

MT 3 : ZLOŽENIE A ŠTRUKTÚRA ATÓMOV, PSP

História atómu

Atómy sú základnými stavebnými časticami hmoty. Ich rozmery sú síce veľmi malé avšak ich štruktúra je pomerne zložitá. Napriek tomu, že prvé teórie o existencii atómov pochádzajú už spred 2000 rokov, štruktúrou atómov sa začali vedci zaoberať až v 19. storočí.

Pojem Atóm zaviedli grécki filozofi **Leukippos** (5. stor. pred n. l.) a **Demokritos** (460 – 370 pred n. l.). Demokritos vyjadril presvedčenie, že látky sú zložené z malých neviditeľných a nedeliteľných častíc, ktoré nazval atómy (gr. atomos - nedeliteľný).

Názov atóm zaviedol až v **19. storočí** anglický chemik **John Dalton**, ktorý vypracoval vlastnú teóriu o štruktúre a zložení látok z atómov. Ukázal, ako sa pojem atómu dá využiť na vysvetlenie chemických reakcií a vzniku zlúčenín.

Daltonová teória:

- Všetky látky sa skladajú z veľmi malých častíc - **atómov**
- Atómy sú nezničiteľné, nedeliteľné a navzájom sa priťahujú vzájomnými silami.
- Jeden prvok môže obsahovať len atómy jedného druhu.
- Atómy rôznych prvkov sa od seba navzájom odlišujú veľkosťou, hmotnosťou a tvarom.
- Pri chemických reakciách atómy ani, nevznikajú, ani nezanikajú.
- Chemické reakcie sú len spájaním a rozpájaním atómov, ktorých podstata sa pritom nemení.

Táto teória umožnila kvantitatívne objasňovanie chemických reakcií. Nielenže jednoznačne objasňovala zákon zachovania hmotnosti, zákony stálych zlučovacích pomerov a stálych násobných pomerov, ale ako experimentálne zdôvodnená teória podnietila a podporila ďalší rozvoj chémie.

J.J. Thomson navrhol **pudingový model atómu**. Predpokladal, že atóm je kladne nabitá guľa v ktorej sú rovnomerne rozptýlené elektróny. Elektróny sú rozložené podobne ako hrozienka v anglickom pudingu. Tento model navrhoval v roku 1904 pred objavom atómového jadra.

Súčasná teória atómu vychádza z prác **Ernesta Rutherforda** a **Nielsa Bohra** zo začiatku 20. storočia. Títo vedci ukázali, že atóm nie je nedeliteľnou časticou hmoty, ako si fyzici mysleli predtým, ale v skutočnosti sa skladá z prázdneho priestoru a záporne nabitých elektrónov, ktoré obiehajú okolo kladne nabitého jadra po určitých „vrstvách“ alebo „energetických hladinách“. Aj samo jadro má štruktúru – skladá sa z kladne nabitých protónov a nenabitých neutrónov.

E. Rutherford v roku 1911 ostreľoval veľmi tenkú zlatú fóliu časticami α . Ak by platil pudingový model, mali by sa častice prechodom cez fóliu odchyľovať len nepatrne. Pri pokusoch dochádzalo aj k veľkým odchýlkam od pôvodného smeru. Z výsledkov pokusov usúdili, že všetok kladný náboj je sústredený v jeho jadre, ktoré je oveľa menšie než celý

atóm. Rutherfordov model atómu predpokladal, že okolo kladne nabitého jadra krúžia elektróny so záporným nábojom. Nazýva sa aj **planetárny model** – elektróny obiehajú okolo jadra podobne ako planéty okolo Slnka

Dánsky fyzik **Niels Bohr** upravil a doplnil Rutherfordov model: atóm je stabilná sústava zložená z kladne nabitého jadra a z elektrónového obalu, v jadre je sústredená takmer celá hmotnosť atómu, elektrón sa môže bez vyžarovania energie pohybovať okolo jadra len po určitých dráhach, môže sa nachádzať iba v určitých kvantových stacionárnych stavoch. Každému kvantovému stavu je priradené hlavné kvantové číslo.

Dôležitým sa stal objav **Jamesa Chadwicka**, ktorý experimentom objasnil nezrovnalosť teórie zakladajúcej sa na poznatku, že jadrá atómov všetkých prvkov sa skladajú iba z protónov. Nájdenú časticu pomenoval **neutrón** (lat. neuter – žiadny z dvoch) Častica bola objavená v dobe, kedy sa ešte ani len netušilo, že neutrón sa stane kľúčovou časticou riadenej štiepnej reakcie využívanej napríklad v jadrových elektrárnach.

Atómové jadro

Atómové jadro pozostáva z **dvoch druhov častíc, z protónov a neutrónov**. Atómové jadro tvorí **99% hmotnosti** celého atómu

Protón - p^+ - kladný náboj

Protón je častica s **kladným nábojom**. Počet protónov v jadre sa označuje ako protónové číslo (Z). Podľa protónového čísla sú prvky zoradené do periodickej tabuľky. V prírode sa vyskytujú atómy s protónovým číslom od $Z = 1$ (vodík) po $Z = 92$ (urán) a laboratórne sa podarilo pripraviť atóm s $Z=116$. Hmotnosť protónu je **1836-krát** väčšia ako hmotnosť elektrónu.

Neutrón – n^0 – neutrálna častica

Neutrón je častica **bez náboja**. Počet neutrónov v jadrách toho istého prvku môže byť odlišný. **Spoločný názov protónov a neutrónov je nukleóny** (lat. nucleus – jadro) Súhrnný počet protónov a neutrónov vyjadruje **nukleónové číslo (A)**. Rozdiel $A-Z$ zodpovedá počtu neutrónov a je vyjadrený **neutrónovým číslom (N)**.

Atómový polomer je vzdialenosť od atómového jadra k najkrajnejšiemu stabilnému elektrónovému orbitalu v atóme, ktorý je v rovnováhe (polomer modelovej gule, ktorá zaberá v priestore atóm). Polomer atómu je rádovo asi 10^{-10}m . Polomer jadra je približne 10^{-15} - 10^{-14}m , v porovnaní s celým atómom je jadro nepatrné, ale pripadá naň väčšina hmotnosti a preto má obrovskú hustotu – 10^{17} kg.m^{-3}

Nuklid

Nuklidy sú látky, ktorých atómové jadrá majú **rovnaké** nielen **protónové číslo ale aj nukleónové číslo**. Okrem vodíka s nukleónovým číslom 1 všetky atómy obsahujú v jadre protóny a neutróny.

Protóny a neutróny sú v jadre atómu viazané jadrovými silami. Jadrové sily sú veľmi účinné, majú však dosah iba na malé vzdialenosti. Hmotnosť jadra určuje celkovú hmotnosť atómu, pretože hmotnosť elektrónu je zanedbateľná. **Hmotnosť atómového jadra je vždy o niečo menšia ako súčet hmotností protónov a neutrónov, ktoré tvoria jadro (defekt hmotnosti).** Tento rozdiel je zdrojom väzbovej energie jadra, ktorá určuje stabilitu jadra. Jadrá s počtom neutrónov alebo protónov 2, 8, 14, 20, 28, 50, 82 a 126 majú najväčšiu väzbovú energiu, preto sú najstabilnejšie a najčastejšie sa vyskytujú v prírode.

Izotop

Atómy s rovnakým počtom protónov, ale s rôznym počtom neutrónov sú izotopmi určitého chemického prvku. Izotopy patria jednému prvku – v periodickej sústave prvkov je políčko pre prvok, nie pre jednotlivé izotopy. Izotopy jedného prvku majú rovnaké chemické vlastnosti, líšia sa iba fyzikálnymi vlastnosťami, poprípade fyzikálno-chemickými vlastnosťami – hmotnosť atómov, ...

Väčšina prvkov sa **v prírode vyskytuje ako zmes niekoľkých izotopov**, z ktorých jeden výraznejšie prevyšuje.

Významné izotopy:

Urán (U_{92}) má 6 izotopov s nukleónovými číslami 232, 233, 234, 235, 236, 238. Najvýznamnejšie sú izotopy 235 a 238 používané ako jadrové palivo.

Uhlík (C_6) ako biogénny prvok je zmesou troch izotopov, 12, 13, 14. Najvýznamnejšie zastúpenie má izotop 12.

Hliník (Al_{13}) má jeden prirodzený nuklid – mononuklidický prvok.

Kyslík (O_8) má tri izotopy 16, 17, 18, ale najčastejšie sa vyskytuje nuklid 16.

Vodík (H_1) má tri izotopy voľne sa vyskytujúce v prírode

- Ľahký vodík – prôtium (gr. protos – prvý) – jadro tvorí protón
- Ťažký vodík – deutérium (gr. deuterios – druhý) – jadro tvorí protón a neutrón
- Trítium (gr. tritos – tretí) – jadro tvorí protón a dva neutróny .

Cín (Sn_{50}) môže mať až 26 rozličných izotopov, z ktorých 10 sa vyskytuje bežne v prírode.

Známych je asi 300 stabilných a vyše 1000 nestabilných izotopov.

Izobary sú nuklidy rozličných prvkov, ktoré majú **rovnaké nukleónové číslo a rozdielne protónové číslo**. Napríklad $^{78}_{34}Se$ $^{78}_{36}Kr$

Elektrónový obal

Elektrón – e^- - záporný náboj

Elektrónový obal atómu tvoria elektricky záporne nabité **elektróny**. Počet elektrónov v elektricky neutrálnom atóme sa rovná počtu protónov v jeho jadre - protónovému číslu (Z). **Zaujímavosťou je, že elektrón má dualistický charakter – môže sa prejavovať ako vlnenie ale aj ako častica.** Každý elektrón v obale atómu sa nachádza v určitom **energetickom stave**, ktorý je **určený štyrmi kvantovými číslami** :

n – hlavné kvantové číslo (určuje energetickú vrstvu alebo orbitál)

l – vedľajšie kvantové číslo (určujúce tvar orbitálu)

m – magnetické kvantové číslo (určujúce priestorové usporiadanie orbitálu)

s – spinové kvantové číslo (určuje spin elektrónu t.j. orientáciu)

Elektrónový obal určuje vlastnosti atómu. Ak atóm **interaguje so žiarením**, môže elektrón v jeho obale **žiarenie absorbovať** a dostať sa tak na **vyššiu energetickú hladinu (excitácia)**. Potom pri **spätnom prechode elektrónu** z vyššej hladiny na nižšiu, túto absorbovanú **energiu opäť vyžaruje späť do prostredia**. Toto elektromagnetické žiarenie môže mať formu tepelnej energie alebo svetelného žiarenia (fotónov). Môžeme si predstaviť fosforeskujúce figúrky, ktoré najprv vystavíme svetelnému žiareniu ktoré akoby pohltí (energiu) a nakoniec nám figúrka bude túto svetelnú energiu spätne vyžarovať. Tieto výmeny energií v atómových obaloch sa vždy dejú v určitých kvantách (množstvách žiarenia).

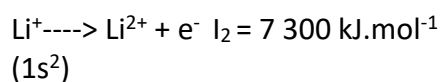
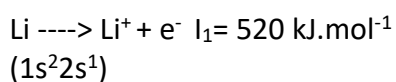
Excitácia je proces, v ktorom pri **dodaním energie** sa atóm dostane do excitovaného stavu a jeden alebo viac valenčných elektrónov prejde na vyššiu energetickú hladinu.

Ionizácia je proces, pri ktorom sa **dodaním dostatočne veľkého množstva energie odtrhne** jeden alebo viac elektrónov z obalu a z elektroneutralného atómu vzniká ión – Katión

Katión je **kladne nabitý ión**, ktorý vznikne odtrhnutím jedného alebo viacerých elektrónov z valenčnej vrstvy atómového obalu – **počet protónov prevyšuje počet elektrónov**

Ionizačná energia I - je energia potrebná na odtrhnutie elektrónu od atómu (**J.mol⁻¹**)

- nízku ionizačnú energiu majú prvky v ľavej časti PSP



Anión je **záporne nabitý ión**, vzniká prijatím jedného alebo viacerých elektrónov do valenčnej vrstvy atómového obalu – pri tom sa uvoľní energia – **elektrónová afinita**

- vysokú elektrónovú afinitu majú prvky v pravej časti PSP

Častica		Hmotnosť (m/kg)	Náboj (Q/C)
Názov	Symbol		
elektrón	e^-	$9,1091 \cdot 10^{-31}$	$-1,602 \cdot 10^{-19}$
protón	p^+	$1,6729 \cdot 10^{-27}$	$+1,602 \cdot 10^{-19}$
neutrón	n^0	$1,6749 \cdot 10^{-27}$	0

Kvantovo-mechanický model atómu (1924 - 1927)

KMMA hovorí, že pre elektrón nemôžeme v danom časovom okamihu určiť súčasne presnú **polohu a hybnosť**. Umožňuje vypočítať pravdepodobnosť, s akou sa elektrón vyskytuje v určitej oblasti atómu (výpočet tejto pravdepodobnosti výskytu elektrónu v okolí bodu daného súradnicami x, y, z v čase t nám umožňuje Schrodingerova rovnica pre vlnovú funkciu Ψ (psi). $\Psi = f(x, y, z, t)$

Základy kvantovej mechaniky položili francúzsky fyzik Louis de Broglie a rakúsky fyzik Erwin Schrodinger.

Kvantové čísla

Kvantové čísla charakterizujú **orbitály**, ich **stavy** a **energie**. Na základe ich kombinácií môžeme orbitály popisovať.

Elektrónová vrstva je tvorená orbitalmi s rovnakou hodnotou hlavného kvantového čísla

Hlavné kvantové číslo – n

Určuje **energiu elektrónu** v atóme. Nadobúda hodnoty od 1 po nekonečno (iba celé čísla). Elektróny s rovnakým hlavným kvantovým číslom tvoria elektrónovú vrstvu. Jednotlivé vrstvy sa označujú číslami 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, ... podľa rastúceho n alebo písmenami K, L, M, N, O, P, Q

Vedľajšie kvantové číslo – l

Určuje **orbitál elektrónu** – jeho **tvar** a **energiu**. Pre dané hodnoty n nadobúda hodnoty od 0 po $n-1$ pre ktoré platí, že n je celé číslo. Označenie určenými písmenami s, p, d, f. Existujú aj orbitály g, h, i ... ale v prírode zastúpené prvky v základom stave majú obsadené iba orbitály s, p, d, f. Zapisuje sa za hlavné kvantové číslo.

VKČ - l	0	1	2	3	...
Písmeno	s	p	d	f	...

Magnetické kvantové číslo – m

Určuje presnú **orientáciu orbitálu v priestore**. Pre dané l nadobúda magnetické kvantové číslo hodnoty $m = <-l, +l>$ vrátane nuly, to jest $(2l+1)$ hodnôt).

Napríklad: ak $n=3$ (ide o tretiu sféru) a $l=2$ tak hodnota m môže byť $m = -2, -1, 0, 1, 2$. ide o d orbitály.

Spinové číslo – s

Spinové číslo je charakteristikou elektrónu a určuje spin elektrónu, teda **smerník rotácie okolo vlastnej osi**. Má dve hodnoty $s = 1/2$ alebo $s = -1/2$. Ak elektrón rotuje v smere z ľava do prava $s = +1/2$ ak elektrón rotuje v smere z prava do ľava $s = -1/2$.

Hlavné kvantové číslo n	Vedľajšie kvantové číslo l	Magnetické kv. číslo	Typ orbitálu	Počet elektrónov
1 – vrstva K	0	0	1s	2
2 – vrstva L	0	0	2s	2
	1	-1,0,1	2p	6
3 – vrstva M	0	0	3s	2
	1	-1,0,1	3p	6
	2	-2,-1,0,1,2	3d	10

Stavba elektrónového obalu

Valenčná vrstva elektrónového obalu

Valenčná vrstva je **najvyššia vrstva el. obalu** a elektróny ktoré sa zúčastňujú chemických reakcií sú práve z tejto vrstvy. Je to spôsobené tým že ak valenčný elektrón dostane určitú energiu z vonku (podnet), odtrhne sa od atómu a stáva sa tzv. **voľným elektrónom**. Tieto elektróny sa potom **zúčastňujú alebo podieľajú na tvorbe chemických väzieb**. Ale tak isto ako sa môžu elektróny uvoľniť z valenčnej vrstvy môže aj valenčná vrstva prijať elektróny z iných atómov.

Tu sa dostávame k pojmom **donor** a **akceptor**. **Donorom** je atóm ktorý **poskytuje voľné elektróny** a **akceptorom** je atóm ktorý tieto **voľné elektróny zase príma**.

U niektorých prvkoch ako meď sú valenčné elektróny veľmi slabo pútané k atómu a ľahko sa uvoľňujú, keďže atómy sú veľmi blízko vedľa seba, valenčné elektróny “skáču” z jedného atómu na druhý a je veľmi ťažko povedať ktorý elektrón ku ktorému atómu patrí.

Orbitál - predstavuje oblasť, kde sa elektrón vyskytuje s **99% pravdepodobnosťou**, teda miesto, kde je **najväčšia elektrónová hustota**.

Elektrónová hustota je hodnota pravdepodobnosti výskytu elektrónu v danom mieste.

Elektrónová vrstva je tvorená orbitálmi, ktoré majú rovnakú hodnotu hlavného kvantového čísla.

Rozlišujeme 4 typy orbitálov, a to s orbitál, p orbitál, d orbitál a f orbitál.

Typy orbitálov

s – orbitál je **guľovo symetrický** - má tvar gule. Nachádza sa na každej sfére - elektrónovej vrstve v počte 1 kus. To znamená, že na sfére K (prvá sféra) je jeden s orbitál, na sfére L (druhá sféra) je jeden s orbitál, na sfére M (tretia sféra) je jeden orbitál s atď. Jeho polomer (aj energia) narastá s narastajúcim číslom elektrónovej vrstvy.

Na jednotlivých sférach sa označujú nasledovne: K – 1s, L – 2s, M – 3s, N – 4s, O – 5s, P – 6s, Q – 7s atď. V orbitále s sa nachádzajú maximálne dva elektróny na jednotlivých sférach.

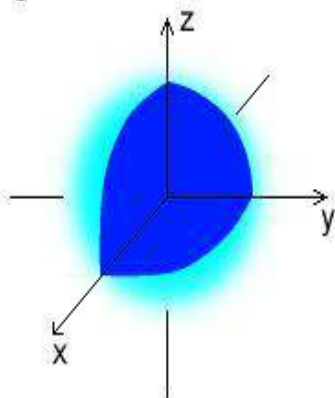
p – orbitál - začína od druhej sféry L (na prvej elektrónovej vrstve K sa p orbitál nenachádza), na jednej sfére sú 3 p_x , p_y , p_z (sú na seba kolmé) a sú energeticky rovnocenné, teda na elektrónovej vrstve L sa nachádzajú 3 energeticky rovnocenné orbitály p, na vrstve M sa nachádzajú 3 energeticky rovnocenné orbitály p atď. Energie orbitálov p na rôznych sférach sú rozličné (energia orbitálov stúpa so stúpajúcim číslom sféry – so stúpajúcim hlavným kvantovým číslom). Z rastúcou hodnotou n - hlavného kvantového čísla sa orbitály p a ich energia zväčšujú.

Orbitál p má tvar **priestorovej osmičky**. Na jednotlivých sférach sa označujú nasledovne: L – 2p, M – 3p, N – 4p, O – 5p, P – 6p atď. V každom orbitály p môžu byť maximálne dva elektróny, teda na jednej vrstve môže byť v p orbitáloch maximálne 6 elektrónov (dva v p_x , dva v p_y , dva v p_z).

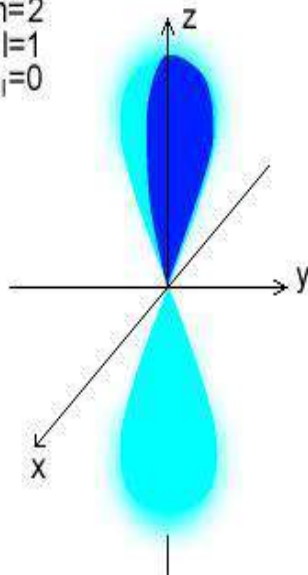
d – orbitál - začínajú od tretej sféry M. Na prvej sfére K a na druhej sfére L sa d orbitály nenachádzajú. Na jednej sfére je ich 5 a sú energeticky rovnocenné. Štyri majú tvar **priestorového štvorlístka a jeden má tvar priestorovej osmičky s prstencom**. Na jednotlivých sférach sa označujú nasledovne: M – 3d, N – 4d, O – 5d, P – 6d atď. V d orbitále môžu byť maximálne dva elektróny, teda na jednej vrstve môže byť maximálne 10 elektrónov v piatich d orbitáloch.

f – orbitál - je ich 7, začínajú od štvrtej sféry a na jednej sfére sú energeticky rovnocenné. Majú priestorovo zložitejšie tvary. Na jednotlivých sférach sa označujú nasledovne: N – 4d, O – 5d, P – 6d, Q – 7d atď.

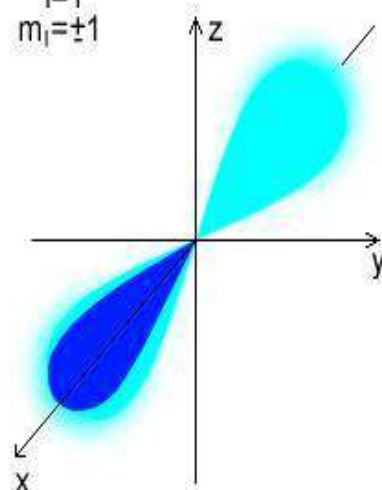
s: $n=1$
 $l=0$
 $m_l=0$



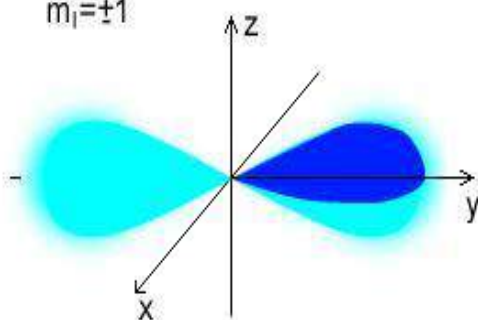
p_z : $n=2$
 $l=1$
 $m_l=0$



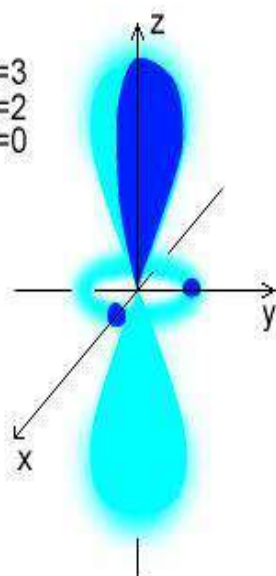
p_x : $n=2$
 $l=1$
 $m_l=\pm 1$



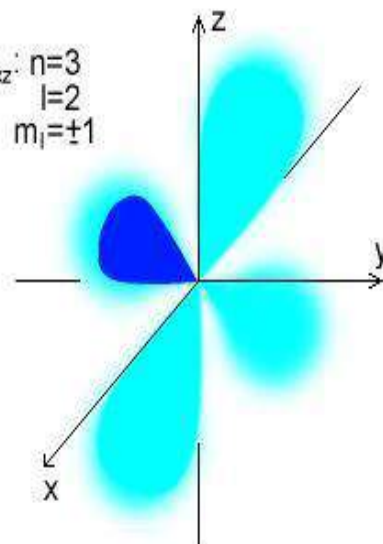
p_y : $n=2$
 $l=1$
 $m_l=\pm 1$



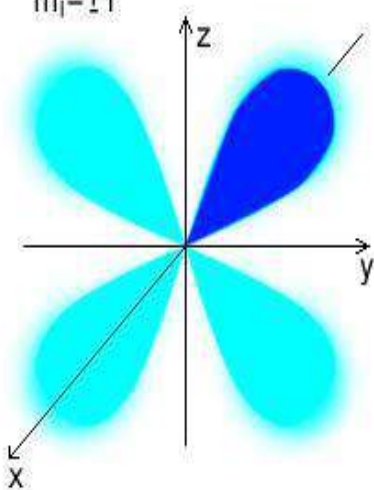
d_{z^2} : $n=3$
 $l=2$
 $m_l=0$



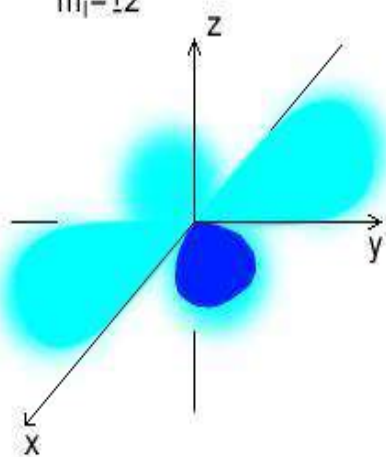
d_{xz} : $n=3$
 $l=2$
 $m_l=\pm 1$



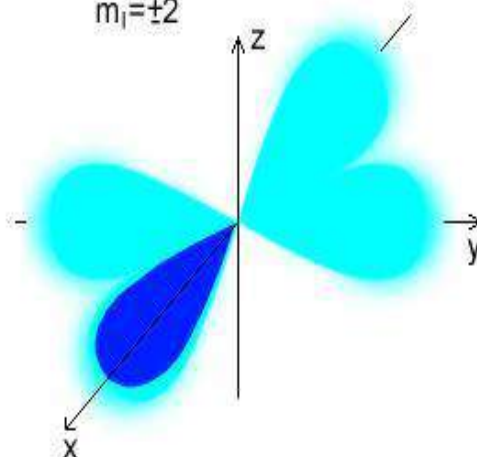
d_{yz} : $n=3$
 $l=2$
 $m_l=\pm 1$



d_{xy} : $n=3$
 $l=2$
 $m_l=\pm 2$



$d_{x^2-y^2}$: $n=3$
 $l=2$
 $m_l=\pm 2$

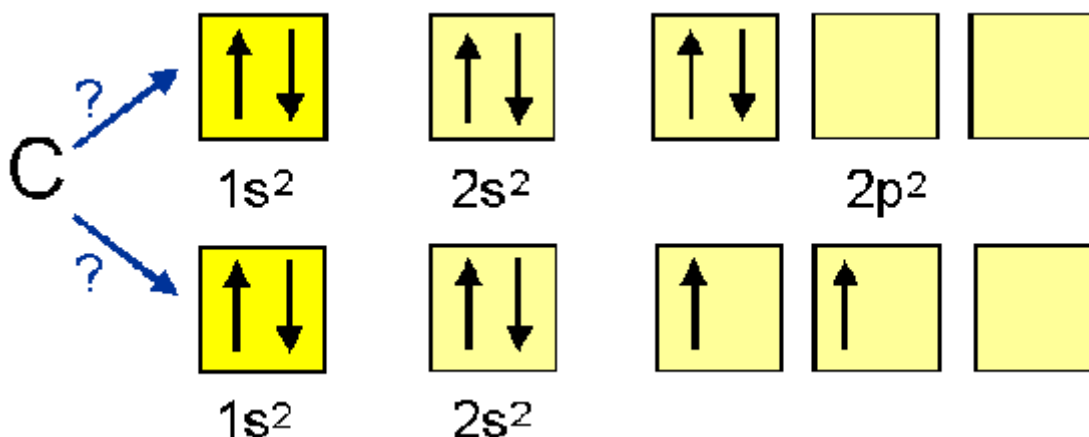


Pravidlo minimálnej energie

Keďže základný stav atómu je stavom s najnižšou energiou, obsadzujú elektróny, ktoré v atóme s rastúcim protónovým číslom pribúdajú, hladiny postupne tak, aby výsledný systém mal čo najnižšiu energiu. Tomu zodpovedá poradie: **1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p atď.** Energie hladín 3d a 4s, 4d a 5s, 5d a 6s sa vzájomne pomerne málo odlišujú.

Hundovo pravidlo - pravidlo maximálnej multiplicity

Stavy (orbitály) s rovnakou energiou (degenerované) sa obsadzujú najprv všetky po jednom elektróne. Spinové magnetické kvantové čísla elektrónov v takto spoločne zaplnených degenerovaných orbitáloch sú rovnaké.



Ak je to možné, elektróny zostávajú nespárené, lebo takto pôsobia menšie odpudivé sily a atómy majú menšiu energiu.

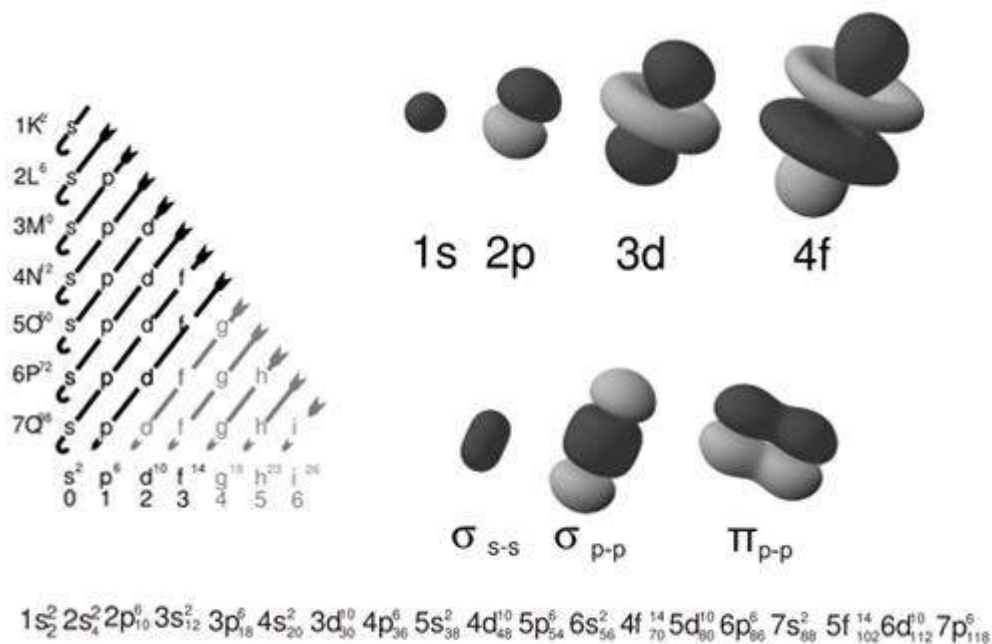
Pauliho vylučovacie pravidlo

Každý orbitál charakterizovaný tromi kvantovými číslami (n, l, m) môže byť obsadený **najviac dvomi elektrónmi, ktoré sa odlišujú štvrtým kvantovým číslom súvisiacim s vlastným momentom hybnosti elektrónu**. Toto číslo je spinové magnetické kvantové číslo (spin) a môže mať len jednu z dvoch hodnôt, a to buď $+1/2$ alebo $-1/2$. Na hladine s zodpovedajúcej určitému n teda môžu byť maximálne dva elektróny, na hladine p šesť elektrónov, na hladine d desať elektrónov a na hladine f štrnásť elektrónov. V jednej vrstve môže byť maximálne $2n^2$ elektrónov. Žiadne dva elektróny v atóme nemôžu mať rovnaké hodnoty všetkých štyroch kvantových čísiel.

Vonkajšie, teda energeticky najvyššie položené elektróny atómu prvku rozhodujúcim spôsobom ovplyvňujú jeho schopnosť zlučovať sa s atómami iných prvkov. Preto sa nazývajú valenčné. Môžu byť umiestnené na rôznych hladinách. Prvky, ktoré majú valenčné elektróny len na hladine s, sa zaraďujú medzi s-prvky. Podobne sú p-, d- a f-prvky

Výstavbový princíp

Elektrónová konfigurácia opisuje usporiadanie elektrónov vo vnútri elektrónového obalu. Predpokladá sa, že sa elektróny vyskytujú prevažne v priestore, ktorý sa nazýva atómový alebo molekulový orbitál



Výstavbový princíp orbitálov

Uvedené pravidlá platia pre elektrónovú konfiguráciu atómu v základnom stave – v stave s najnižšou energiou.

Vývoj predstáv o zložení a štruktúre atómu

V 5. storočí p.n.l. – Demokritos a Leukipos prvýkrát použili pomenovanie atóm, z gr. atomos – nedeliteľný. Tvrdili, že každá látka je zložená z atómov, ktoré sú nezničiteľné, maličké, neviditeľné a nedeliteľné. V 18. storočí John Dalton vytvoril prvú ucelenú teóriu – Daltonovu atómovú teóriu. Jej nedostatkom bolo, že atóm považoval za nedeliteľný. **Daltonova atómová teória** mala niekoľko bodov:

- prvky sú zložené z malých, neviditeľných častíc – atómov. Atómy jedného prvku sú rovnaké, atómy rôznych prvkov sa líšia hmotnosťou a veľkosťou.
- Počas chemickej reakcie nastáva vzájomné spájanie, oddeľovanie a prestupovanie atómov. Atómy nevznikajú, nezanikajú a ani sa nemenia.
- Spájaním atómov dvoch a viacerých prvkov vznikajú chemické zlúčeniny.

Z tejto teórie priamo vyplýva zákon zachovania hmotnosti pri chemickej reakcii a zákon stálych hmotnostných pomerov.

V 19. storočí vznikol **Thomsonov model atómu**. Thomson tvrdil, že atóm je guľa, v ktorej je kladný náboj vykompenzovaný záporným elektrickým nábojom. Vytvoril tak „model hrozienkového koláča“.

- kladný náboj
- záporný náboj

Rutherfordov planetárny model – 1911

Rutherford bombardoval kovovú fóliu alfa časticami. Väčšina z nich kovovou fóliou prešla bez zmeny smeru a málo alfa častíc sa odrazilo späť. Z toho usúdil, že alfa častica musela naraziť na kladný elektrický náboj, ktorý zaberá veľmi malú časť atómu, ale v ktorom je sústredených až 99% hmotnosti atómu. Kladnú časť atómu nazval jadro. Dnes vieme, že priemer jadra atómu je 10 000 až 100 000-krát menší ako priemer celého atómu.

Rutherford vytvoril planetárny model atómu, podľa ktorého okolo kladne nabitého jadra obiehajú záporne nabité elektróny ako planéty okolo Slnka.

Bohrov model atómu - 1913

Podľa Rutherforda sa žiarenie, ktoré vychádzalo z atómu vysvetľovalo tak, že elektrón vyžaruje sústavne svoju energiu pri pohybe okolo jadra. V dôsledku toho sa malo pozorovať spojité spektrum vysielaného žiarenia a elektrón by sa mal po špirálovitej dráhe zrútiť do jadra. Životnosť atómov by bola veľmi malá, čo nebolo pozorované. Na základe zdokonalenia prístrojov bolo objavené, že spektrum žiariacich atómov je čiarové.

Vysvetlenie podal Neils Bohr svojimi dvoma postulátmi.

- elektrón sa v atóme nachádza len v stavoch s určitou energiou. Chápeme to tak, že elektrón sa môže pohybovať okolo jadra len po takých kruhových dráhach, ktorých dĺžka sa rovná celistvému násobku vlnovej dĺžky elektrónu.

$$2\pi r = n \cdot \lambda$$

λ – vlnová dĺžka elektrónu, elektrón má dualistický charakter. Môže byť aj častica, aj vlnenie.

- Atóm vyžaruje energiu, iba keď elektrón preskakuje z vyššej energetickej sféry na nižšiu. Rozdiel energií sa vyjadruje $\Delta E = E_2 - E_1$, pričom $E_2 > E_1$

Kvantovo-mechanický model atómu (1924 - 27)

Vytvorili ho štyria fyzici - zakladatelia kvantovej fyziky – Louis de Broglie, Ernest Schrodinger, Heisenberg a Max Born. Kvantovo-mechanický model atómu hovorí, že pre elektrón nemôžeme v danom časovom okamihu určiť súčasne presnú polohu a hybnosť.

Tento model umožňuje vypočítať pravdepodobnosť, s akou sa elektrón vyskytuje v určitej oblasti atómu. Výpočet tejto pravdepodobnosti výskytu elektrónu v okolí bodu daného súradnicami x,y,z v čase t nám umožňuje Schrodingerova rovnica pre vlnovú funkciu Ψ

(psí). $\Psi = f(x,y,z,t)$

Rádioaktivita

Rádioaktivita je proces, pri ktorom dochádza k rozpadu nestabilných atómových jadier. Pri tomto rozpade nestabilné atómové jadrá strácajú svoju energiu, ktorá sa uvoľňuje vo forme žiarenia, ktoré nazývame **rádioaktívne (jadrové) žiarenie**. Rádioaktívne žiarenie môže mať formu častíc alebo elektromagnetického vlnenia. Pri rozpade atómu dochádza k premene pôvodného atómu (rodičovského nuklidu) na iný atóm (detský nuklid). Rádioaktivitu prvý krát pozoroval francúzsky fyzik Henry Becquerel v roku 1886. Podľa neho je nazvaná aj jednotka rádioaktívneho rozpadu (becquerel - Bq). Definuje sa ako jeden rozpad za jednu sekundu.

Prirodzenú rádioaktivitu pozorujeme pri prvkoch s vyšším protónovým číslom ako 81. Pri rozpade vzniká z jedného atómového jadra niekoľko iných s menším protónovým číslom. Manželia **Pierre Curie** a **Mária Curie-Sklodovská** v roku 1897 začali skúmať žiarenie, ktoré objavil Becquerel. **Toto žiarenie nazvali rádioaktívnym a celý jav rádioaktivitou.**

U prirodzených rádionuklidov sa pri ich rozpade uvoľňujú 4 typy žiarenia:

α žiarenie (alfa)

β žiarenie (beta)

Rádioaktívne žiarenie

γ žiarenie (gama)

neutrónové žiarenie

α žiarenie (alfa)

Žiarenie alfa je prúd kladne nabitých α -častíc. α -častice sú kladne nabité jadrá hélia ${}^4_2\text{He}$. Kladne nabité jadrá hélia majú 2 protóny (nabité kladne) a 2 neutróny (neutrálne častice). Prechádza vzduchovou vrstvou, ktorá môže byť hrubá niekoľko centimetrov alebo tenkou kovovou fóliou a pohybuje sa pomerne pomaly.

β žiarenie (beta)

Žiarenie beta je prúd záporne nabitých častíc - prúd elektrónov, ktoré sa pohybujú rýchlo. Beta žiarenie môžu tvoriť aj pozitróny – kladne nabité elektróny. Elektróny letia rýchlosťou svetla a beta žiarenie v porovnaní so žiarením alfa je 100 krát prenikavejšie. Prechádza napríklad papierom. Beta žiarenie možno zastaviť vrstvou hliníka.

γ žiarenie (gama)

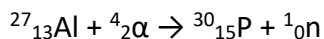
Je zo všetkých žiarení najpenikavejšie. Je to elektromagnetické vlnenie (podobne ako napríklad svetlo) s vysokou frekvenciou, ktoré obvykle sprevádza beta žiarenie. Nenesie žiadny náboj. Zastavuje ho olovená platňa.

Neutrónové žiarenie

Je žiarenie bez náboja, pretože je tvorené prúdom neutrónov.

Umelá rádioaktivita

Jej objaviteľmi sú manželia Irena a F. Joliot-Curie (1934). Ožarovali nerádioaktívny hliník alfa časticami, pričom im vznikol rádioaktívny fosfor. Rádioaktívny fosfor sa cca za 3 minúty mení na kremík pričom sa uvoľňujú pozitróny. Týmto experimentom bol po prvý krát vytvorený nie len umelý rádioaktívny prvok, ale bol po prvý krát vyprodukovaný pozitron v laboratórnych podmienkach.



^1_0n - pozitron

$^{30}_{15}\text{P}$ – rádioaktívny fosfor

Využívanie rádioaktivity

Rádionuklidy – prirodzené aj umelé majú dôležité a rozsiahle využitie. Napríklad v technických oblastiach, v medicíne sa používa rádioaktívne žiarenie pri liečení onkologických chorôb alebo pri vyšetrovaní, pri sledovaní látkovej výmeny či sledovaní krvných procesov. Vystavovanie sa pôsobeniu rádioaktívneho žiarenia je veľmi nebezpečné, môže spôsobiť mutáciu tkanív a buniek, preto sa pri používaní tohto žiarenia musia dodržiavať prísne opatrenia.

Rádioaktivita sa využíva aj pri výrobe elektrickej energie v jadrových elektrárňach (Mochovce, Jaslovské Bohunice), v priemysle má mnohostranné využitie, napríklad pri určovaní hustoty a koncentrácie látok, pri určovaní hrúbky materiálov, pri dezinfekcii odpadových vôd.

Dôležité je aj využívanie pri stanovovaní veku organických nálezov, sledovanie priebehu chemických reakcií a podobne.

Na vojnové účely sa používajú atómové zbrane, založené na princípe štiepenia jadier. Pri ich použití vzniká výbuch, tlaková vlna a intenzívne rádioaktívne vyžarovanie (žiarenie gama), ktoré ničí všetko živé a kontaminuje okolie (jadrová bomba bola po prvýkrát použitá pri útoku na Hirošimu a Nagasaki v roku 1945). Nukleárnymi zbraňami disponujú USA, Veľká Británia, Rusko i Čína.

Periodická sústava prvkov

Periodická sústava prvkov je usporiadanie prvkov podľa stúpajúceho protónového čísla do radov a stĺpcov.

Periodická tabuľka prvkov je tabulárna metóda zobrazenia chemických prvkov do systému. Riadi sa periodickým zákonom, ktorý v roku 1869 publikoval Dmitrij Ivanovič Mendelejev. Zobrazuje pravidelne sa vyskytujúce vlastnosti prvkov v závislosti od ich protónového čísla.

D.I.Mendelejev bol ruský chemik, jeden z dvoch vedcov, ktorí vytvorili prvú verziu periodickej tabuľky chemických prvkov. Tvrdil, že prvky sú usporiadané do určitého vzoru, ktorý mu umožnil predpovedať vlastnosti prvkov, ktoré ešte neboli objavené. D.I. Mendelejev sa začal zaoberať triedením prvkov v súvislosti s tým, že pracoval na svojej učebnici s názvom "Základy chémie". Zistil, že chemické prvky môžeme zaradiť a usporiadať do určitého systému na základe ich relatívnych atómových hmotností. Po tom ako prvky usporiadal do sústavy podľa ich relatívnych atómových hmotností zistil, že sa po určitých intervaloch - periódach opakujú prvky s podobnými vlastnosťami.

Z tohto odvodil periodický zákon: "Vlastnosti prvkov sú periodickou funkciou ich relatívnych atómových hmotností." Bolo to v roku 1869. Neskôr, po objasnení atómovej štruktúry bol periodický zákon preformulovaný:

"Vlastnosti prvkov sú periodickou funkciou ich atómových (protónových) čísel".

Keďže v tej dobe neboli známe všetky prvky, tak ako dnes, Mendelejev dosiahol uznanie predovšetkým tým, že predpovedal s presnosťou vlastnosti prvkov, ktoré v tej dobe ešte neboli objavené, napríklad Sc - skandium, Ga - gálium, Ge - germánium.

1. Periódý - z gr. peri - okolo a z gr. hodos - cesta - Chemické prvky v PSP sú usporiadané podľa stúpajúceho protónového čísla do 7 vodorovných radov. Číslo periódý je totožné s maximálnym hlavným kvantovým číslom. Teda s číslom valenčnej vrstvy, na ktorej sú umiestnené valenčné elektróny atómov prvkov, ktoré tvoria danú periódú v PSP. Značené sú arabskými ciframi

2. Skupiny - Chemické prvky v PSP sú zostavené pod seba do **16. skupín**. Rozlišujeme skupiny A a skupiny B. Skupiny označujeme rímskymi číslicami od **I po VIII**. V periodickej sústave prvkov máme teda skupiny **I.A až VIII.A** a **I.B až VIII.B**. S číslom skupiny je totožný aj počet valenčných elektrónov prvku, ktorý je umiestnený v danej skupine. Výnimkou sú len prvky VIII.B skupiny.

Niektoré skupiny prvkov, ktoré sú usporiadané v PSP majú svoje zaužívané názvy.

alkalické kovy je názov pre prvky, ktoré sa nachádzajú v I.A skupine – ide o prvky Li, Na, K, Rb, Cs, Fr. Podobne napríklad prvky skupiny II.A sa nazývajú **kovy alkalických zemín**. Sú to prvky – Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra - prvky skupiny II.A VII.A skupina **halogény** VII.A skupina. Sem patria prvky – F, Cl, Br, I, At. A podobne.

Prvky v PSP delíme na:

Neprechodné prvky – k neprechodným prvkom patria s- prvky a p – prvky.

S- prvky – prvky I.A a II.A skupiny, majú elektrónovú konfiguráciu valenčnej vrstvy ns, kde n je číslo periódy.

P- prvky – prvky III.A – VIII.A skupiny. Elektrónová konfigurácia valenčnej vrstvy je ns np, kde n je číslo periódy

Prechodné prvky - v štvrtej, piatej a v šiestej perióde PSP. Prechodné prvky majú elektrónmi obsadené aj hladiny d a preto sa súhrnne nazývajú aj **d - prvky**. Prvky d patria do skupiny B. K valenčným elektrónom prechodných prvkov sa počítajú elektróny hladiny ns a elektróny, ktoré sa nachádzajú na hladine (n-1)d, n je totožné s číslom periódy, v ktorej sa prvok nachádza.

Vnútorne prechodné prvky – do tejto skupiny prvkov patria **f - prvky**, ktoré majú konfiguráciu valenčnej vrstvy ns (n-2)f prípadne (n - 1)d – nazývame ich lantanoidy a aktinoidy.

Podľa fyzikálnych vlastností môžeme prvky deliť:

Nekovy – sem patria prvky s veľkou elektrónovou afinitou, napríklad halogény, vzácne plyny, vodík

Polokovy – sem patria prvky , ktoré majú niektoré vlastnosti kovov a niektoré vlastnosti nekovov. Napríklad kremík, telúr, bór, arzén atď.

Kovy – sem patria prvky s nízkou ionizačnou energiou – ľahko tvoria katióny, s kovovým leskom, elektrickou i tepelnou vodivosťou, prvky, ktoré sú kujné, ťažné. Napríklad alkalické kovy, kovy alkalických zemín.

Prvky, ktoré sú v PSP umiestnené v jednej skupine majú podobné vlastnosti aj podobnú konfiguráciu vonkajšej elektrónovej vrstvy. Prvky, ktoré sa nachádzajú v skupine A s rovnakým číslom majú rovnaký počet elektrónov na valenčnej vrstve. Toto platí pre prvky s a p. Rozdiel je len v hodnote hlavného kvantového čísla. Prvky s majú valenčné elektróny v stave s, ich najvyššia obsadená hladina je hladina s a prvky p majú valenčné elektróny v stave p, teda ich najvyššia obsadená hladina je hladina p. Prvky skupín A sa nazývajú aj **neprechodné prvky**, ich počet valenčných elektrónov sa zhoduje s číslom skupiny, v ktorej sa nachádzajú.

Charkteristika	V rámci periódy	V rámci skupiny
Kovový charakter prvku	Stúpa sprava doľava	Stúpa zhora nadol
Veľkosť atómového polomeru – neprechodných prvkov	Zmenšuje sa zľava doprava	Rastie zhora nadol
Hodnota ionizačnej energie	Rastie zľava doprava	Klesá zhora nadol
Elektronegativita	Rastie zľava doprava	Klesá zhora nadol
Redukčná schopnosť	Rastú zľava doprava	
Oxidačná schopnosť	Rastie zľava doprava	Rastie z zhora nadol

Elektronegativitu vo všeobecnosti môžeme **kvalitatívne** vysvetliť ako schopnosť atómov chemických prvkov priťahovať väzbový elektrónový pár – väzbové elektróny.

Kvantitatívne ju vysvetľujeme ako schopnosť atómov chemických prvkov pútať väzbové elektróny pomocou empiricky odvodennej číselnej hodnoty ako miery tejto vlastnosti.

Platí, že prvky s väčšou elektronegativitou priťahujú svoje valenčné elektróny pevnejšie ako prvky, ktoré majú elektronegativitu menšiu.

Hodnoty elektronegativity prvkov sa v rámci periódy v PSP zvyšujú priamo úmerne so stúpajúcim protónovým číslom a v rámci skupiny v PSP sa hodnoty elektronegativity chemických prvkov znižujú so stúpajúcim protónovým číslom – výnimku tvorí III. skupina (kde bór má $\chi_p = 2,0$, Al má hodnotu $\chi_p = 1,5$, Ga má hodnotu $\chi_p = 1,6$, In má hodnotu $\chi_p = 1,7$, Tl má hodnotu $\chi_p = 1,8$).

Prvok s najmenšou elektronegativitou v PSP je cézium a francium $\chi_p = 0,7$

Prvok s najvyššou hodnotou elektronegativity je fluór $\chi_p = 4,0$