

# Orbital

Atomový orbital (též pouze atomový orbit) je **funkce popisující prostorové rozložení možného výskytu elektronu** daného kvantového stavu v elektronovém obalu atomu.

Nemůžeme vypočítat ani stanovit jeho přesnou polohu, ale můžeme určit, v jakém v prostoru se vyskytuje. Orbital je trojrozměrný útvar (část prostoru).

Záporně nabitě částice elektronu, které jsou v obalu atomu, se rychle pohybují. Používá se zjednodušený model záporného náboje pro orbitály. Oblast výskytu elektronu (orbital) není ostře ohraničena.

Nemůžeme určit přesnou dráhu, po které se pohybuje elektron, ale můžeme říct, kde se nachází v určitou dobu, na určitém místě. V orbitalu můžeme na některých místech objevit časté elektrony. To znamená, že v různých místech má odlišnou elektronovou hustotu.

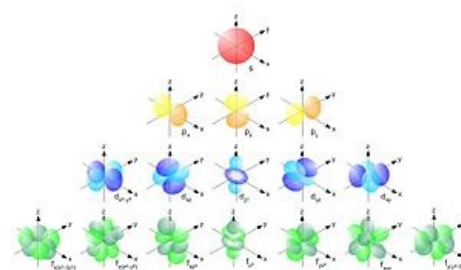
## Orbitaly

Podle tvaru rozeznáváme několik typů orbitalů, které označujeme: **s, p, d, f, (g)**.

### Orbitaly s

V orbitalu mohou být jenom dva elektrony. Orbital 1s je kulově symetrický. Nábojový oblak orbitalu 1s tvoří elektrony, které obsazují nejnižší hladinu energie.

Orbital 1s má tvar koule se středem v atomovém jádru. Pokud vycházíme z jádra (v jakémkoli směru), mění se elektronová hustota s rostoucí vzdáleností. Orbital s existuje nejen pro hlavní kvantové číslo  $n = 1$ , ale také pro všechny ostatní hodnoty hlavního kvantového čísla. Větší objem způsobují vyšší vrstvy s rostoucím hlavním kvantovým číslem.



Různé orbitaly.

### Orbitaly p

Existují tři orbitaly 2p, které všechny mají tvar činky. Elektron na hladině p může volit mezi třemi orbitaly 2p, které se označují 2px, 2py a 2pz podle osy souřadnic, v jejímž směru je orbital orientován. Orbitaly 2p jsou rotačně symetrické. Jakékoliv otočení kolem osy souřadnic orbital s elektronovou hustotou kryje sám se sebou.

### Orbitaly d

Každý orbital d může být obsazen dvěma elektrony, existuje celkem deset elektronů na hladině 3d.

### Historie

E. Rutherford (1911) vytvořil nový planetární model, podle kterého kolem jádra obíhají elektrony po určitých drahách. Dánský fyzik N. Bohr rozšířil teorii o kvantování. Dualistický charakter elektronu = má vlastnosti vlnění.

V roce 1924 až 1927 francouzský fyzik Broglie, německý fyzik Heisenberg a rakouský fyzik Schrödinger vypracovali teorii o vlnové (kvantové) mechanice.

## Kvantová čísla

Existují čtyři kvantová čísla k určení stavu:

- Hlavní kvantové číslo  $n$
- Vedlejší kvantové číslo  $l$
- Magnetické kvantové číslo  $m$
- Spinové kvantové číslo  $s$

### Hlavní kvantové číslo $n$

Určujeme energetickou vrstvu ( $n = 1$  až  $n = 7$ ) příslušející danému elektronu, kterou označujeme velkými písmeny.

### Vedlejší kvantové číslo $l$

Zobrazuje tvar orbitalu, nabývá hodnot 0 až  $(n - 1)$ .

### Magnetické kvantové číslo $m$

Magnetické kvantové číslo  $m$  v prostoru orbitalů určuje polohu. Hodnoty od  $-l$  přes 0 do  $+l$ . Určuje počet typů orbitalů. **Existuje:**

- jeden orbital  $s$
- tři orbitaly  $p$
- pět orbitalů  $d$
- sedm orbitalů  $f$

## Spinové kvantové číslo $s$

Dva elektrony, které mají opačné hodnoty (spin), vytvoří v orbitalu elektronový pár. Znázornění provádíme:

- **pomocí symbolů**

Uvedeme nejdřív hlavní kvantové číslo, potom symbol vedlejšího kvantového čísla a na závěr počet elektronů (píšeme jako exponent).

- **pomocí rámečků a symbolů**

Rámečky obsahují tolik políček, kolik orbitalů příslušného typu existuje.

## Odkazy

### Související články

- Orbitální magnetický moment elektronu
- Orbitální moment hybnosti
- Atom
- Atomové jádro

### Použitá literatura

- WESTON, Trevor. *Atlas lidského těla*. - vydání. Praha : Levné knihy KMa, 2003. 0 s. ISBN 80-7321-092-4.
- ŠRÁMEK, Vratislav. *Obecná a anorganická chemie*. 2. vydání. Olomouc : Nakladatelství Olomouc, 2002. ISBN 80-7182-099-7.
- GÄRTNER, Harald. *Kompendium chemie : vzorce, pravidla a principy - úlohy a jejich řešení - periodická soustava prvků - výkladový slovník*. 1. vydání. [Praha] : Euromedia Group - Knižní klub, 2007. ISBN 978-80-242-2012-3.