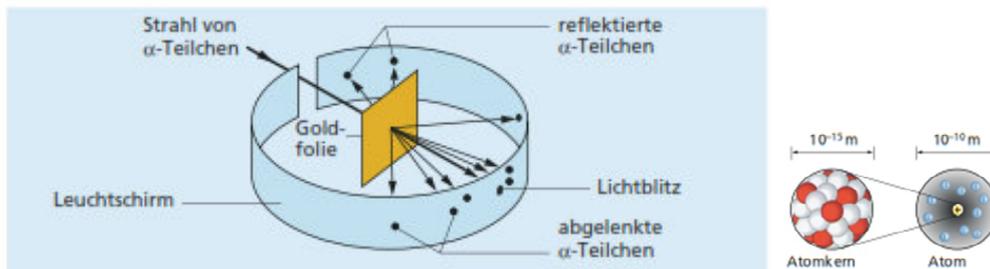
## Zusammenfassung Atombau

atomos = das Unteilbare

*J. Dalton* fand als Erster die Masse von Atomen heraus und stellte fest dass Atome sich chemisch nicht weiter zerlegen lassen, auch dass Elemente aus gleichartigen Atomen bestehen. → Erstes wissenschaftlich begründetes Atommodell

*J. J. Thomson* mit dem Kathodenstrahlexperiment lieferte er den ersten Beweis, dass Atome aus noch kleineren Teilchen bestehen.

*E. Rutherford* fand mithilfe seiner Streuversuche heraus, dass der Grossteil der Masse in einem sehr begrenzten Raum konzentriert sein muss.



Nach dem **rutherfordischen Atommodell** besteht das Atom aus einem punktförmigen, massereichen, positiv geladenen Kern und einer viel größeren kugelförmigen, gleichförmig negativ geladenen Hülle, die die positive Kernladung kompensiert.

*N. Bohr* formuliert nachdem einige Ungereimtheiten am Atommodell Rutherfords erkannt worden waren ein leistungsfähigeres Atommodell. Man hatte zudem erkannt dass Atome nach Aufnahme von thermischer Energie diese in Form von elektromagnetischer Strahlung wieder abgeben.

1. Elektronen umkreisen den Kern auf bestimmten Bahnen, wobei keine Energieabgabe erfolgt.
2. Jede Elektronenbahn (Elektronenschale) entspricht einem bestimmten Energieniveau  $E$  der Elektronen. Beim Übergang des Elektrons von einem höheren in ein niederes Niveau wird die definierte Energie  $\Delta E = h \cdot \nu$  abgegeben.
3. Das Elektronensystem ist nur in bestimmten, so genannten stationären Zuständen stabil, wobei gilt:

$$2\pi \cdot r \cdot m \cdot v = n \cdot h$$

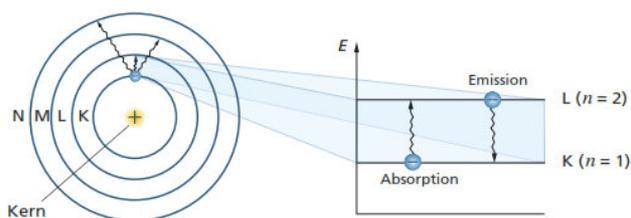
$r$  – Radius der Elektronenbahn

$m$  – Masse des Elektrons

$v$  – Geschwindigkeit des Elektrons

$h$  – plancksches Wirkungsquantum

$n$  – Nummer der Bahn



Eine Elektronenschale entspricht einem bestimmten diskreten Energieniveau.

Die Energie der emittierten Strahlung berechnet sich aus:

$$E = h \times c / \lambda \quad f = c / \lambda \quad f = \text{Frequenz} \quad h = \text{Planck'sche Konstante } (6.626 \times 10^{-34})$$

Die Anzahl der Elektronen pro Schale beträgt maximal  $2n^2$  und entspricht der Anzahl der Elemente in einer Periode des Periodensystems.

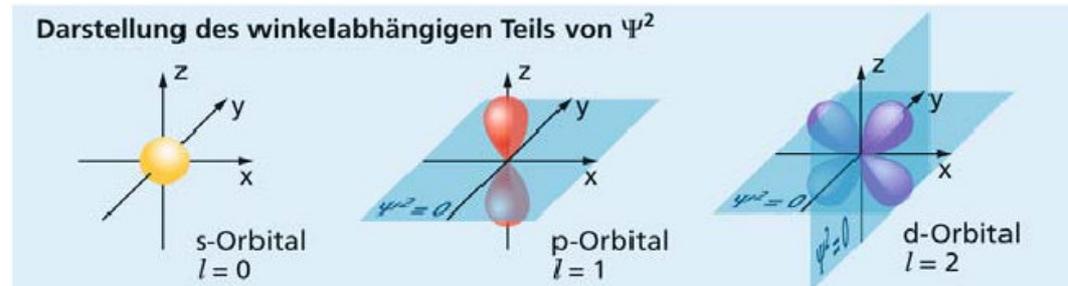
Die Wellenfunktion eines  $e^-$  in Abhängigkeit von ihrer Raumkoordinaten nennt man Orbitale. (Mit 90%iger Wahrscheinlichkeit hält sich das  $e^-$  dort auf.) Dabei wird auf folgende Werte und Zahlen Acht gegeben:

Hauptquantenzahl : Bestimmt die Grösse und somit die Orbitalenergie ( $n=1, 2, \dots$ )

Nebenquantenzahl : Beschreibt die Form ( $l < n-1$ )

Magnetquantenzahl : Bestimmt die Orientierung ( $m > -l / m < l$ )

Spinquantenzahl : Beschreibt ob der Spin  $-H$  oder  $+H$  ist. ( $s = +1/2$  oder  $-1/2$ )



Das Periodensystem:

Das **Periodensystem der Elemente (PSE)** ist eine Anordnung der chemischen Elemente nach steigender Kernladungszahl. Diese ist bei neutralen Atomen gleich der Zahl der Elektronen in der Atomhülle. Die Anordnung der Elemente in waagerechten Perioden und senkrechten Gruppen widerspiegelt die Elektronenbesetzung der Atomorbitale nach dem Aufbauprinzip.

Grundsätzlich und auf Bohr aufbauend gilt: Elemente die im Model ähnlich sind (Schalen Anzahl etc.), haben auch ähnliche Eigenschaften.

In einer **Periode** des PSE sind die Elemente nach steigender Anzahl an Valenzelektronen angeordnet, beginnend mit der Valenzelektronenkonfiguration  $s^1$  und endend mit der Edelgaskonfiguration.

In einer Gruppe sind die Elemente mit gleicher Anzahl an Valenzelektronen zusammengefasst. Elemente einer Gruppe zeigen untereinander eine nahe chemische Verwandtschaft. Man unterscheidet zwischen **Hauptgruppen** und **Nebengruppen**.

Hauptgruppe I		Hauptgruppe II		d-Block-Elemente												Hauptgruppe III						Hauptgruppe IV		Hauptgruppe V		Hauptgruppe VI		Hauptgruppe VII		Hauptgruppe VIII													
1	H																															2	He										
3	Li	4	Be													5	B	6	C	7	N	8	O	9	F	10	Ne																
11	Na	12	Mg	Nebengruppe												13	Al	14	Si	15	P	16	S	17	Cl	18	Ar																
19	K	20	Ca	III	IV	V	VI	VII	VIII	I	II	21	Sc	22	Ti	23	V	24	Cr	25	Mn	26	Fe	27	Co	28	Ni	29	Cu	30	Zn	31	Ga	32	Ge	33	As	34	Se	35	Br	36	Kr
37	Rb	38	Sr	39	Y	40	Zr	41	Nb	42	Mo	43	Tc	44	Ru	45	Rh	46	Pd	47	Ag	48	Cd	49	In	50	Sn	51	Sb	52	Te	53	I	54	Xe								
55	Cs	56	Ba	57-71		72	Hf	73	Ta	74	W	75	Re	76	Os	77	Ir	78	Pt	79	Au	80	Hg	81	Tl	82	Pb	83	Bi	84	Po*	85	At*	86	Rn*								
87	Fr*	88	Ra*	89-103		104	Rf*	105	Db*	106	Sg*	107	Bh*	108	Hs*	109	Mt*	110	Ds*																								
1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.	8.	9.	10.	11.	12.	13.	14.	15.	16.	17.	18.	Gruppe																									

f-Block-Elemente																													
Lanthanoide																													
57	La	58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm*	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu
Actinoide																													
89	Ac*	90	Th*	91	Pa*	92	U*	93	Np*	94	Pu*	95	Am*	96	Cm*	97	Bk*	98	Cf*	99	Es*	100	Fm*	101	Md*	102	No*	103	Lr*

Der Atomradius ist der halbe Abstand zwischen zwei benachbarten Kernen. Ein Anstieg der Atomradien innerhalb einer Gruppe ist auf die Zunehmende Zahl der Besetzten Energieniveaus(Schalen).

Als **Atomradius** eines Elementes wird der halbe Abstand zwischen den Kernen zweier benachbarter Atome bezeichnet. Die Atomradien der Hauptgruppenelemente nehmen innerhalb einer Periode ab und innerhalb einer Gruppe von den leichteren zu den schweren Elementen zu.

Die Hauptursache für den Anstieg der Atomradien innerhalb einer Gruppe ist die zunehmende Zahl besetzter Schalen.

Bei Kationen/Anionen ändert sich der Radius ebenfalls aufgrund der Anzahl Elektronen.



Die **Elektronegativität** (EN oder  $\chi$ ) ist ein Maß für das Bestreben eines Atoms, das bindende Elektronenpaar in einer Atombindung (kovalente Bindung / S. 95 ff.) anzuziehen.

Vergleich Metall zu Nichtmetall

**Metalle** sind Elemente mit niedriger Ionisierungsenergie, die eine hohe Tendenz zur Bildung von Kationen aufweisen und deren Oxide mit Wasser basische Lösungen bilden.

**Nichtmetalle** sind Hauptgruppenelemente mit relativ hoher Elektronegativität, die bevorzugt Anionen oder Molekülverbindungen bilden. Die Oxide der Nichtmetalle reagieren in Wasser sauer.

Wichtig zu verstehen!!

Ein <b>Atomorbital</b> wird durch $n$ , $l$ und $m$ charakterisiert. Bei der schrittweisen Besetzung der Orbitale eines Atoms ( <b>Elektronenkonfiguration</b> ) gelten folgende Regeln:	
<b>Aufbauprinzip:</b>	Die Besetzung der Orbitale erfolgt in energetischer Reihenfolge.
<b>hundsche Regel:</b>	Energiegleiche Orbitale gleicher Nebenquantenzahl werden zunächst nur mit je einem Elektron gleichen Spinmomentes besetzt.
<b>Pauli-Prinzip:</b>	In einem Atom gibt es nicht zwei Elektronen, die durch den gleichen Satz von 4 Quantenzahlen charakterisiert sind.

Es empfiehlt sich die Seiten 89 im Buch restlos zu verstehen!