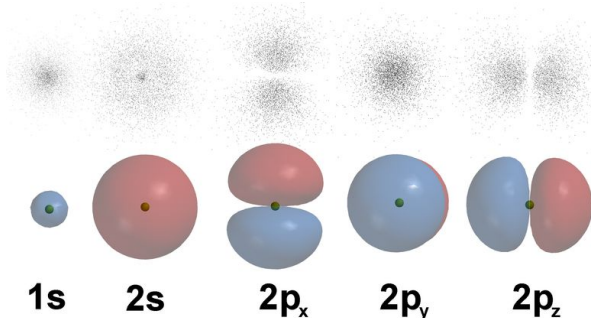


Das Orbitalmodell ist das bis heute genaueste Modell zur Beschreibung der Elektronenbahnen um den [Atomkern](#). Grundlage hierfür waren fundamentale Erkenntnisse von [Erwin Schrödinger](#) und [Werner Heisenberg](#) in den Jahren 1926 und 1927, die unabhängig voneinander und mit verschiedenen mathematischen Zugängen die Quantenmechanik begründeten.

© Bernhard Grotz, [Atommodelle](#), CC BY NC SA 3.0



Das **Orbitalmodell** (oder auch wellenmechanisches Atommodell) beschreibt "Räume", in denen sich die Elektronen mit 90 %iger Wahrscheinlichkeit aufhalten. Elektronen können sich je nach Versuchsbedingungen wie Teilchen, aber auch gleichzeitig wie Wellen verhalten ([Welle-Teilchen-Dualismus](#)). Im Orbitalmodell werden die Elektronen als stehende Wellen aufgefasst. Die dreidimensionalen Aufenthaltsräume der Elektronen werden Orbitale genannt.

In den 1920er Jahren löste dieses Modell das [Bohr'sche Schalenmodell](#) ab.

[Serlo, Orbitaltheorie](#), Text leicht angepasst von A. Spielhoff, [CC BY NC SA 3.0](#)

Die konkrete Form eines Orbitals hängt dabei von vier Quantenzahlen ab:

1. Die **Hauptquantenzahl n** gibt – wie in den Atommodellen nach Bohr und Sommerfeld – das Energieniveau eines Elektrons an.
2. Die **Nebenquantenzahl l** legt die räumliche Form eines Orbitals und die kleinen Energieunterschiede innerhalb eines Energieniveaus fest.
3. Die **Magnetquantenzahl m** berücksichtigt das unterschiedliche Verhalten der Elektronen in einem von außen angelegten Magnetfeld.
4. Die **Spinquantenzahl s** berücksichtigt die unterschiedlichen Eigenrotationen der Elektronen, den so genannten Spin.

Jedes Elektron wird durch die obigen Quantenzahlen genau charakterisiert.

Die vier Quantenzahlen n, l, m und s können nur bestimmte, ganzzahlige Werte annehmen:

Hauptquantenzahl n:
Beschreibt die Größe des Orbitals
Entspricht der Schale im Bohr'schen Atommodell

Für die Hauptquantenzahl n gilt: $n = 1, 2, 3, \dots$

Die Werte der Hauptquantenzahl n entsprechen somit formal den unterschiedlich weit vom Atomkern entfernten „Schalen“ des Bohrschen Atommodells.

Nebenquantenzahl l:
Beschreibt die Form des Orbitals
Entspricht den jeweiligen Orbitalen (s-Orbital = 0, p-Orbital = 1 usw.)

Für die Nebenquantenzahl l gilt: $l = 0, 1, \dots, n-1$

Die Werte der Nebenquantenzahl l entsprechen formal den Abweichungen von einer exakten Kreisbahn im Sommerfeldschen Atommodell. Bei einem bestimmten Energieniveau n treten entsprechend auch n verschiedene Formen an Orbitalen auf.

Magnetquantenzahl m:
Beschreibt die räumliche Ausrichtung der Orbitale
Entspricht den einzelnen Varianten der Orbitale (p_x , p_y und p_z)

Für die Magnetquantenzahl m gilt: $m = -l, \dots, 0, \dots, +l$

Bei einer bestimmten Nebenquantenzahl l sind somit $(2 \cdot l + 1)$ verschiedene Werte für die Magnetquantenzahl möglich. Diese Werte haben eine unterschiedliche räumliche Ausrichtung der jeweiligen Orbitale zur Folge.

Spinquantenzahl s:
Beschreibt die Energie des jeweiligen Elektrons

Für die Spinquantenzahl s gilt: $s = \pm \frac{1}{2}$

In jedem Orbital kann ein Elektron somit – unabhängig von den anderen Quantenzahlen – entweder den Spinzustand $s = +\frac{1}{2}$ oder $s = -\frac{1}{2}$ besitzen.

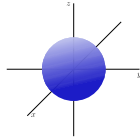
Nach dem im Jahr 1925 von [Wolfgang Pauli](#) formulierten und nach ihm benannten „[Pauli-Prinzip](#)“ müssen sich alle Elektronen eines Atoms in mindestens einer Quantenzahl unterscheiden.

Bernhard Grotz, [Atommodelle](#), Text leicht angepasst von A. Spielhoff, [CC BY NC SA 3.0](#)

Orbitalformen

Das Aussehen der Orbitale hängt von der Nebenquantenzahl l sowie von der Magnetquantenzahl m ab:

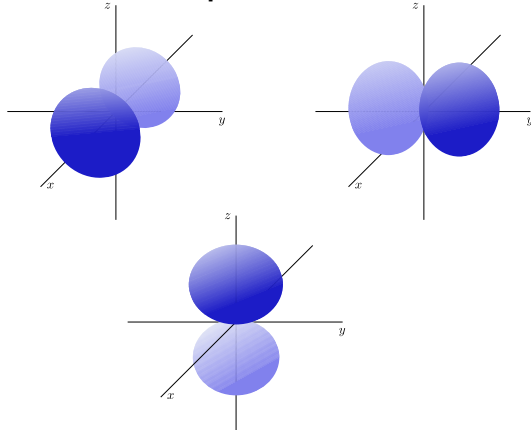
s-Orbital



Bernhard Grotz, s-orbital, [© I S G 30](#)

Orbitale mit der Nebenquantenzahl $l=0$ haben eine kugelförmige Raumstruktur. Sie werden aus historischen Gründen auch als „**s-Orbitale**“ bezeichnet.

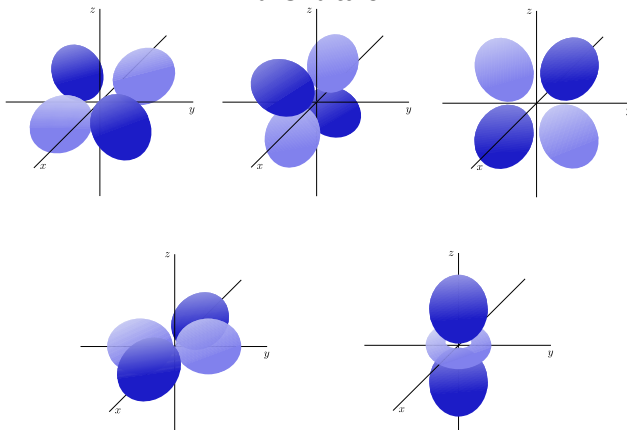
p-Orbitale



Bernhard Grotz, p-orbital, [© I S G 30](#)

Orbitale mit der Nebenquantenzahl $l=1$ haben eine hantelförmige Raumstruktur. Sie werden aus historischen Gründen auch als „**p-Orbitale**“ bezeichnet. In Abhängigkeit vom Wert der Magnetquantenzahl $m = -1, 0, +1$ ergeben drei Orbitale, die sich in ihrer räumlichen Ausrichtung unterscheiden.

d-Orbitale



Bernhard Grotz, d-orbital, [© I S G 30](#)

Orbitale mit der Nebenquantenzahl $l=2$ haben eine rosettenförmige Raumstruktur. Sie werden aus historischen Gründen auch als „**d-Orbitale**“ bezeichnet. In Abhängigkeit vom Wert der Magnetquantenzahl $m = -2, -1, 0, +1, +2$ ergeben sich fünf Orbitale, die sich in ihrer räumlichen Ausrichtung und Form unterscheiden.

Orbitale mit der Nebenquantenzahl $l=3$ haben ebenfalls eine rosettenförmige, noch weiter untergliederte Raumstruktur. Sie werden aus historischen Gründen auch als „**f-Orbitale**“ bezeichnet. In Abhängigkeit vom Wert der Magnetquantenzahl $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ ergeben sich sieben Orbitale, die sich in ihrer räumlichen Ausrichtung und Form unterscheiden.

Theoretisch wären Atome mit weiteren Orbitalen denkbar. Praktisch hat man bislang jedoch nur Atome beobachten können, die sich mit Hilfe der obigen Orbitale beschreiben lassen.

Bernhard Grotz, [Atommodelle](#), Text leicht angepasst von A.Spielhoff, [© I S G 30](#)

Mit dem Orbital-Modell lassen sich erklären:

- die Entstehung von positiven und negativen Ionen.
- der Aufenthaltsort der Protonen (Kern) und der Elektronen (Hülle) in einem Atom.
- der Aufbau des Periodensystems.
- die geometrische Anordnung der Elektronen in den Orbitalen.
- die chemischen Reaktionen der Atome und die chemischen Bindungen.
- die räumliche Struktur von Atomen und Molekülen.

Weiter Infos zu dem Orbitalmodell findest du hier:

- serlo.org [Orbitaltheorie & Besetzung der Orbitale mit Elektronen](#)
 - u-Helmich [Kugelwolkenmodell und Orbitalmodell](#) & [Orbitalmodell - einfach erklärt](#)
 - [Lernort Mint-Orbitalmodell](#)
 - [Orbitalmodell - Lessing Gymnasium Norderstedt \(PDF\)](#)
-