

Der physikalische Zusammenhang zwischen Energie, Frequenz und Wellenlänge des bei der Flammenfärbung ausgesandten Lichts stellt sich folgendermaßen dar :

$E = h$ $c =$

- E Energie
- c Lichtgeschwindigkeit
- h Plancksches Wirkungsquantum (Konstante)

- Wellenlänge
- Frequenz

Die Wellenlängen des von der Flamme ausgesendeten Lichts lassen Rückschlüsse darauf zu, Zwischen welchen Energiezuständen die Quantensprünge erfolgen, bzw. wie viele solcher Energiezustände es in der Elektronenhülle überhaupt gibt. Aus dem Wasserstoffspektrum ergibt sich die auf der Rückseite dargestellte Gliederung der Elektronenhülle.

Die Elektronenhülle gliedert sich in sieben Hauptenergieniveaus (oft auch Schalen genannt).

Jedes Hauptenergieniveau symbolisiert einen bestimmten Energiebereich, in dem sich bei Atomen mit mehreren Elektronen immer ganze Gruppen von Elektronen gleichzeitig aufhalten können.

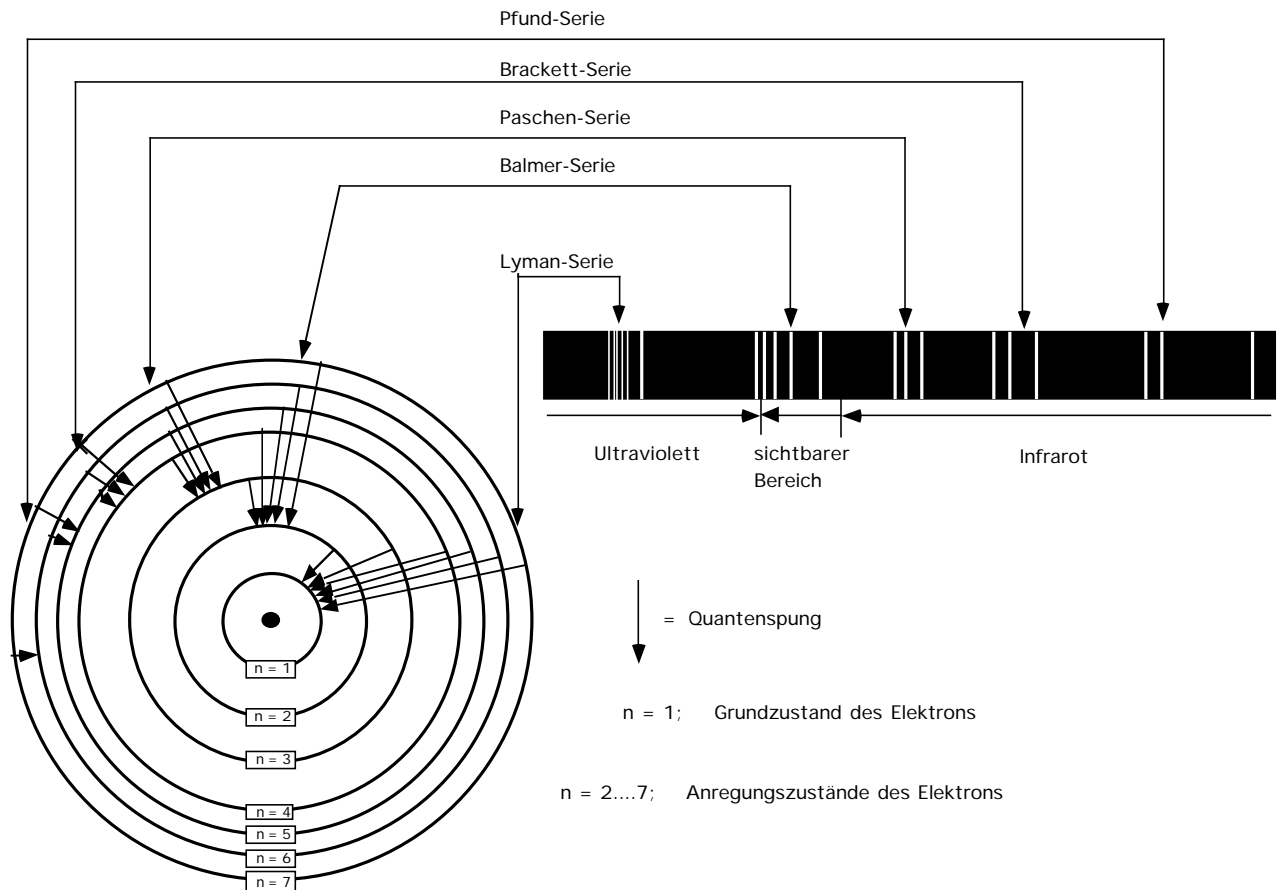
Die Hauptenergieniveaus werden mit den Quantenzahlen $n = 1 \dots 7$ gekennzeichnet.

Mit der Hauptquantenzahl $n = 1$ bezeichnet man das kernnächste (energieärmste) Hauptenergieniveau. Damit nimmt der Energiegehalt der Hauptenergieniveaus mit steigender Hauptquantenzahl zu. Auch andere Bezeichnungen für die Energieniveaus sind möglich (Bohrsches Modell).



Die Hauptenergieniveaus stellt man sich am besten als Kugelschalen vor, welche mit immer größerem Durchmesser um den Atomkern liegen.

Innerhalb eines Hauptenergieniveaus n sind $2n^2$ Elektronen möglich - mehr als 32 sind jedoch nicht bekannt.



Die Gliederung der Elektronenhülle aufgrund des Wasserstoffspektrums.
 Links: Hauptenergieniveaus $n = 1 \dots 7$ Rechts: Linienspektrum des Wasserstoffs.

Wenn man Elemente, deren Atome mehrere Elektronen besitzen - z.B. Eisen - spektralanalytisch untersucht, so erhält man viele Spektrallinien, welche mit Quantensprüngen zwischen den sieben Hauptenergieniveaus nicht mehr zu erklären sind. Bei solchen Atomen müssen noch weitere Sprungmöglichkeiten bestehen. Sie sind auf Wechselwirkungen von Elektronen innerhalb des Atoms zurückzuführen und deuten auf eine weitergehende Untergliederung der Elektronenhülle in **Unterniveaus** hin.

Die Hauptenergieniveaus gliedern sich in Unterniveaus. Innerhalb des Hauptenergieniveaus n gibt es n Unterniveaus.



	Elektronenhülle	3
Kurs / Arbeitsgruppe	Thema	Blatt-Nr.

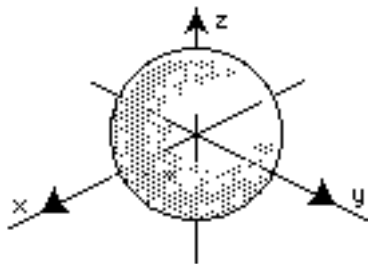
Mehr als vier Unterniveaus sind jedoch auch für $n > 4$ nicht bekannt.

- | | | |
|-----------------------------------|-----------------------|-------------------|
| 1. Hauptenergieniveau ($n = 1$) | - ein Unterniveau : | 1s |
| 2. Hauptenergieniveau ($n = 2$) | - zwei Unterniveaus : | 2s ; 2p |
| 3. Hauptenergieniveau ($n = 3$) | - drei Unterniveaus : | 3s ; 3p ; 3d |
| 4. Hauptenergieniveau ($n = 4$) | - vier Unterniveaus : | 4s ; 4p ; 4d ; 4f |

Die Kennzeichnung ist also $s ; p ; d ; f$ hinter der entsprechenden Hauptquantenzahl n

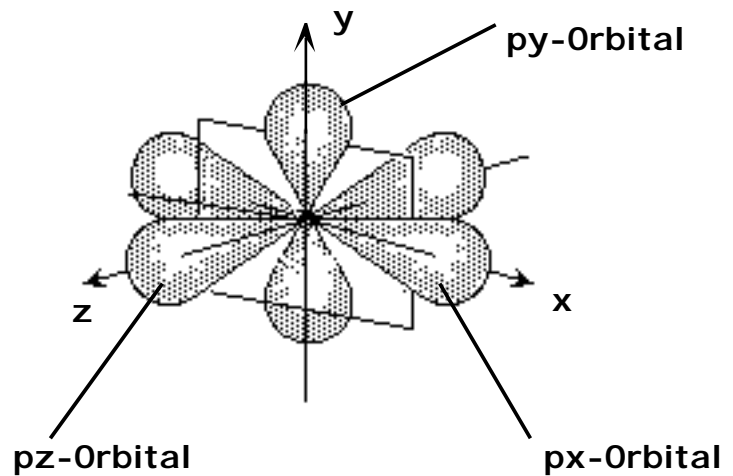
Die Bewegungsräume der Elektronen werden Orbitale genannt [orbit (engl. : Planetenbahn)]. Zur Kennzeichnung der Orbitale verwendet man dieselben Symbole wie für die entsprechenden Unterniveaus.

Räumliche Modellvorstellungen für die Orbitale des ersten und zweiten Hauptenergieniveaus :



s-Orbital

Die Orbitale des s-Unterniveaus haben Kugelschalenform

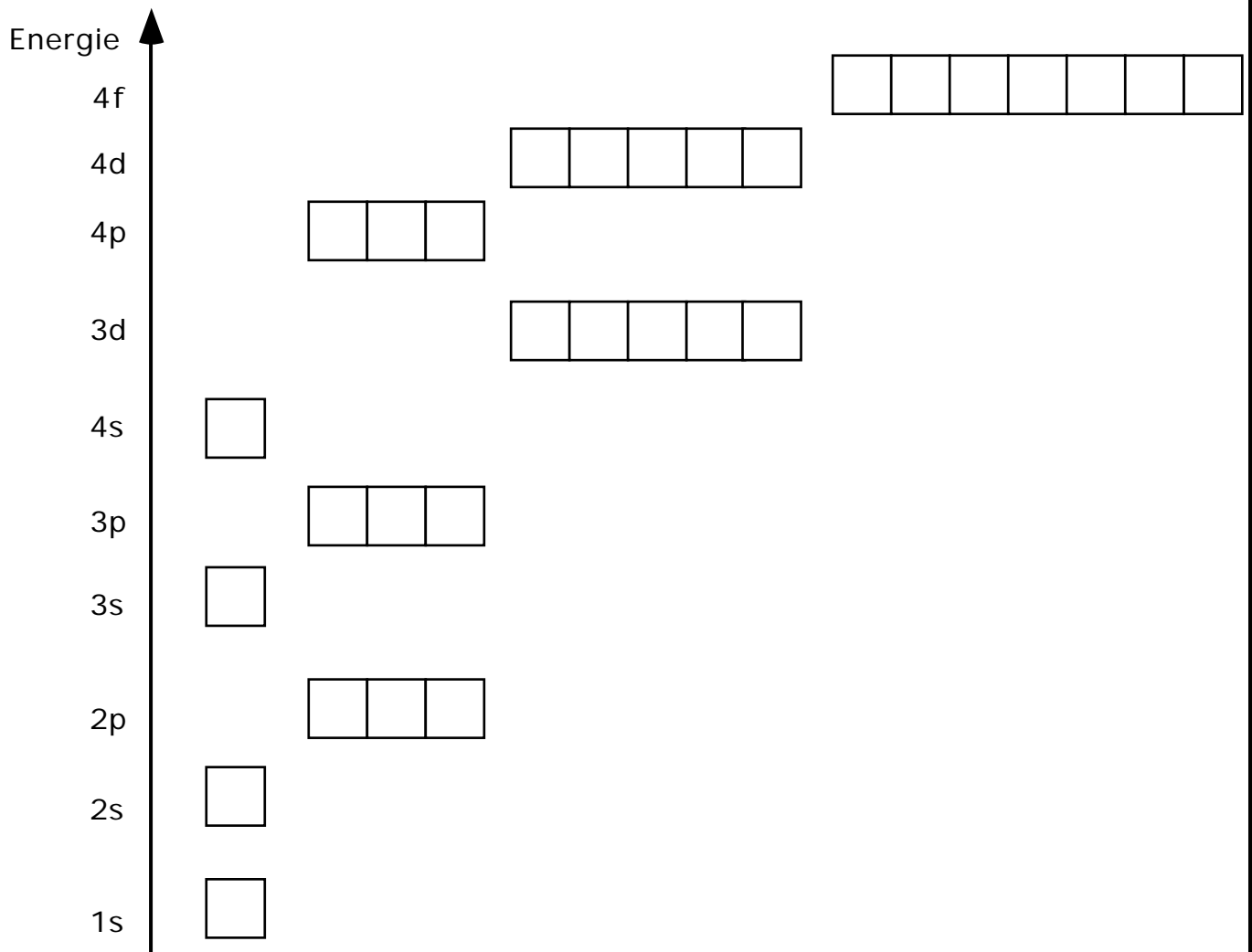


Drei senkrecht aufeinander stehende, hantelförmige p-Orbitale (px-,py-,pz-Orbitale)

Die Orbitale der d- und f-Unterniveaus haben zunehmend kompliziertere Formen. Entsprechend ihren räumlichen Anordnungsmöglichkeiten gibt es fünf verschiedene d-Orbitale und sieben verschiedene f-Orbitale.

Ein Orbital kann höchstens mit zwei Elektronen entgegengesetzter Eigendrehung besetzt sein. Die Eigendrehung der Elektronen um ihre eigene Achse wird als Spin bezeichnet.





Energieniveauschema der Elektronenhülle. Die Energiebereiche überlappen sich bei gewissen Unterniveaus mit den Hauptniveaus.

Reihenfolge der Elektronenbesetzung :

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s
5d¹ 4f 5d 6p 7s 6d¹ 5f 6d



einfach besetztes Orbital



doppelt besetztes Orbital

