

ELEKTRONOVÝ OBAL ATOMU

ELEKTRON ... e⁻

- záporně nabitá elementární částice
- **elektrony** jsou (společně s protony a neutrony tvořícími atomová jádra) **základními stavebními částicemi hmoty**
- základní složka elektronového obalu atomu, který má **rozhodující vliv na chemické vlastnosti atomu** a jím tvořené látky
- náboj elektronu: $Q_e = -e = -1,6021 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, elektron je nositelem nejmenšího záporného náboje
- klidová hmotnost elektronu: $m_0 = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ (ve srovnání s protonem či neutronem zanedbatelná skoro 1840 krát menší!!)
- počet elektronů v atomovém obalu udává **protonové (= atomové) číslo Z**

Daltonova atomová teorie (1803) – znát postuláty:

- všechny látky jsou složeny z malých nedělitelných(**atomos** - nedělitelný) částic - **ATOMŮ**
- atomy jednoho prvku jsou stejné, atomy různých prvků se liší hmotností, velikostí ..
- atomy při chemických reakcích nevznikají, nezanikají
- při chemických reakcích dochází pouze k přeskupování atomů
- atomy se slučují v poměrech malých celých čísel

Historie poznávání elektronu – Modely atomů

- Joseph John THOMSON (britský fyzik; 1897) **1. MODEL ATOMU = Pudinkový model atomu**
 - atom je složený z kladně nabitých hmoty (puding) a v ní jsou rozmístěné záporně nabitých elektrony (jako rozinky v pudinku)
 - jako první **prokázal existenci elektronu**(1892)
- Ernest RUTHERFORD (novozélandský fyzik; 1911) **2. MODEL ATOMU = Planetární model atomu**
 - kolem kladně nabitého jádra obíhají záporně nabitých elektrony, a to po blíže neurčených kružnicích
 - poloměr těchto kružnic je dán podmínkou rovnosti dostředivé síly (elektrostatické přitahování jádra a elektronu) a odstředivé síly (pohyb elektronu kolem jádra)
 - **nedostatky této teorie:** podle zákonů klasické fyziky by pohyb elektronu kolem jádra musel být doprovázen vyzařováním elektromagnetického vlnění, energie elektronu by postupně klesala, zmenšoval by se poloměr dráhy, elektron by byl nakonec jádrem pohlcen, atom by zanikl. **! atom je ale velmi stabilní částice !**
 - **objevitel atomového jádra atomu a protonů** (1920)
- Niels BOHR (dánský fyzik; 1913) **3. MODEL ATOMU – Bohrov model atomu**
 - a) elektrony obíhají kolem jádra po předem určených stacionárních (stabilních) drahách (kružnice s daným poloměrem).
-**elektrony v těchto drahách mají konstantní energii a nevyzařují elektromagnetické vlnění.**
 - b) pokud se chce elektron dostat na dráhu energeticky vyšší, musí mu být dodána energie v podobě energetického kvanta (dávky); pokud se elektron vrací z dráhy energeticky vyšší na nižší, musí tuto energii zpětně vyzářit - emituje ve formě fotonu – zavedeno kvantování
 - c) energie elektronu roste se vzdáleností od jádra, čím je elektron dále od jádra, tím má vyšší energii,
 - d) nejvyšší energii mají v každém atomu valenční elektrony- nejvzdálenější od jádra, nejslaběji poutané jádrem
 - tento model vystihuje **základní vlastnost elektronu v atomu – schopnost existovat jen ve stavech s určitou energií a tuto energii měnit jen ve skocích** (nikoli kontinuálně-spojité), **a to po určitých dávkách (kvantech)**
 - představa elektronu – kulička = *korpuskule*
 - **nedostatky této teorie:** platí pouze pro vodík a kationty s jedním elektronem (např. He⁺, Li²⁺); nevyhovuje při výkladu jiných chemických jevů (např. chemická vazba ...)

• Erwin SCHRÖDINGER (rakouský fyzik; 1923) **4. MODEL ATOMU = Vlnově mechanický model atomu**

- vychází z **dualistického charakteru chování elektronu** a z tzv. **principu neurčitosti**

- experimentálně byla potvrzena hypotéza, že elektron má **dualistický charakter** (vyznačuje se tzv. *korpuskulárně-vlnovým dualismem*) – chová se jako **kulička** (*částice = korpuskule*) a současně i jako **vlnění** (de Broglie), záleží na provedeném experimentu
- z dualistického charakteru elektronu byl odvozen vztah zvaný **Heisenbergův princip neurčitosti - nelze současně přesně stanovit polohu a rychlost elektronu**
- z principu neurčitosti a dualistického charakteru elektronu vychází **kvantová mechanika**, která umožňuje popsat chování elektronu v atomu
 - **Schrödingerův model** atomu je model matematický (problematické si jej představit)
 - protože **nelze určit přesně polohu elektronu** v obalu **omezujeme se pouze na pravděpodobnost výskytu elektronu v určitém prostoru** – poměr počtu elektronů v tomto prostoru k objemu tohoto prostoru = **elektronová hustota**
 - spojením míst se stejnou elektronovou hustotou vymezíme **prostor s vysokou pravděpodobností výskytu elektronu = atomový ORBITAL (AO)**
(*Znázorňování elektronové hustoty → viz str. 72 – 75 v Přehledu středoškolské chemie*)

ORBITAL

= část prostoru v okolí jádra, ve kterém se elektron vyskytuje s 95% pravděpodobností

- k popisu orbitalu (chování elektronu uvnitř orbitalu) se používají **kvantová čísla**

(?) **Orbital** je definován jako:

- A) dráha, po které obíhá elektron kolem jádra
- B) prostor, který má vždy kulový tvar a obsahuje elektrony
- C) prostor v okolí jádra atomu, kde se elektron vyskytuje s **95 %** pravděpodobností
- D) křivka, po které s **95 %** pravděpodobností obíhá elektron

(**správně C**)

KVANTOVÁ ČÍSLA

I) **HLAVNÍ KVANTOVÉ ČÍSLO ... n**

- nabývá hodnot **1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 ... ∞** (u známých prvků pouze do 7) - tedy celočíselné kladné hodnoty
- elektrony se stejným **n** tvoří elektronovou vrstvu (slupku, sféra) **K, L, M, N, O, P, Q** (**nebo 1,2,3,4,5,6,7**)
- **udává energii orbitalu** (elektronu)
 - závislost energie na hlavním kvantovém čísle: čím větší **n**, tím větší **E_n** (a tím je od jádra vzdálenější)
 - **elektrony se stejným n patří do stejné vrstvy!!**
 - **udává velikost orbitalu**, ta roste s rostoucím **n**
 - elektron s **nejmenší možnou energií** - atom je v **základním stavu**; dodáním energetického kvanta jej lze dočasně převést (vybudit=excitovat) do stavu s vyšší energií = **excitovaný** (vybuzený) **stav**

II) **VEDLEJŠÍ KVANTOVÉ ČÍSLO ... l**

- nabývá hodnot **0, 1, 2, 3, ... (n - 1)** je omezeno hodnotou hlavního kvantového čísla **n**
- **pro dané n nabývá tedy n hodnot vždy od 0 do (n - 1)** (např. pro **n = 2** nabývá **2** hodnoty **l = 0 a 1**)
- **udává prostorový tvar – TYP- orbitalu**, v němž se elektron vyskytuje
- rozděluje jednotlivé slupky na podslupky
- hodnotám **l** se přiřazují **písmena** symbolizující tvar - **typ** - orbitalu

Hodnota l	0	1	2	3
Písmeno TYP ORBITALU	s	p	d	f
Tvar	koule (s phere)	prostorová osmička (p ropeller - vrtule)	prostorové čtyřlístky orientované v rovinách os (d iamond- diamant)	složitější útvary (f lower - květ)

- píše se **za** hlavní kvantové číslo orbitalu (např. 1s, 2s, 2p, 3p ...), př. **3p** – **prostorové osmičky** ve 3.vrstvě
- určuje též energii orbitalu(elektronu) podle **pravidla n+l** (čím vyšší součet tím vyšší energie , tzn. energie elektronu roste v rámci jedné vrstvy- slupky se stoupajícím **l**), při rovnosti daného součtu rozhoduje hodnota **n**, tzn. **2p** má menší energii a tím se zaplní elektrony dříve než orbital **3s** , i když mají oba daný součet = 3

III) **MAGNETICKÉ KVANTOVÉ ČÍSLO ... m**

- nabývá hodnot pro dané l od -l do +l včetně 0, tedy celkem (2l +1) hodnot
- udává prostorovou orientaci orbitalu, současně počet hodnot mag. kv. čísel udává počet možných prostorových orientací orbitalů v dané podslupce
(např. pro **l = 2(d)** : $m = -2, -1, 0, 1, 2$... celkem **5** hodnot mag. kv. čísla určuje **5** různých prostorových orientací d-orbitalů)
- orbitaly se stejnou hodnotou (n+l) tedy se stejnou energií liší se hodnotou mag. kv. čísla – DEGENEROVANÉ

(?) **Kolik** kvantových čísel popisuje **vlastnosti orbitalu** a **kolik** kvantových čísel popisuje **chování elektronu** v daných orbitalech ?

(**vlastnosti AO** popisují **3** kvantová čísla **n, l, m** , **chování elektronu** v daných orbitalech popisuje **navíc** ještě 4.spinové kvantové číslo s)

(?) Vyberte **správné výroky**:

- | | |
|--|------------|
| A) degenerované orbitaly mají stejnou hodnotu n a l | ANO |
| B) existuje pět orbitalů typu p | NE |
| C) degenerované orbitaly se liší v magnetickém kvantovém čísle | ANO |
| D) d -orbitaly jsou degenerované a je jich celkem sedm | NE |
| E) pro orbitaly typu p nabývá magnetické kvantové číslo hodnot -1, 0 a 1 | ANO |
| F) počet hodnot, které může magnetické kvantové číslo nabýt pro určitou hodnotu vedlejšího kvantového čísla l , určuje počet degenerovaných orbitalů stejného typu a je roven $2.l + 1$ | ANO |
| G) hodnotě kvantového čísla l=3 odpovídá vždy kvantové číslo n =4 | NE |
| H) hlavní kvantové číslo nabývá vždy celočíselné hodnoty, čili je n vždy celé číslo?) | NE |
| I) hlavní a vedlejší kvantové číslo rozhoduje o energii elektronu | ANO |
| J) hlavní kvantové číslo může nabývat hodnoty 10 | ANO |
| K) hlavní kvantové číslo nabývá vždy kladné celočíselné hodnoty, nejvýše však 7 | NE |
| L) vedlejší kvantové číslo rozhoduje o tvaru orbitalu | ANO |
| M) vedlejší kvantové číslo nabývá hodnot od -n do +n a také 0 | NE |
| N) pokud je n=7 , může mít vedlejší kvantové číslo hodnotu 6 | ANO |
| O) vedlejší kvantové číslo rozhoduje o tvaru dráhy elektronu | NE |

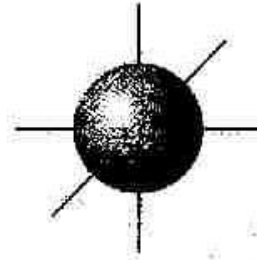
(?) **Magnetické kvantové číslo:**

- | | |
|--|--------------------------|
| A) nabývá pouze celočíselných kladných hodnot a 0 | |
| B) nabývá hodnot od -n po +n a také 0 | |
| C) může mít hodnotu +8, pokud je n rovno 9 | |
| D) nabývá pouze hodnot +0,5 a -0,5 | (správně jen C) |

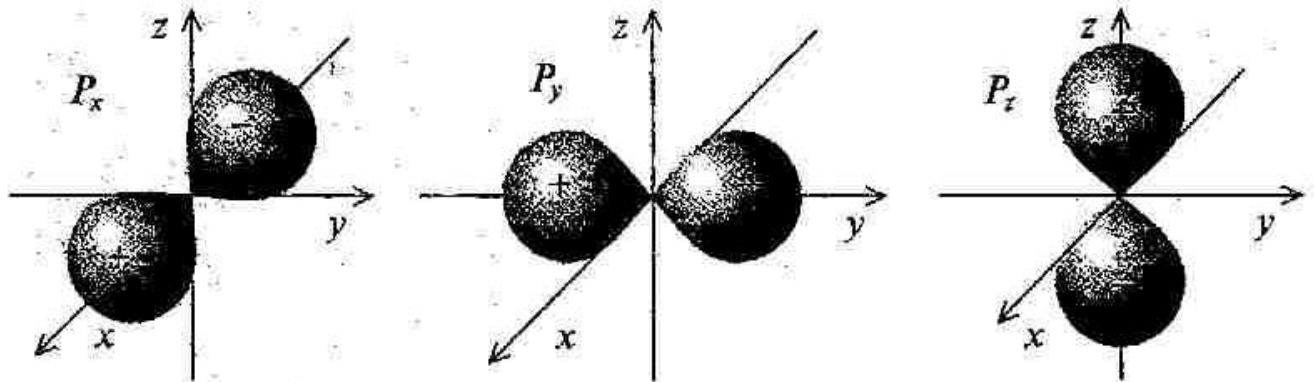
- **MAGNETICKÉ KVANTOVÉ ČÍSLO** m určuje orientaci orbitalu v prostoru a nabývá hodnot od $-l$ do $+l$ včetně nuly (pouze celá čísla)

Rozlišujeme orbitály s , p , d a f :

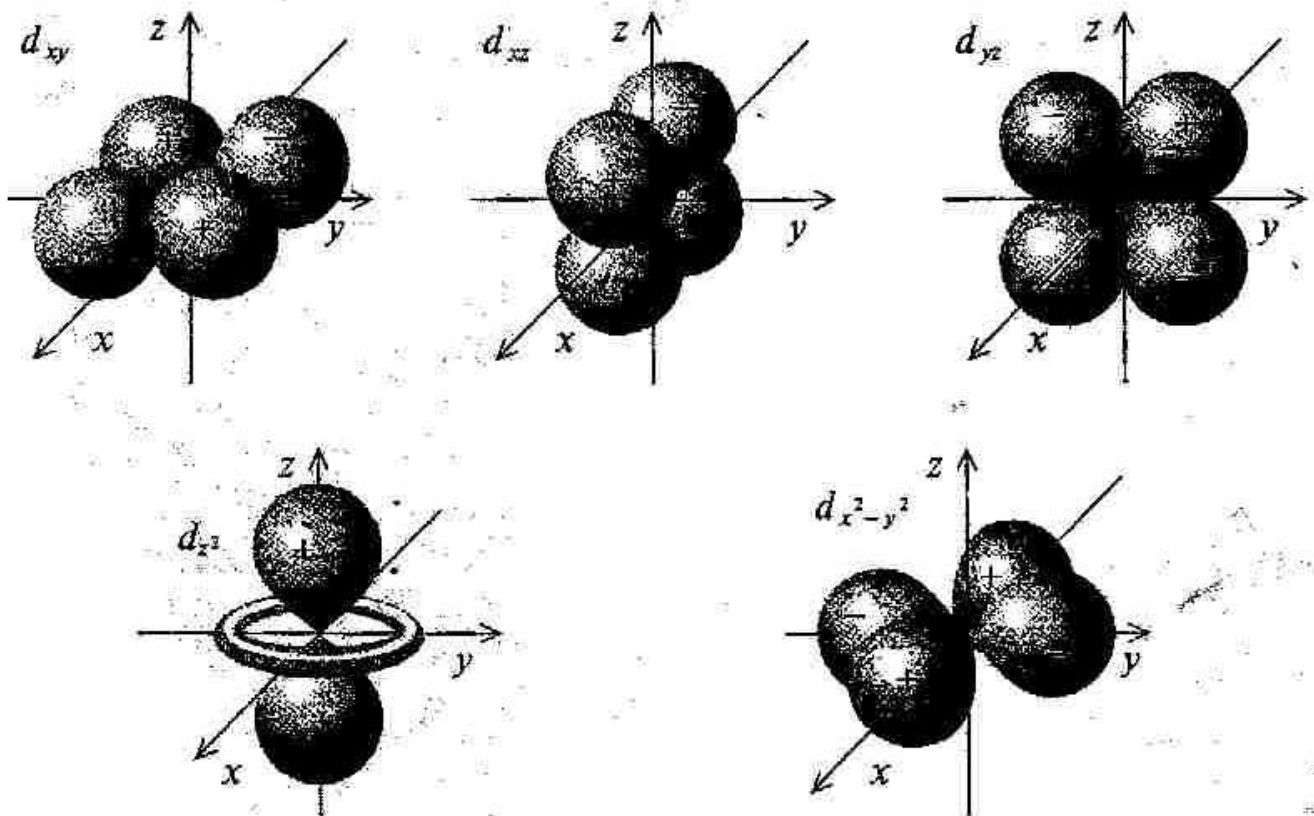
- orbital s je kulově symetrický (pro dané n existuje jen jeden orbital s)



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

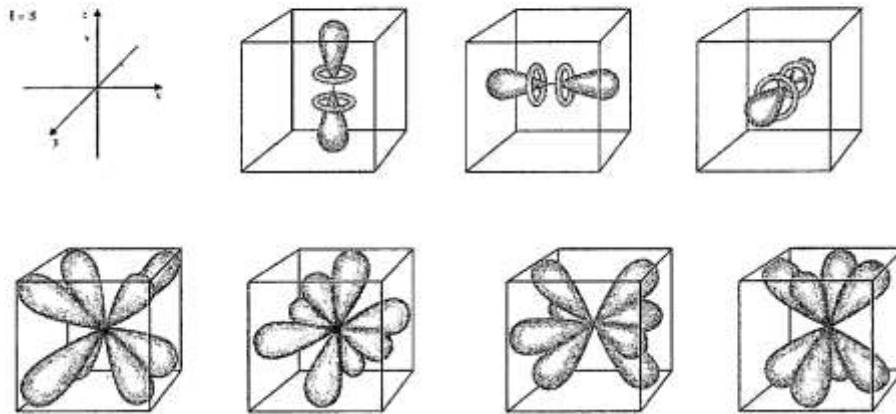


- orbital d má 5 možných prostorových orientací (pro dané n existuje 5 orbitalů d)



Orbital f

Los orbitales f tienen formas aún más exóticas, que se pueden derivar de añadir un plano nodal a las formas de los orbitales d. Presentan $n-4$ nodos radiales.



IV) SPINOVÉ KVANTOVÉ ČÍSLO (spin) ... s

- nabývá hodnot $-\frac{1}{2}$ (doleva) a $+\frac{1}{2}$ (doprava)
- udává **vnitřní moment hybnosti elektronu** – vyjadřuje rotaci elektronu (**smysl otáčení elektronu** kolem vlastní osy, aby byl stabilní = spin elektronu)

Pravidla pro zaplňování orbitalů elektrony

Elektronové konfigurace atomů

1) Pauliho princip - vylučovací princip

- v jednom orbitalu mohou být maximálně 2 elektrony
- žádné dva elektrony v atomu se nemůžou shodovat ve všech čtyřech kvantových číslech – **liší se přinejmenším spinem** – takové elektrony, které se liší pouze spinem tvoří - *elektronový pár* (*elektronovou dvojici*) leží v jednom orbitalu a mají tzv. antiparalelní spin

2) Výstavbový princip (princip minimální energie)

- orbitaly jsou zaplňovány tak, že se **napřed zaplní orbitaly s energií nižší a poté orbitaly s energií vyšší** – výsledkem je co nejnižší energie atomu – při takové energii je atom v *základním stavu*
- orbitaly se zaplňují v pořadí: **1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d**
 - některé nepravidelnosti jsou způsobeny např. relativně vyšší stabilitou určitých konfigurací, ...
 - *pomůcky pro rychlé stanovení pořadí orbitalů při zaplňování:*

a) Pravidlo $n + 1$

- elektrony zaplňují nejdříve ten orbital, jehož součet $n + l$ (hlavní + vedlejší kvantové číslo) je **nižší**
- mají-li orbitaly součet $n + l$ stejný, je rozhodující **nižší hodnota n**

b) Tabulka – postupuje se po směru šipek (dolů)

1s			
2s	2p		
3s	3p	3d	
4s	4p	4d	4f
5s	5p	5d	5f
6s	6p	6d	
7s			

- pozn.: chemické vlastnosti prvků ovlivňují především ty **elektrony, které mají nejvyšší energii** – leží v posledních zaplňovaných orbitalech – **valenční elektrony** (u nepřechodných prvků = I. – VIII. A skupina, je jejich počet roven číslu skupiny v níž je prvek umístěn)

př. C ve **IV.A** má **4** valenční elektrony v poslední tj. ve **2.** vrstvě, valenční vrstva je pak určena číslem periody, kde se daný prvek nachází(u C **2.** perioda)

3) Hundovo pravidlo

- týká se **degenerovaných orbitalů** = orbitaly stejného tvaru a energie – shodují se v hlavním a vedlejší kvantovém čísle, leží ve stejné slupce
- v **degenerovaných orbitalech vznikají elektronové páry teprve po zaplnění každého orbitalu jedním elektronem**; všechny nepárované elektrony v těchto orbitalech mají stejný spin

ZNÁZORNĚNÍ ORBITALŮ (a ELEKTRONŮ v nich)

a) prostorovými tvary

- orbital s ... koule - sphere
- orbital p ... prostorová osmička – vrtule - propeller
- zaujímá polohy: $2p_x, 2p_y, 2p_z$... indexy říkají, do kterého směru osy je osmička orientovaná
- orbital d ... prostorové čtyřlístky-diamanty - diamond - orientované v rovinách os
- zaujímají polohy: $3d_{xy}, 3d_{xz}, 3d_{yz}, 3d_{x^2-y^2}, 3d_{z^2}$

b) pomocí rámečků

- rámeček představuje orbital
- jednotlivé rámečky jsou rozděleny na tolik políček, kolik prostorových orientací (poloh) může daný orbital zaujmout (dáno magnetickým kvantovým číslem)
orbital typu **s** může zaujmout jednu polohu
orbital typu **p** může zaujmout tři polohy
orbital typu **d** může zaujmout pět poloh
orbital typu **f** může zaujmout sedm poloh

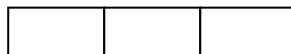
- kulovité AO charakterizovaný kvantovým číslem **n = 1 (v 1.vrstvě)** $l = 0(s)$ zapíšeme **1s**

znázorňuje se



- vrtulovité(osmičkové) AO charakterizované kvantovým číslem **n = 2 (ve 2.vrstvě)** $l = 1(p)$ zapíšeme **2p**

znázorňuje se



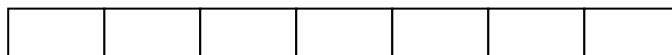
- čtyřlístkové AO charakterizované kvantovým číslem **n = 3 (ve 3.vrstvě)** $l = 2(d)$ zapíšeme **3d**

znázorňuje se



- AO tvaru květu charakterizované kvantovým číslem **n = 4 (ve 4.vrstvě)** $l = 3(f)$ zapíšeme **4f**

znázorňuje se



- **počet elektronů v daném orbitalu** zapisujeme jako index („jako exponent“) k typu orbitalu (s, p, d, f) a do políček pak znázorňujeme šipkami ($\uparrow\downarrow$)

- např.

- **1 elektron** v orbitalu **2s** zapíšeme **2s¹** (**1** elektron v kulovitém orbitalu **2.** vrsty)

znázorňuje se



- **4 elektrony** v orbitalech **2p** zapíšeme **2p⁴** (**4** elektrony v osmičkových-vrtulových orbitalech **2.** vrsty)

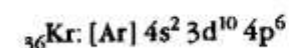
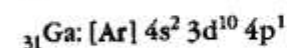
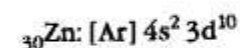
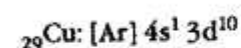
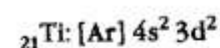
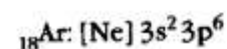
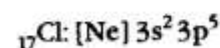
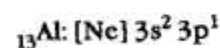
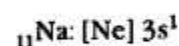
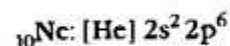
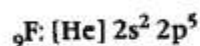
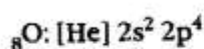
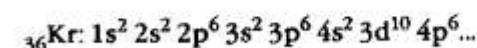
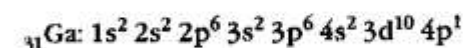
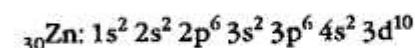
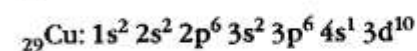
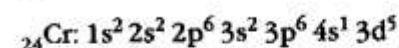
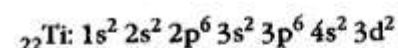
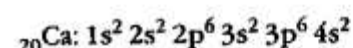
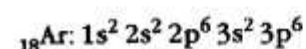
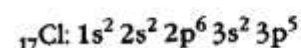
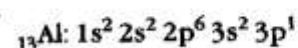
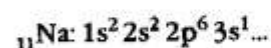
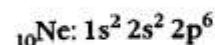
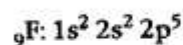
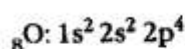
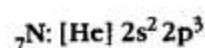
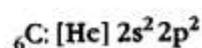
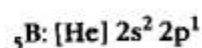
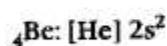
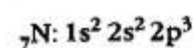
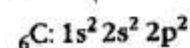
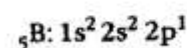
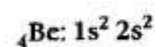
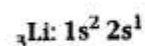
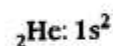
znázorňuje se



- umět zapsat **elektronovou konfiguraci atomu** – způsob obsazování orbitalů elektrony (**zkrácenou pomocí předchozího vzácného plynu i nezkrácenou**) v základním stavu pomocí symbolů a rámečků !!!!

Výstavba elektronového obalu

Uplatnění výše uvedených principů si procvičíme na několika příkladech. Pro zjednodušení nebudeme rozepisovat jednotlivé typy orbitalů p, d, f.



V zápisech je vidět, že energetická hladina je zaplněna u atomů vzácných plynů. Toho lze využít při tzv. zkrácených zápisech. V tomto zápisu uvedeme nejbližší níže postavený vzácný plyn a doplníme elektrony následující energetické hladiny. Zkrácené zápisy jsou uvedeny vedle zápisů nezkrácených.

Vztah mezi hodnotami kvantových čísel, počtem orbitalů a počtem elektronů
(pro první čtyři kvantová čísla)

Kvantová čísla			Označení orbitalu	Počet orbitalů		Počet elektronů	
Hlavní kvantové číslo ... n	Vedlejší kvantové číslo ... l	Magnetické kvantové číslo ... m		V podslupce (políčka; degenerace)	Ve slupce n^2 (počet rámečků)	V podslupce	Ve slupce $2n^2$
$n = 1$	$l = 0$ (s)	$m = 0$	1s	1 (s)	1 (K)	2	2
$n = 2$	$l = 0$ (s)	$m = 0$	2s	1 (s)	4 (L)	2	8
	$l = 1$ (p)	$m = -1$ $m = 0$ $m = 1$	2p	3 (p)		2 2 2	
$n = 3$	$l = 0$ (s)	$m = 0$	3s	1 (s)	9 (M)	2	18
	$l = 1$ (p)	$m = -1$ $m = 0$ $m = 1$	3p	3 (p)		2 2 2	
	$l = 2$ (d)	$m = -2$ $m = -1$ $m = 0$ $m = 1$ $m = 2$	3d	5 (d)		2 2 2 2	
$n = 4$	$l = 0$ (s)	$m = 0$	4s	1 (s)	16 (N)	2	32
	$l = 1$ (p)	$m = -1$ $m = 0$ $m = 1$	4p	3 (p)		2 2 2	
	$l = 2$ (d)	$m = -2$ $m = -1$ $m = 0$ $m = 1$ $m = 2$	4d	5 (d)		2 2 2 2	
	$l = 3$ (f)	$m = -3$ $m = -2$ $m = -1$ $m = 0$ $m = 1$ $m = 2$ $m = 3$	4f	7 (f)		2 2 2 2 2	

(?) určí počet všech AO a maximální počet elektronů, které se v nich mohou nacházet pro :

1. vrstvu el. obalu (K)
2. vrstvu el. obalu (L)
3. vrstvu el. obalu (M)

AO v daných vrstvách vypiš a popiš hlavním a vedlejším kvantovým číslem, př. 3p
(počet AO v závislosti na pořadí el.vrstvy n je n^2 , max. počet elektronů je pak $2n^2$)

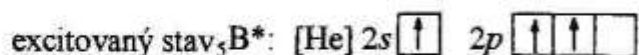
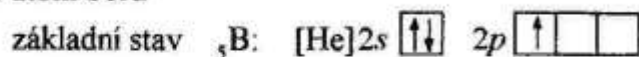
Základní & excitovaný stav atomu

- **základní stav atomu** = stav atomu o nejnižší energii; uvažuje se zde pouze energie elektronu v obalu
- ostatní energetické stavy (vyšší) jsou stavy **excitované** (vzbuzené)
 - dojde k nim tehdy, pokud atomům **dadáme energii** (např. zahřátím, ozařováním ...) – elektrony z orbitalu s nižší energií excitují („přeskočí“; jsou vzbuzeny) do orbitalu s energií vyšší
 - excitované stavy, které mají vliv na vaznost atomu vznikají „roztržením elektronového páru“ a excitací („přeskočením“) jednoho elektronu do *nejbližšího* prázdného orbitalu
 - může nastat první, druhý, třetí ... excitovaný stav (záleží na množství elektronových páru)
 - při *dotání dostatečné energie* atomu, může dojít i k odtržení elektronu od atomu - vzniká **kationt**

První excitovaný stav

Atom přijme určité množství energie, jeden elektronový pár se rozdělí a *jeden elektron* přejde do *nejbližšího* prázdného orbitalu s vyšší energií.

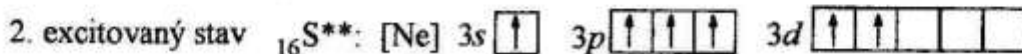
Příklad: atom boru



Druhý excitovaný stav

Atom přijme větší množství energie, dva elektronové páry se rozdělí a *dva elektrony* přejdou do *nejbližšího* prázdného orbitalu s vyšší energií.

Příklad: atom síry



Podobně odvodíme *třetí a čtvrtý excitovaný stav*.

Následující úkoly proved' bez PSP :

- (?) zapiš **elektronovou konfiguraci atomu uhlíku, hliníku a fosforu** v základním a excitovaném stavu
- (?) zapiš **obecnou elektronovou konfiguraci valenční vrstvy: I.A, trielů, chalcogenů, halogenů**
- (?) urči o jaký prvek se jedná pokud znáš **elektronovou konfiguraci valenční vrstvy jeho atomu:**
- $3s^2$, $4s^1$, $3s^2 3p^1$, $2s^2 2p^3$, $3s^2 3p^6$, $1s^2$, $4s^2 4p^5$, $2s^2 2p^4$
- (?) urči **elektronovou konfiguraci valenční vrstvy atomu : Mg, Na, B, Si, S, F, Ne**
- (?) urči **elektronovou konfiguraci valenční vrstvy iontů : K⁺ Ca²⁺ Al³⁺ O²⁻ F⁻**

PERIODICKÁ SOUSTAVA PRVKŮ:

MENDĚLEJEV (1869) – PERIODICKÝ ZÁKON-

- vlastnosti prvků a jejich sloučenin jsou periodicky závislé na relativní atomových hmotnostech (atom.váze) ... **původní znění**
- vlastnosti prvků a jejich sloučenin jsou periodicky závislé (jsou funkcí) na protonovém čísle...**nové znění** (nové formulace odstranila výjimky vyplývající z původního znění Co-Ni, Te-I, Ar-K
- předpověděl existenci tehdy neznámých prvků Ge – ekasilicium, Ga- ekaaluminium a určil jejich vlastnosti
- grafická podoba periodického zákona – **PERIODICKÁ TABULKA PRVKŮ**
- důkaz správnosti periodického zákona – objev vzácných plynů (VIII.A)- 1901 Ramsay
- **DŮSLEDEK PERIODICKÉHO ZÁKONA** : v periodické soustavě se vždy po určitém úseku- periodě – vyskytují prvky podobných vlastností tzn. **ve skupinách jsou prvky podobných vlastností** vyplývající z **podobné el. konfigurace val. vrstvy**, mají stejný počet val. elektronů

ROZDĚLENÍ PERIODICKÉ TABULKY:

7 vodorovných řad – **PERIOD** (ukončena vzácným plynem) - číslo periody **udává pořadí** posledně obsazené vrstvy-**valenční**, hlavní kv. číslo orbitalů val. vrstvy, **označujeme je arabsky** (1,2,3, ...7)

18 svislých sloupců (**16 SKUPIN** od alk.kovů po vzácné plyny zleva doprava)

skupiny Hlavní I až VIII.A - prvky nepřechodné
skupiny Vedlejší I až VIII.B - prvky přechodné

- **značíme římsky**, číslo skupiny **udává max. kladné ox. číslo**, **počet val. el. pro nepřechodné prvky** bez výjimky
- záporné ox. číslo u prvků IV. – VII. A skupiny : (číslo skupiny - 8)

ROZDĚLENÍ PRVKŮ PODLE UMÍSTĚNÍ VALENČNÍCH ELEKTRONŮ:

- **NEPŘECHODNÉ PRVKY** – mají val. elektrony buď pouze v orbitalech ns s- prvky
mají val. elektrony v orbitalech ns a np p- prvky
- **PŘECHODNÉ PRVKY** - mají val. elektrony v orbitalech ns a (n-1)d d- prvky
- **VNITŘNĚ PŘECHODNÉ** mají val. elektrony v orbitalech ns a (n-1)d (n-2)f f - prvky

Valenční elektrony – elektrony s nejvyšší energií- ovlivňují sloučovost atomu.

Poslední vrstva el. obalu obsahuje maximálně 8e⁻ (el. oktet- vzácné plyny), výjimka He (el. dublet-2e⁻)

Maximální obsazení poslední-valenční vrstvy el.obalu- zaručuje vysokou stabilitu vzácných plynů!!

TRIVIÁLNÍ NÁZVY NĚKTERÝCH SKUPIN PRVKŮ:

PRVKY A SKUPIN

I.A - alkalické kovy
II.A – kovy alkalických zemin
III.A – triely
IV.A – tetrely
V.A – pentely
VI.A chalkogeny
VII.A halogeny
VIII.A vzácné plyny

PRVKY B SKUPIN:

Podle 1. prvku, např. I.B podskupina Cu, II.B Podskupina Zn ...

TRIÁDY: Fe, Co, Ni triáda železa
 Ru, Rh, Pd lehké platinové kovy
 Os, Ir, Pt těžké platinové kovy

PRVKY VZÁCNÝCH ZEMIN: Sc, Y, La

TRANSURANY: prvky za U – uměle připravené

LANTHANOIDY:

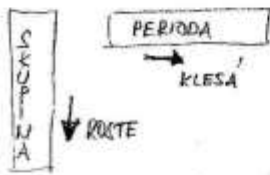
Označujeme tak 14 vnitřně přechodných kovových prvků **6. periody** PSP za lanthanem: cer(Ce) až lutecium(Lu)

AKTINOIDY:

Označujeme tak 14 vnitřně přechodných kovových prvků **7. periody** PSP za aktiniem: thorium(Th) až lawrencium(Lr)

ZÁVISLOST VLASTNOSTÍ PRVKŮ V PERIODÁCH (VE SKUPINÁCH) NA ROSTOUCÍM Z (PROT ČÍSLE)

1. VELIKOST ATOMU:



→ S ROSTOUCÍM Z SE ZVYŠUJE POČET EL. VRSTEV A TÍM I VELIKOST ATOMU

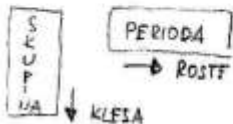
→ ROSTE PŘITAHOVÁNÍ STEJNĚHO POŘÁDU EL. VRSTEV STÁLE VETŠÍM KLADNĚM NÁBOJEM JÁDRA.

2. ELEKTRONEGATIVITA

→ JE TO SCHOPNOST ATOMU PŘITAHOVAT E CHEM. VZBY (LZE JI URČIT Z PSP)

→ PRVKY S VYSOKOU ELEKTRONEGATIVITOU ⇒ ELEKTRONEGATIVNÍ (F, Cl, O, ...)
(V PRAVO NAHOŘE V PSP)

→ PRVKY S NÍZKOU ELEKTRONEGATIVITOU ⇒ ELEKTROPOZITIVNÍ (VLEVO DOLÉ Cs, Fr)



SK: S ROSTOUCÍ VELIKOSTÍ ATOMU, KLESA SCHOPNOST JÁDRA PŘITAHOVAT STÁLE VZDÁLELEJŠÍ E CHEM. VZBY

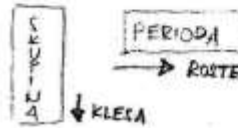
PEE: S KLESAJÍCÍ VELIKOSTÍ ATOMU, ROSTE SCHOPNOST JÁDRA ELEKTROSTATICKY PŘITAHOVAT E CHEM. VZBY

→ ELEKTRONEGATIVNÍ PRVKY TVOŘÍ SNADNO ANIONTY
→ ELEKTROPOZITIVNÍ PRVKY TVOŘÍ -K KATIONTY

3. IONIZAČNÍ ENERGIE (I)

→ JE TO ENERGIE POTŘEBNÁ K ODSTĚPENÍ E Z ELEKTROEUTRÁLNÍHO ATOMU

→ ČÍM JE NÍŽŠÍ TÍM MĚNĚ ENERGIE JE POTŘEBNÁ K ODTRŽENÍ E Z ATOMU A TÍM SNADNĚJI VZNIKÁ Z ATOMU KATIONT (A NAOPAK)



NÍŽKA I: (I I - II A)
"VLEVO DOLÉ"

VYSOKA I: (V PRAVO NAHOŘE)

→ I JE MÍROU SCHOPNOSTI TVOŘIT KATIONT!

4. ELEKTRONOVÁ AFINITA (A)

→ JE TO ENERGIE UVOLNĚNÁ PŘI VZNIKU ANIONTY Z ELEKTROEUTRÁLNÍHO ATOMU (ANIONTY VZNIKAJÍ PŘI PŘÍJEMU E)

→ S ROSTOUCÍ EL. AFINITOU ROSTE SCHOPNOST TVOŘIT ANIONT
(VYSOKA → V PRAVO NAHOŘE)

IONIZAČNÍ ENERGIE ... I

- energie potřebná k odtržení jednoho elektronu z elektroneutrálního atomu v plynném stavu
- charakterizuje schopnost atomu uvolnit elektron - je **mírou schopnosti atomu tvořit kationt**
- vypovídá o stabilitě elektronové konfigurace neutrálního atomu - čím vyšší, tím stabilnější
- hodnoty uváděné v tabulkách bývají přepočtené na jednotkové látkové množství - jednotka: **$\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$**

- rozlišujeme první (při odtržení prvního elektronu), druhou (při odtržení druhého elektronu) ... ionizační energii; každá další ionizační energie je vždy vyšší než předchozí - velikost jejich rozdílu závisí na hloubce hladiny (s, p, d, f), odkud byly vytrženy; má vždy **kladnou hodnotu**
- nejnižší u alkalicích kovů; nejvyšší u vzácných plynů

ELEKTRONOVÁ AFINITA ... A

- energie uvolněná při připojení elektronu k elektroneutrálnímu atomu v plynném stavu - při vzniku **aniontu**
- charakterizuje schopnost atomu přijmout elektron - je **mírou schopnosti atomu tvořit aniont**
- rozlišujeme první, druhou ... elektronovou afinitu (analogie s ionizační energií)
- hodnoty uváděné v tabulkách bývají přepočtené na jednotkové látkové množství - jednotka: **$\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$**
- nejvyšší u halogenů - snadno tvoří anionty

- průměrná hodnota ionizační energie a elektronové afinity charakterizuje vlastnost - **schopnost atomu přitahovat elektrony vazebného partnera v chemické vazbě** = atomová **elektronegativita**

REDOXNÍ VLASTNOSTI PRVKU:

1. OXIDAČNÍ SCHOPNOSTI:

(OXIDAČNÍ ČINIDLA) - způsobují oxidaci a sami se redukují - tedy přijímají e^-

- jsou umístěny vpravo nahoře
- ve skupinách: **klesá** schopnost přijímat elektrony s rostoucím Z, tedy jejich oxidační schopnosti klesají (nejlepším ox. činidlem je F, další významné ox. činidlo O)
- v periodách: **roste** schopnost přijímat elektrony zleva doprava, tedy v tomto směru roste oxidační schopnost atomu

2. REDUKČNÍ SCHOPNOSTI:

(REDUKČNÍ ČINIDLA) – způsobují redukci a sami se oxidují - tedy ztrácí e^-

- jsou umístěny vlevo dole
- ve skupinách: **roste** schopnost ztrácet elektrony s rostoucím Z, tedy jejich redukční schopnosti rostou (nejlepší redukční činidla - s- prvky)
- v periodách: **klesá** schopnost ztrácet elektrony s rostoucím Z, tedy jejich redukční schopnosti v tomto směru klesají

KYSELINOTVORNOST A ZÁSADOTVORNOST PRVKŮ V ZÁVISLOSTI NA Z:

ZÁSADOTVORNOST PRVKU: schopnost prvku tvořit zásadu – hydroxid

- ve skupinách s rostoucím Z - **roste**, se zvyšujícím se at. poloměrem roste síla hydroxidu (síla hydroxidu se definuje jako schopnost odštěpit ve vodném prostředí hydroxidový aniont, čím je hydroxid silnější, tím snadněji se rozštěpí za uvolnění OH^- aniontu)
- v periodách s rostoucím Z – **klesá**

KYSELINOTVORNOST PRVKU: schopnost prvku tvořit KYSELINU

- ve skupinách s rostoucím Z **klesá** síla kyslíkatých kyselin (síla kyseliny je definována jako schopnost kyseliny odštěpit H^+)
- v periodách: s rostoucím Z roste

Vyjímka : **HALOGENVODÍKOVÉ KYSELINY: SÍLA ROSTE SHORA DOLŮ!!!**

HF – pouze středně silná, silné vodíkové můstky

KOVOVÝ CHARAKTER:

- ve skupinách: **roste** kovový charakter s rostoucím Z
- v periodách: **klesá** kovový charakter prvků s rostoucím Z