

## Kvantová čísla

Stavba [elektronového obalu](#) je relativně složitá, protože závisí na poloze [elektronu](#) v prostoru atomového obalu. Místa, kde se elektrony nacházejí s největší pravděpodobností, jsou **atomové orbitaly**.

V prostorovém případě bude kvantový stacionární stav elektronu určen ne jedním, ale třemi kvantovými čísly:

1. **hlavním kvantovým číslem  $n$**  - nabývá hodnot  $n = 1, 2, 3, \dots$  a určuje **energii** příslušného stacionárního stavu [atomu vodíku](#)
2. **vedlejším (orbitálním) kvantovým číslem  $l$**  - nabývá hodnot  $l = 0, 1, 2, 3, \dots, n-1$  a určuje tvar atomového orbitalu

K danému hlavnímu číslu  $n$  je tedy celkem  $n$  různých vedlejších čísel  $l$ . To znamená, že orbital popsáný hlavním číslem  $n$  může mít celkem  $n$  různých tvarů.

3. **magnetickým kvantovým číslem  $m$**  - nabývá hodnot  $m = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots, \pm l$  a určuje orientaci atomového orbitalu v prostoru. Pro dané kvantové číslo  $l$  tedy nabývá celkem  $2l + 1$  hodnot.

To znamená, že každý z tvarů orbitalů popsáných vedlejším kvantovým číslem  $l$  může být v prostoru orientován celkem  $2l + 1$  způsoby.

Danému hlavnímu kvantovému číslu  $n$  tedy odpovídá celkem  $\sum_{l=0}^{n-1} (2l+1) = 1+3+5+\dots+2n-1 = n^2$

kvantových stavů rozlišených čísly  $l$  a  $m$ .

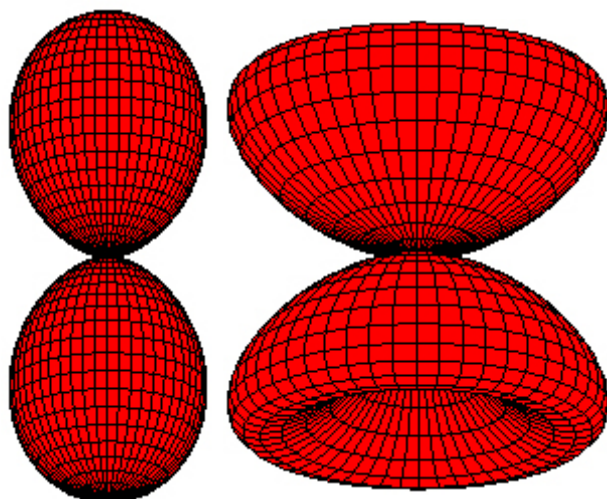
Trojice čísel  $n, l, m$  udává také rozložení pravděpodobnosti výskytu elektronu v prostoru. Toto rozložení se většinou znázorňuje tak, že se vymezení oblast, v níž je výskyt elektronu dán s vysokou pravděpodobností (95 % až 99 %). Hovoří se o tzv. **atomovém orbitalu elektronu**.

**ATOMOVÝ ORBITAL JE TA ČÁST ELEKTRONOVÉHO OBALU ATOMU, VE KTERÉ SE (S PRAVDĚPODOBNOSTÍ 95 % AŽ 99 %) NACHÁZEJÍ ELEKTRONY DANÉHO ATOMU.**

Orbital je tedy ten prostor v okolí [jádra atomu](#), ve kterém se elektron nachází s uvedenou pravděpodobností 95 % až 99 %. Tvar a orientaci orbitalu je přitom popsána pomocí kvantových čísel.

Představa atomu jako jádra sedícího uprostřed prázdné koule a kolem něj obíhajících „kuliček“ představující elektrony není správná. Skutečností se více blíží představa atomu, ve kterém kolem centrální „kuličky“ (jádra atomu) poletuje „mrak elektronů“. Tento „mrak elektronů“ je v některých místech hustší, v jiných místech je velmi řídký. Ta místa, kde je tento „mrak elektronů“ nejhustší, se nazývají atomové orbitaly.

Na obr. 42 je zobrazen model orbitalu odpovídajícího kvantovému číslům  $n = 1, l = 1$  a  $m = 0$ , na obr. 43 je orbital odpovídající kvantovému číslům  $n = 1, l = 2$  a  $m = 1$ .



Obr. 42

Obr. 43

Ve spektroskopii je zvykem označovat jednotlivé stavy hlavním kvantovým číslem a vedlejší kvantová čísla vyjadřovat písmeny  $s, p, d, f, g, \dots$ , která odpovídají po řadě hodnotám  $l = 0, 1, 2, 3, 4, \dots$ . [Zaplňování orbitalů](#) elektrony se řídí [Pauliho vylučovacím principem](#) a [Hundovým pravidlem](#). Tak např. stav  $3d$  je určen kvantovými čísly  $n = 3$  a  $l = 2$ . Stavy  $s$  jsou kulově symetrické, tj. pravděpodobnost výskytu elektronu v nich závisí jen na vzdálenosti od jádra. V klasické makroskopické fyzice by takový mechanický [pohyb částice](#) v [poli](#) centrálních [sil](#) nebyl možný.

Např. [planety](#) se pohybují kolem [Slunce](#) vždy po rovinných [trajektoriích](#).

---

© **Encyklopedie Fyziky** (<http://fyzika.jreichl.com>); **Jaroslav Reichl, Martin Všeticka**

Licence <http://creativecommons.org/licenses/by-nc-nd/3.0/> zakazuje úpravy a komerční distribuci.