

STAVBA ATOMU

Elementární částice

Z chemického hlediska lze látku považovat za složenou z atomů, tj. nejmenších částic schopných ještě nést chemické vlastnosti daného prvku. Atom lze zjednodušeně charakterizovat atom jako soustavu protonů, neutronů a elektronů, přičemž protony a neutrony (souhrnně nukleony) vytvářejí oblast jádra atomu a elektrony obal tohoto jádra.

Proton je částice o klidové hmotnosti $1,6725 \cdot 10^{-27}$ kg. Má kladný náboj o velikosti $+1,60219 \cdot 10^{-19}$ C. Značí se ${}^1_1\text{p}$ nebo p^+ . Objeven byl v roce 1920 anglickým fyzikem E. Rutherfordem.

Neutron je částice o klidové hmotnosti $1,67482 \cdot 10^{-27}$ kg. Není nositelem elektrického náboje. Značí se ${}^1_0\text{n}$ nebo n^0 . Objeven byl v roce 1932 anglickým fyzikem J. Chandwikem.

Elektron má klidovou hmotnost $9,1091 \cdot 10^{-31}$ kg. Má záporný náboj o velikosti $-1,60219 \cdot 10^{-19}$ C, což je elementární náboj (každý elektrický náboj je celistvým násobkem tohoto náboje). Značí se ${}^0_{-1}\text{e}$ nebo e^- . Objeven byl roku 1897 J.J. Thomsonem.

Atom jako celek je v základním stavu elektroneutrální, obsahuje tedy stejný počet protonů i elektronů. Hmotnost atomu je soustředěna v jádře, hmotnost elektronového obalu je prakticky zanedbatelná.

Charakteristika atomu

Každý atom je charakterizován třemi čísly:

- ◆ protonové (atomové) číslo Z udává počet protonů v jádře a vzhledem k elektroneutralitě atomu i počet elektronů v obalu. Pokud je třeba uvádí se u symbolu prvku vlevo dole. Toto číslo je totožné s pořadovým číslem prvku v periodickém systému.

- ◆ neutronové číslo N udává počet neutronů v jádře

- ◆ nukleonové číslo A udává souhrn počtu protonů a neutronů, tedy $A = Z + N$. Pokud je třeba uvádí se u symbolu prvku vlevo nahoře.

Tato tři základní čísla mohou vytvářet různé kombinace a podle toho rozlišujeme:

- ◆ nuklid, tj. látku tvořenou atomy, u nichž jsou všechna tato čísla stejná. Např. ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{33}_{16}\text{S}$, ${}^{39}_{19}\text{K}$

- ◆ prvek, tj. látku tvořenou atomy o stejném atomovém čísle Z , přičemž N a tím i A mohou být různé. Odtud vyplývá základní definice prvku:

Prvek je látka tvořená neutrálními atomy se stejným protonovým číslem.

Prvek tedy může být tvořen různými nuklidy, např. kyslík: ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{17}_8\text{O}$, ${}^{18}_8\text{O}$; vodík: ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$ (D), ${}^3_1\text{H}$ (T); síra: ${}^{32}_{16}\text{S}$, ${}^{33}_{16}\text{S}$, ${}^{34}_{16}\text{S}$, ${}^{36}_{16}\text{S}$. Tyto jednotlivé atomy se stejným Z , ale různým A (a tedy N) se nazývají *isotopy*. Prvek může být tvořen jedním nebo více přirozenými isotopy (např. jeden přirozený isotop vytváří ${}^9_4\text{Be}$, ${}^{19}_9\text{F}$, ${}^{31}_{15}\text{P}$; naopak Sn vytváří deset přirozených isotopů). Kromě přirozených izotopů mohou existovat i izotopy umělé, vytvořené jadernými reakcemi.

- ◆ isobary jsou atomy se stejným nukleonovým číslem A , ale různým protonovým číslem Z (tedy i různým N). Jsou to tedy atomy různých prvků se stejným nukleonovým číslem. Např. ${}^{14}_6\text{C}$, ${}^{14}_7\text{N}$ nebo ${}^{30}_{14}\text{Si}$, ${}^{30}_{15}\text{P}$, ${}^{30}_{16}\text{S}$.

Atomové jádro

Vazebná energie jádra

Atomové jádro se v podstatě skládá z protonů a neutronů. Tyto částice vytvářejí soustavu, kterou lze charakterizovat vazebnou energií jádra:

: Vazebná energie (E_j) jádra atomu daného nuklidu je energie, která se uvolní při vzniku daného jádra z volných nukleonů.

Opakem je disociační energie, což je energie, kterou musíme dodat při rozložení jádra na jednotlivé nukleony. Platí:

$$M\left({}^A_ZX\right) < Z M\left({}^1_1p\right) + (A - Z) M\left({}^1_0n\right) + Z M\left({}^0_{-1}e\right)$$

kde $M({}^A_ZX)$ je hmotnost atomu prvku A_ZX , $M({}^1_1p)$ je klidová hmotnost protonu, $M({}^1_0n)$ je klidová hmotnost neutronu a $M({}^0_{-1}e)$ je klidová hmotnost elektronu. Jestliže nyní vyjádříme ΔM jako rozdíl pravé a levé strany nerovnosti můžeme vazebnou energii jádra vypočítat dle Einsteinova vztahu (c je rychlost světla ve vakuu):

$$E_j = \Delta M c^2$$

Příklad 2.1:

Určete vazebnou energii jádra atomu ${}^4_2\text{He}$, je-li: $M({}^4_2\text{He}) = 6,64644 \cdot 10^{-27}$ kg, $M({}^1_1p) = 1,67252 \cdot 10^{-27}$ kg,

$M({}^1_0n) = 1,67482 \cdot 10^{-27}$ kg a $M({}^0_{-1}e) = 9,1091 \cdot 10^{-31}$ kg.

Výpočet: $\Delta M = 2 \cdot 1,67252 \cdot 10^{-27} + 2 \cdot 1,67482 \cdot 10^{-27} + 2 \cdot 9,1091 \cdot 10^{-31} - 6,64644 \cdot 10^{-27}$

$$\Delta M = 5,00618 \cdot 10^{-29} \text{ kg}$$

$$(E_j)_{\text{atom}} = \Delta M \cdot c^2 = 5,00618 \cdot 10^{-29} \cdot (2,997925 \cdot 10^8)^2 = 4,4993 \cdot 10^{-12} \text{ J}$$

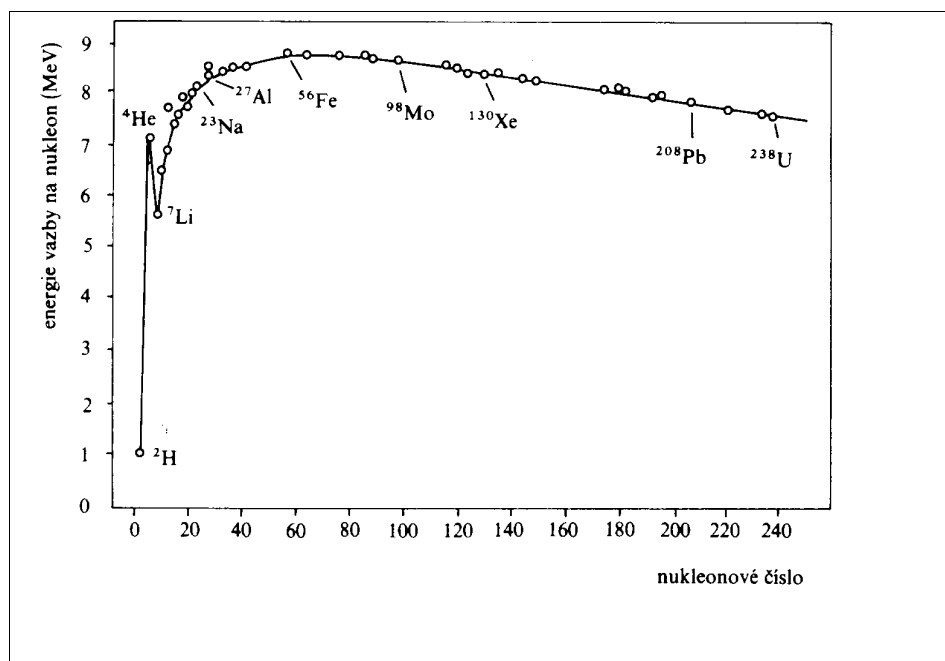
S využitím Avogadrova zákona pro jeden mol helia bude platit:

$$(E_j)_{\text{mol}} = 4,4993 \cdot 10^{-12} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 2,7099 \cdot 10^9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Poznámka: Pro porovnání vazebná energie vazby C-C činí průměrně $343,32 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, vazby C=C průměrně $778,74 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Stabilita atomových jader

Stabilita atomových jader je odrazem jejich struktury. Jedním z vhodných kritérií pro posouzení stability jádra je jeho vazebná energie. Hodnota vazebné energie jádra roste s jeho velikostí, tedy s počtem nukleonů v něm. Abychom mohli jádra jednotlivých atomů srovnávat používáme vazebnou energii jádra vztaženou na jeden nukleon. Tuto veličinu označujeme jako **měrnou vazebnou energii jádra** a vyjadřujeme ji obvykle v MeV ($1 \text{ MeV} = 1,602 \cdot 10^{-13} \text{ J}$).



Obrázek 2.1: Závislost měrné vazebné energie na nukleonovém čísle A u jader přirozených nuklidů

Sledujeme-li závislost měrné vazebné energie jádra na nukleonovém čísle A , dostáváme křivku uvedenou na obrázku 2.1. Všeobecně lze konstatovat, že mezi měrnou vazebnou energií jader a jejich stabilitou je přímá souvislost. Jádra s největší měrnou vazebnou energií obvykle nejeví tendenci k rozpadu nebo k reakci s jinými jádry. Taková jádra jsou nukleárně stabilní. U atomů, jejichž měrná vazebná energie jádra není maximální dochází snadno k jaderným reakcím, jejichž výsledkem je zvýšení této energie. Říkáme, že atomy mají sníženou nukleární stabilitu. Oblast nukleárně stabilních jader zahrnuje jádra prvků s atomovým číslem 14 až 50, tj. s nukleonovým číslem 28 až 120, což jsou prvky od Si k Sn (obr. 2.1). Lehké prvky se $Z < 14$ mohou podléhat jaderným syntézám, tj. jaderným reakcím vedoucím ke vzniku jader těžších atomů (termonukleární syntéza). Těžké prvky o $Z > 50$ mohou podléhat jadernému štěpení, tj. jaderným reakcím vedoucím ke vzniku jader středně těžkých atomů.

Jiným kritériem stability atomových jader je vzájemný poměr čísel Z a N a jejich hodnoty. Stabilní přirozené nuklidy obsahují vyvážený a málo proměnný počet protonů a neutronů. Pro většinu jader platí, že počet neutronů je roven 1 až 1,6 násobku počtu protonů, přičemž nadbytek neutronů oproti protonům mají těžší jádra. Svůj vliv má také to, zda čísla Z nebo N jsou lichá či sudá a jak se vzájemně kombinují. Jádra kombinace sudá-sudá jsou nejstabilnější, kombinace lichá-lichá nejméně stabilní (tabulka 2.1).

Tabulka 2.1: Vliv hodnot Z a N na stabilitu jader atomů

Z	N	Počet jader	Příklady
sudé	sudé	164	$^{16}_8\text{O}$, $^{24}_{12}\text{Mg}$, $^{28}_{14}\text{Si}$, $^{40}_{20}\text{Ca}$
sudé	liché	55	^9_4Be , $^{13}_6\text{C}$, $^{53}_{24}\text{Cr}$, $^{111}_{48}\text{Cd}$
liché	sudé	50	$^{19}_9\text{F}$, $^{39}_{19}\text{K}$, $^{23}_{11}\text{Na}$, $^{27}_{13}\text{Al}$
liché	liché	4	^1_1H , ^6_3Li , $^{10}_5\text{B}$, $^{14}_7\text{N}$

Pokud počet protonů nebo neutronů odpovídá magickému číslu (2, 8, 20, 28, 50, 82, 114, 126, 164, 184), pak takové jádro má vysokou stabilitu. Např. $^{208}_{82}\text{Pb}$ ($Z = 82$, $N = 126$). Tato představa umožňuje předpověď zvýšené stability těžkých atomových jader dosud neznámých prvků.

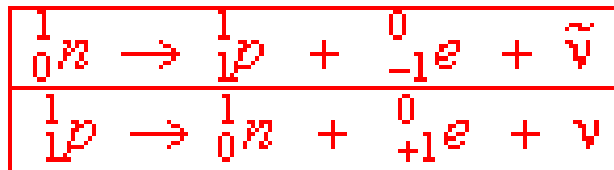
Radioaktivita

Jedním z projevů nestability jader je jejich tendence podléhat radioaktivnímu rozpadu vedoucímu ke vzniku jiného atomu, přičemž dochází k emisi záření, které se nazývá radioaktivní. Toto radioaktivní záření může být :

◆ **záření α** jsou vlastně jádra helia ${}^4_2\text{He}^{2+}$. K emisi záření α dochází u prvků o $Z \geq 79$.

Přirozené prvky emitují záření α zpravidla s energií 4-6 MeV. Vzniklé spektrum je vždy čárové, každý zářič má přesně stanovený dosah paprsků (ve vzduchu je to zhruba 3 - 6 cm). Záření α má však vysokou ionizační schopnost, při energii 1 MeV zhruba 60000 párů iontů na 1 cm dráhy. Zaniká převedením na neutrální atom He, což se stane většinou na konci dráhy dosahu. Záření α neprochází Al - folií ani sklem. Vzhledem k vysoké ionizační schopnosti je extrémně nebezpečné při vniknutí do organismu.

◆ **záření β** je vlastně tok elektronů nebo positronů ⁽¹⁾. Vznik tohoto záření v jádře je umožněn rozpadem neutronu nebo protonu, přičemž současně vzniká neutrino, resp. antineutrino



(²):

Elektron a antineutrino, resp. positron a neutrino jsou z jádra vymrštěny, přičemž souhrn kinetické energie daného páru je pro určitý zářič konstantní. Důsledkem je spojité spektrum emitovaného záření β . Pronikavost záření β je mnohem větší než u záření α , např. při energii 1 MeV je dosah několik metrů. Ionizační účinky jsou naproti tomu mnohem menší. V závislosti na velikosti energie lze záření β zachytit sklem, příp. olověnou deskou o tloušťce několik mm.

◆ **záření γ** je elektromagnetické záření, které vzniká při přechodu atomového jádra ze vzbuzeného do energeticky stálejšího stavu. Protože tyto stavy jádra jsou kvantovány, má záření vždy diskrétní charakter. Při průchodu záření γ hmotou mohou nastat tyto děje:

- fotoelektrický jev: kvantum záření γ vyrazí mimojaderný elektron a předá mu zcela svou energii a samo zaniká. Tato interakce převládá při energiích menších než 1 MeV.
- Comptonův jev: kvantum záření γ vyrazí mimojaderný elektron, ale předá mu jen část své energie. Záření γ přitom nezaniká, jeho vlnová délka se však zvětší. Interakce převládá při energiích záření γ 1 - 3 MeV.
- Má-li kvantum záření γ energii alespoň 1,02 MeV může nastat tvorba páru positron - elektron. Se stoupající energií záření γ tento děj převládá.

Ochrana před záření γ spočívá v použití krytů z látek s velkým nukleonovým číslem. Obvykle se používají olověné desky.

Elektronový obal atomu

Jádro atomu nesoucí kladný náboj je obklopeno elektronovým obalem nesoucím záporný náboj. Energie elektronu je kvantována, nabývá diskrétních hodnot. Elektron se chová jako částice. Elektron má dualistický (korpuskulárně - vlnový) charakter (je nositelem náboje, má klidovou hmotnost různou od nuly), ale i jako vlnění (ohyb na šterbině, difrakce). Vztahují se tedy na něj zákony platné pro kvantovou mechaniku.

¹Positron je elementární částice obdobná elektronu, nesoucí však kladný náboj

²Neutrino a antineutrino jsou lehké elementární částice nenesoucí elektrický náboj.

Kvantově - mechanický model atomu

Elektron jako částici dualistického charakteru lze popsat vlnovou rovnicí, která se nazývá Schrödingerova. Její

$$H\psi = E\psi$$

obecný tvar lze vyjádřit takto:

kde H je Hamiltonův operátor (³), E je celková energie elektronu a ψ je vlnová funkce. Řešením Schrödingerovy rovnice je soubor vlastních vlnových funkcí, které popisují chování elektronu a soubor vlastních hodnot energie, které popisují energetický stav elektronu.

Vyjádříme-li řešení vlnové funkce ve sférických souřadnicích (⁴) pak můžeme pro obecný tvar vlnové funkce psát:

$$\Psi_{(n,l,m_l)}(r, \vartheta, \varphi) = R_{(n,l)}(r)Y_{(l,m_l)}(\vartheta, \varphi)$$

kde n , l a m_l jsou kvantová čísla a r , ϑ , φ jsou sférické souřadnice elektronu, přičemž r je vzdálenost od počátku souřadného systému (tedy jádra atomu) a ϑ , φ jsou úhlové souřadnice. Výraz $R_{(n,l)}(r)$ představuje radiální a výraz $Y_{(l,m_l)}(\vartheta, \varphi)$ angulární část vlnové funkce. **Vlnová funkce má důležité vlastnosti:**

- je funkcí souřadnic a pro každý soubor souřadnic má pouze jedinou konečnou hodnotu

- čtverec této funkce, tedy ψ^2 , má fyzikální význam pravděpodobnosti výskytu elektronů v daném bodě.

Atomový orbital

Hodnoty vlnové funkce i vlastní hodnoty energie charakterizují stav elektronu v atomu a vymezují pravděpodobnou oblast v níž se elektron může nacházet. Tato oblast nejpravděpodobnějšího výskytu elektronu se nazývá *atomový orbital* (dále AO).

Každý volný (tedy elektrony neobsazený) atomový orbital je jednoznačně určen třemi kvantovými čísly, která jsou součástí řešení Schrödingerovy rovnice. Jsou to:

◆ **hlavní kvantové číslo n** : určuje energii daného AO. Může nabývat hodnot celých kladných čísel od 1 do nekonečna, v reálných atomech nabývá maximální hodnoty 7. Při označování energetických vrstev se používá i písmenové značení K, L, M, N, O, P, Q. Každá z těchto vrstev se dále štěpí na energetické hladiny.

◆ **vedlejší kvantové číslo l** : označuje energetické hladiny a určuje směr a tvar rozložení AO. Může nabývat hodnot 0, 1, 2, ..., $n-1$. Někdy se používá též značení s, p, d, f (g, h, atd.)

◆ **magnetické kvantové číslo m_l** : vystihuje energetické rozdíly, které se projevují v magnetickém poli mezi týmiž energetickými hladinami. Původní energeticky rovnocenné (degenerované) hladiny se dále rozštěpí na podhladiny. Magnetické kvantové číslo může nabývat hodnot 0, ± 1 , ± 2 , ..., $\pm l$, existuje tedy $(2l + 1)$ podhladin.

K elektronu nacházejícímu se v AO se vztahuje další kvantové číslo, a to

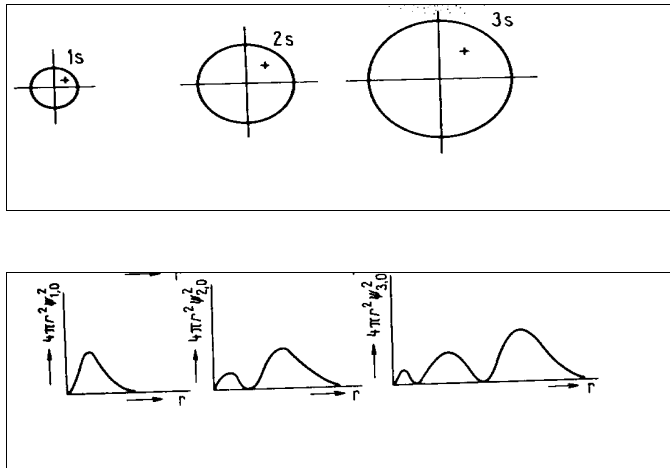
spinové kvantové číslo m_s . Má fyzikální význam vnitřního momentu hybnosti elektronu a může nabývat pouze dvou hodnot, $+1/2$ nebo $-1/2$.

³Operátorem se rozumí symbol pro provedení určité matematické operace (např. $\sin x$)

⁴O sférických souřadnicích viz např. B ARTSCH H.J.: *Matematické vzorce*. SNTL, Praha 1987, s. 457

Prostorové uspořádání AO

Prostorové uspořádání AO určuje především hodnota vedlejšího kvantového čísla l . V reálných atomech rozlišujeme nyní čtyři různě prostorově uspořádané AO. Tvary orbitalů znázorňujeme v plošném uspořádání tak, aby uvnitř naznačených obrysů se elektron vyskytoval s pravděpodobností 0,90. Přitom uvádíme i znaménko vlnové funkce. Přehled možných atomových orbitalů:

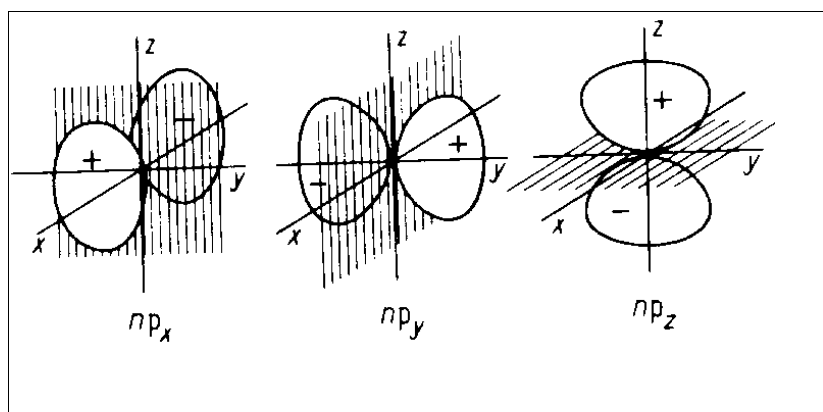


Obrázek 2.2 : Radiální distribuční funkce (vlevo) a tvar orbitalů typu s (vpravo)

◆ *orbitaly s* (obr. 2.2) jsou orbitaly, pro které platí $l = m_l = 0$.

Závislost této pravděpodobnosti na vzdálenosti r představuje radiální distribuční funkci. Vidíme, že hustota pravděpodobnosti výskytu elektronu v oblasti atomu prochází maximem. Pro $n = 1$ je toto maximum ve vzdálenosti a_0 , což je 52,3 pm od jádra atomu. Pro $n = 2$ jsou tato maxima dvě (první ve vzdálenosti $0,8 a_0$, druhé ve vzdálenosti $5,2 a_0$) a současně se vyskytuje i jedno minimum (nodální neboli uzlová plocha), kde je pravděpodobnost výskytu elektronu blízká nule. Pro $n = 3$ jsou maxima tři (a to ve vzdálenosti $0,7 a_0$, $4,7 a_0$, $12,2 a_0$) a nodální plochy dvě. Zobecníme-li pak počet maxim je roven n a počet nodálních ploch $n-1$ ⁵. Znamená to, že AO jsou vnitřně strukturované, přičemž maximum hustoty pravděpodobnosti výskytu elektronu je vždy za nejvzdálenější (od jádra) nodální plochou.

⁵Obecně pro libovolná kvantová čísla n a l je počet nodálních ploch dán výrazem $n-(l-1)$

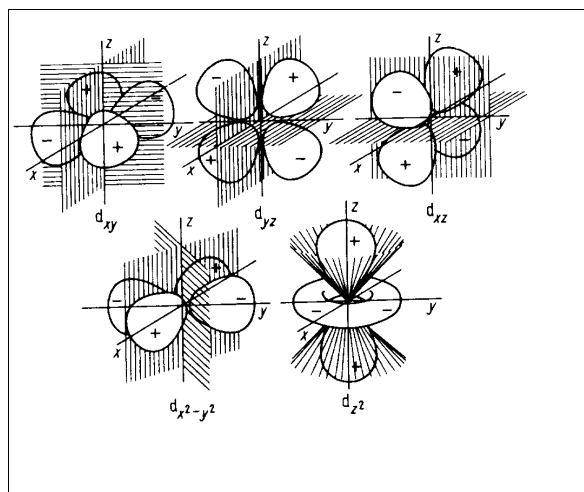


Obrázek 2.3: Tvary orbitalů typu p

◆ *orbitaly p* (obr. 2.3) jsou orbitaly, pro které platí $l = 1$.

Magnetické kvantové číslo m_l může nabývat hodnot $+1$, 0 a -1 . Existují tedy tři orbitaly p. Tyto tři orbitaly jsou energeticky rovnocenné, říkáme, že jsou třikrát degenerované. tři AO, které se značí p_x , p_y , p_z . Orbitaly existují pro $n > 1$.

◆ *orbitaly d* jsou orbitaly, pro které platí $l = 2$. Magnetické kvantové číslo m_l může nabývat hodnot $+2$, $+1$, 0 , -1 , -2 . Existuje tedy pět orbitalů typu d, které jsou opět lineární kombinací původních komplexních vlnových funkcí. Značí se d_{xy} , d_{yz} , d_{xz} , $d_{x^2-y^2}$, d_{z^2} .



Obrázek 2.4: Tvary orbitalů typu d

Jsou to energeticky rovnocenné AO, tedy pětkrát degenerované. Orbitaly existují pro $n > 2$.

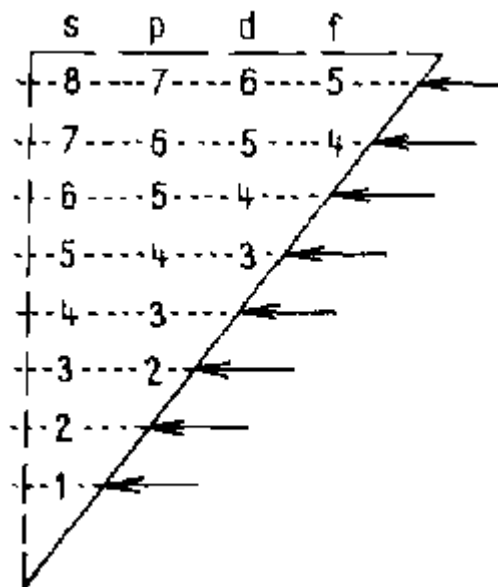
◆ *orbitaly f* jsou orbitaly, pro které platí $l = 3$. Magnetické kvantové číslo m_l může nabývat hodnot $+3$, $+2$, $+1$, 0 , -1 , -2 , -3 . Existuje tedy sedm orbitalů typu f, a to pro $n > 3$. Tyto orbitaly jsou značně složité

útvary, které nelze v ploše znázornit.

Výstavba elektronového obalu

V dosavadním výkladu jsme AO abstrahovali jako prázdné. Skutečný elektronový obal atomu je však tvořen AO obsazenými elektrony. Každý elektron je umístěn v konkrétním AO podle přesných pravidel, podle pravidel výstavby elektronového obalu.:

Obrázek 2.5: Výstavbový trojúhelník



◆ **výstavbový princip** : Orbitály jsou zaplňovány v pořadí rostoucí energie. Energii elektronu určuje hlavní kvantové číslo n . To však není jediné kritérium. U atomů s větším počtem elektronů se totiž uplatňují nejen přitažlivé síly mezi jádrem a elektrony, ale i odpuzivé síly mezi elektrony. Současně dochází též k vzájemnému odstíňování jednotlivých elektronů a jádra. Zvláště se to projevuje u orbitalů typu d a f. Důsledkem všech těchto vlivů je skutečnost, že některé orbitály mají vyšší energii než jim přísluší jen na základě hodnoty hlavního kvantového čísla. Pořadí jednotlivých AO můžeme určit pomocí dvou pravidel:

- Pravidlo $n+l$: Energie AO stoupá podle součtu hodnot kvantových čísel n a l . Při stejném součtu má pak nižší energii ten, který má nižší n .
- Výstavbový trojúhelník: Energie AO se určuje podle grafického znázornění uvedeného na obr. 2.5. V trojúhelníku postupujeme po řádcích zprava doleva. Přitom čísla představují hodnoty hlavního kvantového čísla a nadpisy sloupců hodnoty vedlejšího kvantového čísla. Dostaneme tak řadu AO: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p.

◆ **Pauliho princip vylučnosti** říká, že v atomu neexistují dva elektrony, jejichž všechna kvantová čísla jsou shodná. Důsledkem toho je, že elektrony se musí lišit alespoň spinovým číslem a tedy v jednom AO mohou být maximálně dva elektrony.

◆ **Hundovo pravidlo** (maximální multiplicity): Elektrony jsou v atomu rozděleny tak, aby v degenerovaných orbitalech byl maximální možný počet elektronů se stejným spinem.

Použití uvedených pravidel na příkladu prvních osmnácti prvků periodického systému je uvedeno v tabulce 2.2

Elektronové konfigurace všech prvků jsou uvedeny v příloze (na konci učebního textu).

hladina orbital	K $1s$	L			M					
		$2s$	$2p$			$3s$	$3p$			$3d$
1. H	\uparrow									
2. He	$\uparrow\downarrow$									
3. Li	$\uparrow\downarrow$	\uparrow								
4. Be	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$								
5. B	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow							
6. C	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow						
7. N	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow					
8. O	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow					
9. F	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow					
10. Ne	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$					
11. Na	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow				
12. Mg	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$				
13. Fe	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow			
14. Si	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow		
15. P	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	
16. S	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow
17. Cl	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow
18. Ar	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$

Tabulka 2.2: Elektronová konfigurace prvních osmnácti prvků