

## Poznámky



Poluměr celého atomu je řádově asi  $10^{-10}$  m, z toho poluměr jádra je přibližně  $10^{-15}$ – $10^{-14}$  m.

Kdybychom si jádro představili jako kuličku o poloměru 1 cm, odpovídala by celému atomu koule o poloměru 100–1000 m.

Jádro je ve srovnání s celým atomem nepatrné, ale připadá na něj většina jeho hmotnosti, a má proto obrovskou hustotu, řádově  $10^{17}$  kg · m<sup>-3</sup>.



Podle Rutherfordova modelu by se energie elektronů, které by při obíhání jádra vyzařovaly elektromagnetické vlnění, postupně snižovala, elektrony by se přiblížovaly k jádru, až by s ním splynuly a atom by zanikl.



Základy kvantové mechaniky položili francouzský fyzik L. de Broglie a rakouský fyzik E. Schrödinger (1924–1927). Vlnovou funkci získáme řešením tzv. Schrödingerovy rovnice.



Německý fyzik W. Heisenberg formuloval princip neurčitosti (1926), podle kterého nelze u elektronů vypočítat současně hybnost i polohu a je nutné se omezit na pravděpodobnostní popis jejich výskytu.



Orbital ohraničuje oblast s celkovou pravděpodobností výskytu elektronů vyšší než zvolená hodnota, nejčastěji 95 nebo 99 %.

## Elektronový obal

- je tvořen **ELEKTRONY**  $e^-$  – částicemi se záporným nábojem, které kompenzují kladný náboj jádra, jejich počet v elektricky neutrálním atomu je roven počtu protonů v jádře (tedy protonovému číslu  $Z$ )

ČÁSTICE	NÁBOJ	HMOTNOST (řádově)
PROTON	$+1,602 \cdot 10^{-19}$ C	$10^{-27}$ kg
ELEKTRON	$-1,602 \cdot 10^{-19}$ C	$10^{-31}$ kg
NEUTRON	bez náboje	$10^{-27}$ kg

## Modely atomu

- Názory na stavbu atomu se v minulosti vyvíjely a vznikly tak různé modely atomu:
- E. Rutherford (1911) vytvořil jako první tzv. **PLANETÁRNÍ MODEL ATOMU**, ve kterém elektrony v atomovém obalu obíhají atomové jádro po bliže neurčených kružnicích
  - podle novější teorie N. Bohra (1913), který zkoumal atom vodíku, mohou elektrony obíhat v obalu pouze po kružnicích určitého poloměru, tzv. **STACIONÁRNÍCH DRAHÁCH** s určitou konstantní energií, energie elektronu se mění pouze po určitých dálvkách – **KVANTECH**, a to při přechodu z jedné stacionární dráhy na druhou
  - další vývoj ukázal, že chování elektronů není možné popsat klasickou mechanikou, a proto vzniká **KVANTOVĚ MECHANICKÝ MODEL**:
    - vychází z kvantové mechaniky, která elektronům přiřazuje vlastnosti částic i vlnění
    - podle tzv. Heisenbergova principu neurčitosti nelze současně přesně určit polohu a rychlosť elektronů
    - pouze pomocí veličiny zvané **vlnová funkce**  $\psi$  lze vypočítat pravděpodobnost, s jakou se elektrony v daném okamžiku vyskytují v určité oblasti atomu
    - grafickým vyjádřením vlnové funkce je část prostoru nazývaná orbital

## Stavba elektronového obalu

**ELEKTRONOVÁ HUSTOTA** je hodnota pravděpodobnosti výskytu elektronu v daném místě. Oblasti nejhustšího výskytu elektronů v elektronovém obalu (s nejvyšší elektronovou hustotou) se nazývají **ORBITALY**.

Orbital, tedy oblast nejhustšího rozložení elektronů kolem jádra, jejich stavu a energii charakterizují 3 kvantová čísla. Jejich kombinací můžeme popsat jakýkoliv orbital v elektronovém obalu.

- **HLAVNÍ KVANTOVÉ ČÍSLO**  $n$  určuje energii elektronu v atomu a nabývá hodnot 1 až nekonečno (pouze přirozená čísla), elektrony se stejným hlavním kvantovým číslem tvoří elektronovou vrstvu (slupku), jednotlivé slupky se značí písmeny K, L, M, N, O, P, Q..., nebo čísla 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7... podle rostoucího  $n$

- **VEDLEJŠÍ KVANTOVÉ ČÍSLO** / určuje tvar a energii orbitalu a nabývá hodnot 0 až  $n-1$  (pouze celá čísla), hodnoty vedlejšího kvantového čísla se označují určitým písmenem, písmena se píši za hlavní kvantové číslo, např.

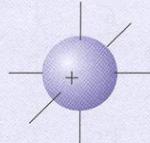
$l$	0	1	2	3	...
PÍSMENO	$s$	$p$	$d$	$f$	...

**1S**      hlavní kvantové číslo  
vedlejší kvantové číslo (typ orbitalu)

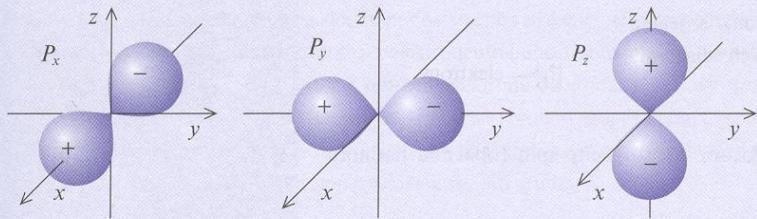
- **MAGNETICKÉ KVANTOVÉ ČÍSLO**  $m$  určuje orientaci orbitalu v prostoru a nabývá hodnot od  $-l$  do  $+l$  včetně nuly (pouze celá čísla)

Rozlišujeme orbitaly  $s, p, d$  a  $f$ :

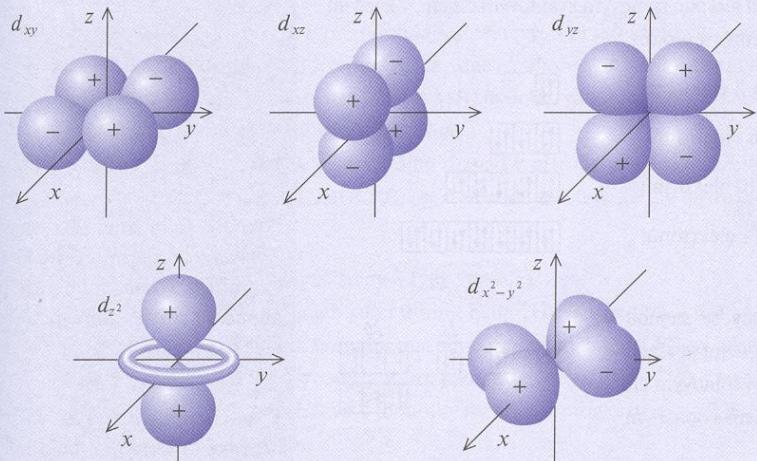
- orbital  $s$  je kulově symetrický  
(pro dané  $n$  existuje jen jeden orbital  $s$ )



- orbital  $p$  má 3 možné prostorové orientace (pro dané  $n$  existují 3 orbitaly  $p$ )



- orbital  $d$  má 5 možných prostorových orientací (pro dané  $n$  existuje 5 orbitalů  $d$ )



- orbital  $f$  má 7 možných prostorových orientací (pro dané  $n$  existuje 7 orbitalů  $f$ )  
Elektrony se stejným hlavním i vedlejším kvantovým číslem tvoří podslupku, mají stejnou energii a liší se pouze magnetickým kvantovým číslem. Orbitaly se stejnou energií, tzn. se stejným hlavním i vedlejším kvantovým číslem, se nazývají **DEGENEROVANÉ ORBITALY**.

### Poznámky

Energie v elektronu roste se stoupajícím  $n$  a v rámci jedné slupky se stoupajícím  $l$ .

Existují také orbitaly  $g, h, i$  atd. V přírodě existující prvky však mají v základním stavu obsazeny pouze orbitaly  $s, p, d$  a  $f$ .

Pro dané  $n$  existuje pouze jeden orbital  $s$ , neboť pro  $l=0$  (orbital  $s$ ) existuje pouze 1 hodnota magnetického kvantového čísla  $m=0$ .

Pro dané  $n$  existují 3 orbitaly  $p$ , neboť pro  $l=1$  (orbital  $p$ ) existují 3 hodnoty magnetického kvantového čísla  $m=-1, 0, 1$ .

Pro dané  $n$  existuje 5 orbitalů  $d$ , neboť pro  $l=2$  (orbital  $d$ ) existuje 5 hodnot magnetického kvantového čísla  $m=-2, -1, 0, 1, 2$ .

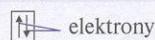
Pro dané  $n$  existuje 7 orbitalů  $f$ , neboť pro  $l=3$  (orbital  $f$ ) existuje 7 hodnot magnetického kvantového čísla  $m=-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$ .

Slupka s kvantovým číslem  $n$  má celkem  $n$  podslupek (K jednu, L dvě atd.).

Dále bylo definováno tzv. **SPINOVÉ KVANTOVÉ ČÍSLO  $s$** , které charakterizuje rotaci elektronu kolem vlastní osy a nabývá pouze dvou hodnot  $\pm \frac{1}{2}$ . Toto číslo není (na rozdíl od  $n, l, m$ ) charakteristikou orbitalu, ale samotného elektronu.

$n$	$l$	$m$	ORBITAL	POČET ELEKTRONŮ	CELK. POČET ELEKTRONŮ
1 (slupka K)	0	0	1s	2	2
2 (slupka L)	0	0	2s	2	8
	1	-1, 0, 1	2p	6	
3 (slupka M)	0	0	3s	2	18
	1	-1, 0, 1	3p	6	
	2	-2, -1, 0, 1, 2	3d	10	

**ELEKTRONOVÁ KONFIGURACE** atomu ukazuje obsazení atomových orbitalů elektronů. K jejímu znázornění se používá rámečkových diagramů, elektrony značíme šípkami:

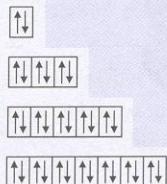


Opačný směr šipek značí, že elektrony mají opačný spin (opačnou hodnotu spinového kvantového čísla).

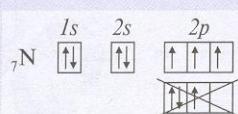
Pro zaplnování elektronového obalu elektrony platí určitá pravidla:

- **PAULIHO PRINCIP** – v atomu nemohou být elektrony, které by měly všechna 4 kvantová čísla shodná, musí se lišit alespoň spinovým kvantovým číslem, v každém orbitalu mohou být nejvýše 2 elektrony, a proto:

- na hladině  $s$  mohou být nejvýše 2 elektrony
- na hladině  $p$  může být nejvýše 6 elektronů
- na hladině  $d$  může být nejvýše 10 elektronů
- na hladině  $f$  může být nejvýše 14 elektronů

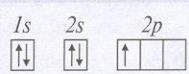


- **HUNDOVO PRAVIDLO** – orbitaly se stejnou energií (degenerované) se obsazují nejprve všechny po jednom elektronu se stejným spinovým číslem, a teprve pak druhým elektronem s opačným spinem



- **VÝSTAVBOVÝ PRINCIP** – orbitaly s nižší energií se zaplňují dříve než orbitaly s vyšší energií, nejprve se zaplňují orbitaly s menším součtem  $n+l$ , v případě rovnosti součtu se obsazují dříve orbitaly s menším  $n$ , tomu odpovídá pořadí: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p atd.

Např. bor má 5 elektronů a jeho elektronovou konfiguraci zapisujeme  $1s^2 2s^2 2p^1$  nebo také:



### Poznámky



Např. slupka **K** má jednu podslupku 1s obsahující 2 elektrony, slupka **L** má 2 podslupky – podslupku 2s obsahující 2 elektrony a podslupku 2p obsahující 6 elektronů.



V jedné vrstvě může být maximálně  $2n^2$  elektronů.



Pokud je to možné, zůstávají elektrony nespárované, neboť v tomto stavu působí menší odpudivé síly a atomy mají menší energii.



Výstavbový princip nazýváme také princip minimální energie.

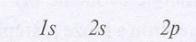
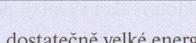


Elektronovou konfiguraci můžeme také zapisovat zkráceně tak, že se elektronová konfigurace předchozího vzácného plynu nahradí jeho symbolem v hranatých závorkách, např.  ${}_5\text{B} : [\text{He}] 2s^2 2p^1$

Elektrony obsazené v energeticky nejvyšše položené vrstvě, tzv. **VALENČNÍ VRSTVĚ**, se nazývají **VALENČNÍ ELEKTRONY**. Určují chemické vlastnosti atomu prvku, např.

dusík s konfigurací  ${}_7\text{N}$   má 5 valenčních elektronů  $2s^2 2p^3$ .

Uvedená pravidla platí pro elektronovou konfiguraci atomu v **ZÁKLADNÍM STAVU**, tzn. stavu s nejnižší energií. Dodáním energie se atom dostane do **EXCITOVALÉHO STAVU** a jeden nebo více valenčních elektronů přejde do vyšší energetické hladiny. Tento proces se nazývá **EXCITACE**.

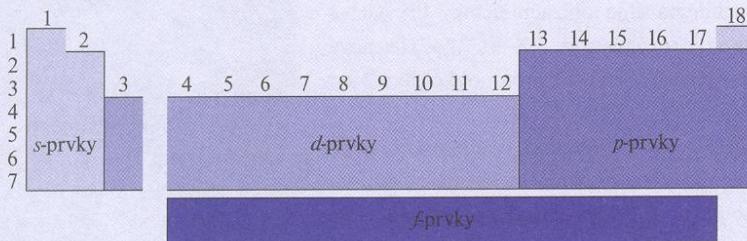
atom uhlíku v základním stavu ${}_6\text{C}$	$1s$ ${}_6\text{C}$ 	$2s$ ${}_6\text{C}$ 	$2p$ ${}_6\text{C}$ 
atom uhlíku v excitovaném stavu ${}_6\text{C}^*$	$1s$ ${}_6\text{C}^*$ 	$2s$ ${}_6\text{C}^*$ 	$2p$ ${}_6\text{C}^*$ 

**IONIZACE** je proces, při kterém se dodáním dostatečně velké energie odtrhne jeden nebo postupně více elektronů od atomu a z elektroneutrálního atomu vznikne kladně nabité ion – **KATION**. Energie nutná k odtržení elektronu od atomu v plynném stavu se nazývá **ionizační energie**. Elektrony se po odtržení mohou spojit s jinou, dosud neutrální částicí, a vzniká záporně nabité ion – **ANION**. Energie uvolněná při vzniku aniontu z atomu v plynném stavu se nazývá **elektronová afinita**.

ale na rozdíl od jaderných reaktorů uvolňuje neřízeně.

### Periodická soustava prvků

**PERIODICKÁ SOUSTAVA PRVKŮ** vychází z **PERIODICKÉHO ZÁKONA**, který zní: Vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí jejich protonového čísla. V řadě prvků uspořádaných podle rostoucí hodnoty protonového čísla jsou vždy po určitém počtu prvků (periodě) prvky navzájem podobné.



Grafickým vyjádřením periodického zákona je **PERIODICKÁ TABULKA PRVKŮ**, ve které jsou prvky uspořádány:

- podle vzrůstajícího protonového čísla
- do 7 vodorovných řad – **PERIOD** (označených arabskými číslicemi 1–7), délka periody a tvar tabulky jsou voleny tak, aby podobné prvky byly umístěny pod sebou

Podle původního znění periodického zákona, který zformuloval **D. I. Mendělejev** v roce 1869, jsou vlastnosti prvků periodicky závislé na jejich relativní atomové hmotnosti. Dnešní znění bylo vytvořeno po objasnění struktury atomu.

 **periodická tabulka prvků**  
(viz vnitřní strana obálky)

 Dříve byly skupiny značeny římskými číslicemi a písmenem A nebo B.  
I.A–VIII.A: hlavní skupiny s nepřechodnými prvky.  
I.B–VIII.B: vedlejší skupiny s přechodnými prvky (skupina VIII.B rozdělena do tří sloupců).

- do 18 svislých sloupců – **SKUPIN** (označených arabskými číslicemi 1–18)
- aby nebyla tabulka příliš dlouhá, vyčleňuje se ze 6. periody 14 prvků za lanthanem, tzv. lanthanoidy, a ze 7. periody 14 prvků za aktiniem, tzv. aktinoidy, což jsou prvky vnitřně přechodné

Podobné vlastnosti prvků v jedné skupině tabulky jsou důsledkem podobné konfigurace valenční elektronové vrstvy jejich atomů. Elektronová konfigurace valenční vrstvy prvků též skupiny se liší pouze hlavním kvantovým číslem, počet valenčních elektronů je stejný.

Mezi **NEPŘECHODNÉ PRVKY** patří:

- s*-prvky, jejichž valenční elektrony obsazují pouze hladiny  $ns$ , kde  $n$  je rovno číslu periody (prvky 1. a 2. skupiny a helium)
- p*-prvky, jejichž valenční elektrony obsazují pouze hladiny  $ns$  a  $np$ , kde  $n$  je rovno číslu periody (prvky 13.–18. skupiny)

Mezi **PŘECHODNÉ PRVKY** patří:

- d*-prvky, jejichž valenční elektrony obsazují hladiny  $ns$  a  $(n-1)d$ , kde  $n$  je rovno číslu periody (prvky 3.–12. skupiny)

Mezi **VNITŘNĚ PŘECHODNÉ PRVKY** patří:

- f*-prvky, jejichž valenční elektrony obsazují hladiny  $ns$  a  $(n-2)f$ , popřípadě i  $(n-1)d$ , tzv. lanthanoidy a aktinoidy

Prvky podle fyzikálních vlastností můžeme dělit na:

- NEKOVY** – prvky s velkou elektronovou afinitou, se strukturou valenčních orbitalů podobnou nejbližšímu vyššímu vzácnému plynu (např. halogeny)
- POLOKOVY** – prvky mající některé vlastnosti kovů a některé vlastnosti nekovů (např. bor, křemík, tellur)
- KOVY** – prvky s nízkou ionizační energií (snadno tvoří kationty), s kovovým leskem, velkou elektrickou i tepelnou vodivostí, tažné, kujné (např. alkalické kovy)

Některé skupiny prvků mají své skupinové názvy:

ČÍSLO SKUPINY	SKUPINOVÝ NÁZEV	ČÍSLO SKUPINY	SKUPINOVÝ NÁZEV
1. (kromě H)	Alkalické kovy	15.	Pentely
2. (kromě Be a Mg)	Kovy alkalických zemin	16.	Chalkogeny
13.	Triely	17.	Halogeny
14.	Tetrely	18.	Vzácné plyny

Vlastnosti atomů prvků závislé na protonovém čísle:

- velikost atomů v jednotlivých skupinách nepřechodných prvků s rostoucím protonovým číslem roste (platí i pro odpovídající ionty)
- hodnoty ionizační energie s rostoucím protonovým číslem
  - v jednotlivých skupinách klesají
  - v periodách rostou (růst není plynulý)
- elektronegativita prvků v tabulce plynule roste zleva doprava a zdola nahoru
- kovový charakter prvků v tabulce stoupá zprava doleva a svrchu dolů

### Poznámky



Zaplňování hladin *d* a *f* není zcela pravidelné.



Halogeny jsou typické nekovy, mají vysokou elektronovou afinitu, snadno přijímají elektron a tvoří anion.



Kovy jsou prvky s nízkou ionizační energií, tzn. že snadno odštěpi elektron a vytvoří kladný ion.



Tři čtvrtiny všech prvků jsou kovy. Nejtypičtějšími kovy z chemického hlediska jsou alkalické kovy, z technického hlediska jsou významné např. železo, měď nebo zlato.



Vztah mezi velikostí atomů a protonovým číslem přechodných prvků je složitější.



#### rostě elektronegativita



#### rostě kovový charakter

