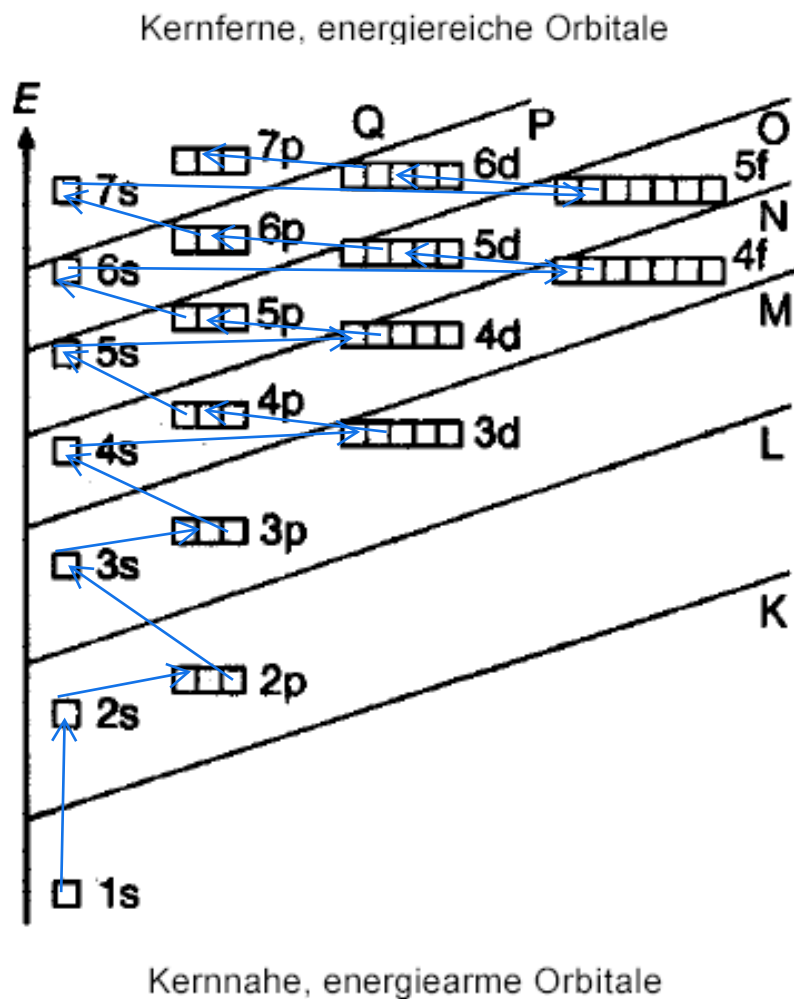


2.7 Aufbauprinzip der Elektronenhülle

Die vier Quantenzahlen n , l , m und s legen den Zustand eines Elektrons im Atom eindeutig fest. Sie sind die "Adressen" der Elektronen im Atom. Die Orbitale werden nach L. PAULING mit Kästchen \square symbolisiert. Je mehr Elektronen ein Atom hat, desto mehr Plätze werden besetzt. Die Reihenfolge der Besetzung wird durch das Aufbauprinzip festgelegt. Eigentlich sind es drei Prinzipien, welche die Anordnung der Elektronen, also die Elektronenkonfiguration der Atome festlegen.

Prinzip des Energieminimums

Die Elektronen besetzen in den Atomen zuerst den energieärmsten Zustand $1s$ und dann die Orbitale nach steigendem Energieinhalt.



PAULI-Prinzip

Keine zwei Elektronen haben den gleichen Quantenzustand. **Sie unterscheiden sich also immer in mindestens einer Quantenzahl.** Jedes Orbital kann maximal zwei Elektronen aufnehmen. Die beiden Elektronen unterscheiden sich in ihrem Spin s .

HUNDSche Regel

Energiegleiche Orbitale mit gleicher Nebenquanten-Zahl l , z.B. p-Orbitale werden zuerst nur einfach besetzt.

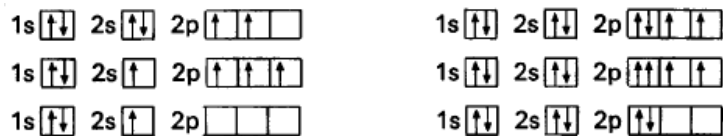
Beim Auffüllen kommt also zuerst ein Elektron in das 1s-Orbital. Dieses Elektron hat z. B. den Spin $s = +\frac{1}{2}$ und wird mit einem Aufwärts-Pfeil (\uparrow) symbolisiert. Als nächstes kommt ein zweites Elektron mit $s = -\frac{1}{2}$, das mit einem Abwärts-Pfeil (\downarrow) symbolisiert wird. Dann geht es so weiter mit 2s. Bei den 2p Orbitalen wird zunächst ein Orbital einfach besetzt (z.B. $2p_x$). Das nächste Elektron besetzt nun aber nicht etwa dasselbe Orbital doppelt, sondern geht in das nächste Orbital mit gleichem Energieniveau (z.B. $2p_y$). Erst nachdem alle Orbitale mit gleichem Energieniveau einfach besetzt sind, beginnen die Elektronen die Orbitale doppelt zu besetzen.

Untenstehend sind die Elektronenkonfigurationen der ersten zehn Elemente angegeben:

Atom \ Orbitale	1s	2s	2p	vereinfachte Schreibweise
H	\uparrow		$\square \square \square$	$1s^1$
He	$\uparrow\downarrow$		$\square \square \square$	$1s^2$
Li	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	$\square \square \square$	$1s^2 2s^1$
Be	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\square \square \square$	$1s^2 2s^2$
B	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow \square \square$	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow \uparrow \square$	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow \uparrow \uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^3$
O	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^4$
F	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$1s^2 2s^2 2p^6$

Aufgaben

- Bei welchen chemischen Elementen werden Elektronen in 3d- und 4f-Atomorbitalen eingefüllt?
- Wie viele Elektronen haben maximal in einem Atomorbital Platz? Begründen Sie kurz.
- Welche der folgenden Elektronenkonfigurationen sind falsch? Welche Prinzipien werden verletzt?



- In welchem Orbital befinden sich die Elektronen, wenn folgende Quantenzahlen gegeben sind?
 - $n = 3, l = 2$
 - $n = 4, l = 3$
 - $n = 5, l = 1$
- Durch welche Quantenzahlen wird ein 2p-Orbital beschrieben?
- Ergänzen Sie die Energieschemata durch die Pfeil-Schreibweise der Elektronen. Leiten Sie die

Elektronenkonfigurationen ohne Zuhilfenahme des PSEs her. Wie viele ungepaarte Elektronen gibt es jeweils?

Schwefel (OZ = 16)	Stickstoff (OZ = 7)	Magnesium (OZ = 12)

- 7) Cr hat gemäss PSE die Konfiguration $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$ und Cu $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$. Weshalb? Entwickeln Sie eine Vermutung. Tipp: Zeichnen Sie die Konfiguration der Valenzschale in der Kästchenschreibweise.