

# Zusammenfassung 3 - Aufbau des Periodensystems

- Kurze Wiederholung über DeBroglie Welle-Teilchen Dualismus:

→ Kinetische Energie eines Teilchens:  $E = \frac{1}{2}mv^2$

→ Impuls eines Teilchens:  $p = m \cdot v$

→ Wellenlänge für Materie:  $\lambda = \frac{h}{p}$

→ Wichtig: Wenn die Wellenlänge der Elektronen viel ~~kleiner~~ <sup>kleiner</sup> ist als die Bauelementdimensionen, dann kann man klassisch rechnen. Wenn aber die Wellenlänge in der Größenordnung des Bauelementes oder noch ~~größer~~ <sup>größer</sup> ist, dann soll man quantenmechanisch rechnen.

- Periodensystem: Alle Atome bestehen aus positiv geladenen Atomkernen und Elektronenhüllen. Die Elektronenhüllen können wie beim Wasserstoff durch Wellenfunktionen beschrieben werden.

→ Die Elektronen sind Fermiteilchen, d.h. die sind voneinander ununterscheidbar und erfüllen die Pauli-Prinzip.

→ Pauli-Prinzip: Keine Elektronen in einem Atom dürfen ~~in~~ in allen Quantenzahlen übereinstimmen.

→ Die Zustände in der Elektronenhülle werden in der Reihenfolge zunehmender Energie aufgefüllt. Deshalb bei Atomen, die eine kleine Ordnungszahl besitzen, befinden sich die Elektronen in energetisch günstigen Schalen wie K-Schale, L-Schale.

→ Deshalb gibt es bei einem Wasserstoffatom nur ein Elektron in der K-Schale, bei Helium 2 Elektr. in K-Schale, bei Lithium 2 Elektronen in K-Schale und ein Elektron in L-Schale usw.

→ In jeder Schale kann es maximal  $2n^2$  Elektronen geben, wobei  $n$  die der Schale zugehörige Hauptquantenzahl ist.

⇒ K-Schale:  $2 \cdot 1^2 = 2$  Elektronen, L-Schale:  $2 \cdot 2^2 = 8$  Elektronen, M-Schale:  $2 \cdot 3^2 = 18$  Elektronen usw.

Der Grund für diese Zahl sind die Regeln für die Quantenzahlen (siehe letzte Zusammenfassung).

⇒ Bsp.: Bei K-Schale gilt  $n=1 \Rightarrow l=0, m=0 \Rightarrow s = \pm \frac{1}{2} \Rightarrow 2$  mögliche Zustände

Bei L-Schale gilt  $n=2 \Rightarrow l=0, m=0$  oder  $l=1, m=-1, 0, 1 \Rightarrow s = \pm \frac{1}{2} \Rightarrow 2$  mögl. Zust. +  $6$  mögl. Zust.  $\Rightarrow 8$  mögl. Zust.

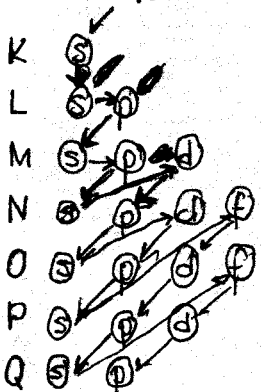
→ Alle Schalen bestehen aus Orbitalen, je nach der Anzahl der Elektronen, die die besitzen können.

→ Es gibt s, p, d, f Orbitale. s darf 2 Elektronen, p 6 El., d 10 El. und f 14 El. aufnehmen. Alle dieser Orbitale entsprechen eig. einer Kombination der Quantenzahlen.

⇒ Bsp.: Bei K-Schale ist nur die Komb.  $n=1, l=0, m=0$  möglich  $\Rightarrow$  es gibt nur ein s Orbital.

Bei L-Schale ist  $n=2, l=0, m=0$  und  $n=2, l=1, m=-1, 0, 1$  möglich  $\Rightarrow$  es gibt ein s und ein p Orbital.

Wichtig!: Die Schalen werden nicht immer hintereinander aufgefüllt, da die Atome immer im energetisch günstigsten Zustand bleiben wollen. Bspw. ist s Orbital in N-Schale ( $4s$ ) energetisch günstiger als d Orbital der M-Schale ( $3d$ ), daher wird erst  $4s$  aufgefüllt. Die Reihenfolge kann man der folgenden Darstellung entnehmen.



⇒ Dadurch kann man die Elektronenkonfiguration eines beliebigen Elements aufschreiben.

Bsp.:  ${}_{20}\text{Ca} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

→ Dabei ist die erste Zahl die der Schale zug. Hauptquantenzahl  $n$ , und die zweite Zahl (wie Potenz) die Anzahl der Elektronen im Orbital.

⇒ Bspw.  $2p^6$  heißt, dass dieses das p Orbital in L-Schale ist ( $n=2$ ) und mit 6 Elektronen aufgefüllt ist.

→ Wichtig: Eine Reihe im Periodensystem ist damit nicht gleich zu einer Schale. Eine Reihe beginnt immer wenn in der Tabelle links ein s Orbital erreicht wird.

→ Wenn in der äußersten Schale 8 Elektronen gibt, d.h. wenn s und p Orbitale der äußerst besetzten Schale voll sind, dann ist das zugehörige Element ein Edelgas. Ausnahme ist Helium, das nur ein gefülltes  $1s^2$  Orbital hat. Ein Edelgas hat eine spinabgesättigte Elektronenkonfiguration und ist deshalb besonders stabil.

→ Tipp zum Aufschreiben der Elektronenkonfig.: Man soll nicht immer mit  $1s^2$  anfangen, sondern darf man das letzte Edelgas benennen und dann die Konfiguration der restlichen Elektr. aufschreiben.

⇒ Bspw.  ${}_{19}\text{K} = [\text{Ar}] 4s$  oder  ${}_{20}\text{Ca} = [\text{Ar}] 4s^2$  usw.

→ Wichtige Sonderfälle bei Elektronenkonfig.:  ${}_{24}\text{Cr}$  und  ${}_{29}\text{Cu}$  haben unregelmäßige Elektronenkonfig., da diese energetisch günstiger sind.

${}_{24}\text{Cr} = [\text{Ar}] 4s^1 3d^5$  (halbvollständiges 3d-Orbital ist stabiler)

${}_{29}\text{Cu} = [\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$  (volles 3d-Orbital ist stabiler)

⇒ Diese zwei Sonderfälle sollen bekannt sein.