

Elektronový obal

Tvoření elektronů s jednotkovým záporným nábojem

Klidová hmotnost 1840x nižší než hmotnost protonu

Stavba elektronového obalu podmiňuje chemické vlastnosti každého prvku

Pro popis mikročástic nelze použít klasickou fyziku, která odděluje pojem částice (korpuskule) od pojmu vlnění

Mikročástice jsou mají dualistické chování, v závislosti na typu experimentu (vlnový nebo korpuskulární charakter)

Mikročástice spojují vlastnosti vlnění i hmotných částic

Nelze použít modely atomu, kde elektrony obíhají po kruhových či eliptických drahách, je potřeba tyto dráhy nahradit vymezeným prostorem s pravděpodobným výskytem (orbitalem), ve kterém se elektron pravděpodobně nachází

Orbital- prostor v okolí jádra atomu, kde se elektron vyskytuje s 95% pravděpodobností

Hlavní kvantové číslo

Elektrony v elektronovém obalu se vyskytují v několika hladinách (vrstvách)- jejich energie s rostoucí vzdáleností od jádra roste

K popisu hladiny, na které se elektron nachází slouží hlavní kvantové číslo (n)- nabývá hodnot všech přirozených čísel (1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8) nebo velkých písmen (K, L, M)

Čím více je elektron vzdálen od jádra, tím vyšší má energii a tím je hodnota n vyšší

Hlavní kvantové číslo (n) rozhoduje o energii elektronu a rovněž o jeho vzdálenosti od jádra- nabývá vždy kladných celočíselných hodnot

Vedlejší kvantové číslo

Typ orbitalů je určen hodnotou vedlejšího kvantového čísla (l), které může nabývat hodnot od 0 až po $n-1$ (např. pro $n=2$ je l rovno 0 a 1)

Vedlejší kvantové číslo společně s hlavním kvantovým číslem určuje energii elektronu a rozhoduje o tvaru orbitalu- nabývá hodnot od 0 až po $n-1$

Magnetické kvantové číslo

Orientace jednotlivých orbitalů v prostoru se určuje vzhledem k trojrozměrnému systému souřadnic a vyjadřuje se prostřednictvím magnetického kvantového čísla, které se značí m_l - nabývá hodnot od $-l$ přes 0 až do $+l$ (pro $l=1$ je m_l rovno -1, 0, 1)

Magnetické kvantové číslo m_l udává orientaci orbitalu v prostoru- nabývá hodnot od -l přes 0 do +l

Spinové kvantové číslo

Značí se m_s

Popisuje vlastnost vnitřního momentu hybnosti, jehož obdobu klasická fyzika nezná

Nejedná se o rotaci kolem své osy, jelikož by tím ztrácel energii a zhroutil by se do jádra

Spinové kvantové číslo m_s nabývá u elektronů pouze dvou hodnot $-1/2$ a $+1/2$

Souborem čtyřech kvantových čísel lze jednoznačně definovat kterýkoliv elektron v obalu atomu- tento fakt navíc vyjadřuje **Pauliho princip vylučnosti: v atomu nemohou existovat dva elektrony, které by měly všechna čtyři kvantová čísla stejná**

Tvary a prostorová orientace orbitalů

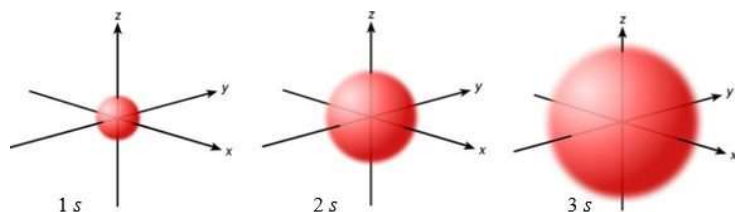
L určuje kromě energie elektronu také tvar orbitalu- místa nejpravděpodobnějšího výskytu elektronu

Orbital s

$L=0$

Má tvar koule jejíž poloměr se s rostoucí hodnotou n zvětšuje

každá hladina (vrstva) elektronového obalu obsahuje pouze jeden orbital s

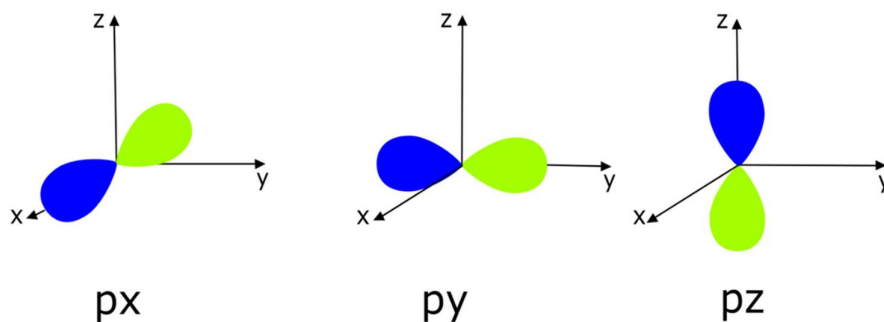


Orbital p

$L=1$

V každé hladině elektronového obalu jsou tři orbitaly typu p- vyplývá to z počtu hodnot magnetického kvantového čísla ($m_l = -1, 0, 1$)- to rozhoduje také o orientaci orbitalů p v prostoru

Všechny tři typy orbitalu p v jedné energetické vrstvě mají stejnou energii, ale jinou prostorovou orientaci- takovéto orbitály se označují jako degenerované

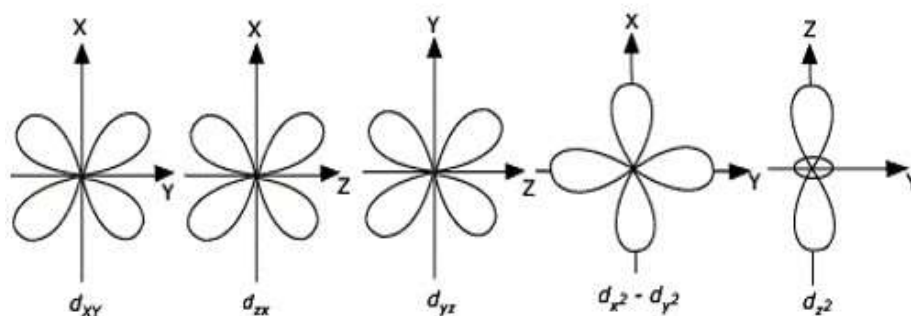


Degenerované orbitály mají stejnou hodnotu hlavního a vedlejšího kvantového čísla (tedy stejnou energii) a liší se v čísle magnetickém

Orbital d

$L=2$ odpovídá 5 hodnot magnetického kvantového čísla a také pět různých orbitalů

Orbitály d jsou opět degenerované- stejná energie ale liší se prostorovou orientací



Orbital f

$L=3$ magnetické číslo nabývá 7 různých hodnot

Existuje 7 různých energeticky rovnocenných orbitalů, lišících se pouze prostorovou orientací

Všechny orbitály daného atomu jsou zkombinovány dohromady

Znázorňování orbitalů

Zápis orbitalů pomocí rámečků

Všechny orbitály se znázorňují stejně velkými rámečky

Jestliže jsou orbitály degenerované odpovídající počet rámečků se spojí do jednoho celku (3 orbitály typu p, 5 pro d, 7 pro f)

Jednotlivé elektrony se znázorňují pomocí šipek, umístěných v příslušném rámečku

Pokud je orbital plně zaplněn, tak v rámečku jsou dvě šipky s opačnou orientací (opačné spinové číslo)



Zápis orbitalů pomocí hlavního a vedlejšího kvantového čísla

Jednotlivé orbitály je také možné zapsat s využitím hodnot hlavního a vedlejšího kvantového čísla

Hlavní kvantové číslo n se zapisuje velkou arabskou číslicí a za ní se malým písmenem (s, p, d, f) vyznačí typ orbitalu, určený vedlejším kvantovým číslem l

Vedlejší kvantové číslo l	0	1	2	3
Typ orbitalu	s	p	d	f

Počet elektronů v orbitalech se zapisuje pomocí exponentu ($1s^2$), říká nám to, že v orbitalu typu s ($l=0$) první vrstvy ($n=1$) se nachází dva elektrony

Zápis orbitalů s využitím hlavního a vedlejšího kvantového čísla se používá buď samostatně nebo se doplňuje nad rámečky

Výstavbový princip a ostatní pravidla

Pravidla, jakými je elektronový obal zaplňován elektrony:

- V jednom orbitalu mohou být maximálně dva elektrony, lišící se hodnotou spinového čísla (Pauliho princip výlučnosti)
- V degenerovaných orbitalech vznikají elektronové páry teprve po zaplnění každého orbitalu jedním elektronem- všechny nespárované elektrony mají stejný spin- v tomto případě má systém nejnižší energii, je nejstabilnější (Hundovo pravidlo)
- Orbitály s energií nižší se zaplňují dříve než orbitály s energií vyšší- energie orbitalů se zvyšuje s rostoucími l a n - pokud mají součet $n+l$ stejný, poté je rozhodující hodnota n - orbital jehož hodnota n je nižší se zaplní elektrony dříve

Výstavbová pyramida			
s	p	d	f
8	7	6	5
7	6	5	4
6	5	4	
5	4	3	
4	3		
3	2		
2			
1			

Obecné vztahy:

- Počet orbitalů v každé **vrstvě** je dán vztahem n^2 (n je hlavní kvantové číslo)
- Maximální počet elektronů ve **vrstvě** určuje vztah $2n^2$ (n je kvantové číslo)

Stavba elektronového obalu

Periodická soustava prvků/tabulka je grafickým znázorněním periodického zákona

Periodický zákon: vlastnosti prvků se periodicky mění v závislosti na vzrůstajícím protonovém čísle

Vodorovné řady PSP se nazývají periody

Svislé sloupce se nazývají skupiny

Periody

Pořadové číslo periody je totožné s hlavním kvantovým číslem poslední obsazované vrstvy

V první periodě (n=1) se nacházejí dva prvky (vodík a helium)- je tomu tak proto, že hlavnímu kvantovému číslu přísluší jediná hodnota vedlejšího kvantového čísla (l=0)- první vrstva elektronového obalu obsahuje pouze jeden orbital typu s- k jeho úplnému obsazení jsou potřeba dva elektrony

Druhá perioda (n=2) obsahuje celkem 8 prvků- tyto prvky mají zcela zaplněnou první vrstvu (2 elektrony v orbitalu 1s)- zbývající elektrony se nacházejí v orbitalech poslední v případě těchto prvků druhé vrstvy- lithium a beryllium mají své elektrony v orbitalu 2s, zbývajících 6 prvků (B, C, N, O, F, Ne) má své elektrony i v orbitalu 2p, které mají v porovnání s 2s vyšší energii

Čtvrtá perioda (n=4)- zde je situace složitější, nejdříve elektrony draslíku a vápníku zaplní orbital poslední čtvrté vrstvy 4s- pak teprve následuje 10 prvků (skandium až zinek), jejichž elektrony zaplní vrstvu 3d (tyto tzv. d-prvky doplňují své elektrony do předposlední vrstvy elektronového obalu, jsou tedy označovány jako přechodné)- za zinkem následuje 6 prvků (galium až krypton), které doplňují elektrony do orbitalu 4p, které jsou opět součástí poslední (čtvrté) vrstvy

Šestá (n=6) a sedmá (n=7) perioda obsahuje kromě nepřechodných a přechodných prvků také prvky vnitřně přechodné (f-prvky), které doplňují elektrony do orbitalů f- v každé periodě jich je 14- v 6. periodě následují za lanthanem a v 7. periodě za aktiniem (lanthanoidy a aktinoidy)- vnitřně přechodné prvky doplňují elektrony do vrstvy s hlavním kvantovým číslem o 2 nižší, než je pořadové číslo periody v níž se nacházejí

s- prvky (prvky obsazující s orbitaly) se nacházejí v I. a II. Skupině (výjimkou je hélium)

s- prvky a p-prvky bývají označovány jako nepřechodné, přechodné d-prvky se nacházejí počínaje 4. periodou ve střední části tabulky

© 2013 Todd Helmenstine
chemistry.about.com
sciencetotes.org

Skupiny

Svisle je PSP rozdělena do 18. skupin, které jsou označeny arabskými číslicemi 1-18.- skupiny nepřechodných prvků mají navíc římská čísla I-VIII, která zároveň udávají počet elektronů v poslední vrstvě

V každé skupině jsou pod sebou řazeny prvky, které mají stejné počty elektronů v poslední, případně předposlední vrstvě elektronového obalu, což má za následek podobné chemické vlastnosti těchto prvků

Chemické vlastnosti určují tzv. valenční elektrony- to jsou elektrony s nejvyšší energií a nacházejí se:

- u nepřechodných prvků v orbitalech ns a np
- u přechodných prvků v orbitalech ns a (n-1)d
- u vnitřně přechodných prvků v orbitalech ns a (n-2)f a případně i v orbitalech (n-1)d

pro jednotlivé skupiny se často používají názvy, jejichž základem je číslo skupiny (prvky první skupiny apod.)

pro některé příbuzné prvky umístěné ve stejné skupině nebo periodě se používají názvy skupinové:

- alkalické kovy (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)
- kovy alkalických zemin (Ca, Sr, Ba, Ra)
- chalcogeny (O, S, Se, Te, Po)
- halogeny (F, Cl, Br, I, At)
- vzácné plyny (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)

elektronový oktet- poslední vrstva elektronového obalu může obsahovat maximálně 8 elektronů (ns^2np^6)- výjimku tvoří pouze vrstva s pořadovým číslem 1 (maximálně 2 elektrony)

proto všechny prvky, které mají v poslední vrstvě elektronového obalu 8 elektronů (2 u Helia) jsou velmi stabilní- nereaktivní

- 1. vrstva He: $1s^2$
- 2. vrstva Ne: $1s^22s^22p^6$
- 3. vrstva Kr: $1s^22s^22p^63s^23p^6$

Všechny tyto nejstabilnější prvky patří mezi prvky VIII. Skupiny nazývané vzácné neboli inertní plyny

Zkrácený zápis elektronové konfigurace

Uvádí se jen obsazení těch orbitalů, které má daný atom navíc oproti atomu přecházejícího vzácného plynu

Např. elektronová konfigurace vápníku: ${}_{20}\text{Ca}: 1s^22s^22p^63s^23p^64s^2/{}_{20}\text{Ca}: [{}_{18}\text{Ar}]4s^2$