

ATOMOVÁ STRUKTURA

Demokritos, staré Řecko: "Veškeré věci jsou tvořené malými neviditelnými částicemi, atomy."

Daltnova atomová teorie, 1807

- Všechny prvky jsou tvořené z velmi malých částic, které nazval atomy. (atoms (gr.) = nedělitelný).
- Atomy nemohou vznikat ani zanikat a jsou dále nedělitelné.
- Atomy stejného prvku jsou stejné, ale liší se od jiných prvků.
- Molekuly vznikají sloučením celistvých počtů stejných nebo různých atomů.

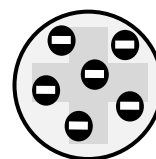
1. Které tvrzení neplatí?

Thomsonův model atomu, 1899

Thomson objevil....., na jehož základě sestavil 1897 svůj Thomsonův model

Atomy se skládají ze záporných elektronů umístěných v kladně nabitě kouli.

Záporné a kladné náboje jsou v rovnováze, proto jsou atomy

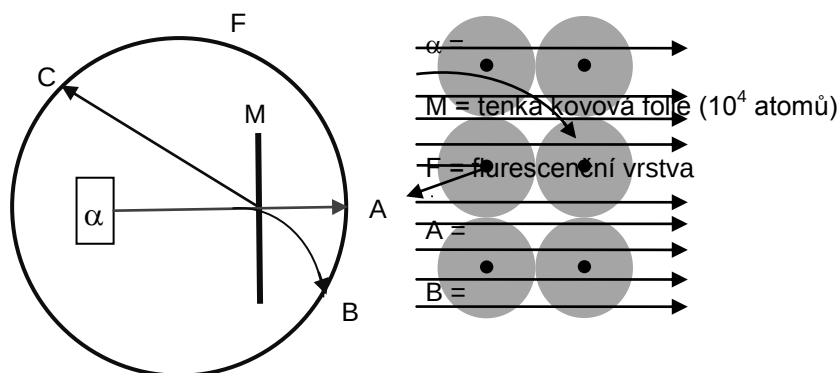


Objev jádra, 1909

Geiger a Marsden bombardovali tenkou kovovou fólií α částicemi (He^{2+} ionty).

Většina částic prošla fólií přímo nebo byly jen velmi málo vychýleny.

Některé α - částice se odrazily, protože narazily na



<http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/ruther14.swf>

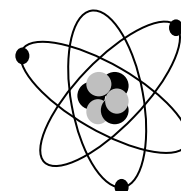
Rutherfordův model, 1911

Většina hmotnosti atomu je soustředěna v nabitým

Záporné elektrony se pohybují kolem jádra po drahách.

Přitažlivá síla je v rovnováze se silou

Elektrony se chovají shodně s principy $\rightarrow$ planetární model.



Chadwick, 1932 objevil

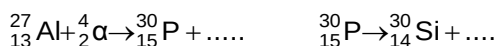
ATOMOVÉ JÁDRO, NUKLEÁRNÍ STRUKTURA, RADIOAKTIVITA

Atomové jádro = kladně nabitě, obsahuje kladné+ neutrální
Nukleární reakce = spontánní změna jádra.

V roce 1896, **HENRI BECQUEREL** objevil, že sloučeniny uranu vyzařují paprsky způsobující ztmavnutí fotografické desky, přestože byla zakrytá černým papírem, který ji měl chránit před působením světla.

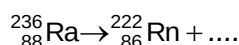
V roce 1898, **MARIE CURIE** izolovala polonium a radium, které také vydávaly stejný typ paprsků. A tento jev označila jako radioaktivita.

V roce 1933 **IRENA a JOLIOT CURIE** objevili..... radioaktivitu. Radioaktivní izotopy mohou být vytvořeny bombardováním nuklidu, například neutrony, protony, α -částicemi



Druhy záření:

Záření α = proud rychle letících, toto záření má velmi malý dosah a lze jej zachytit



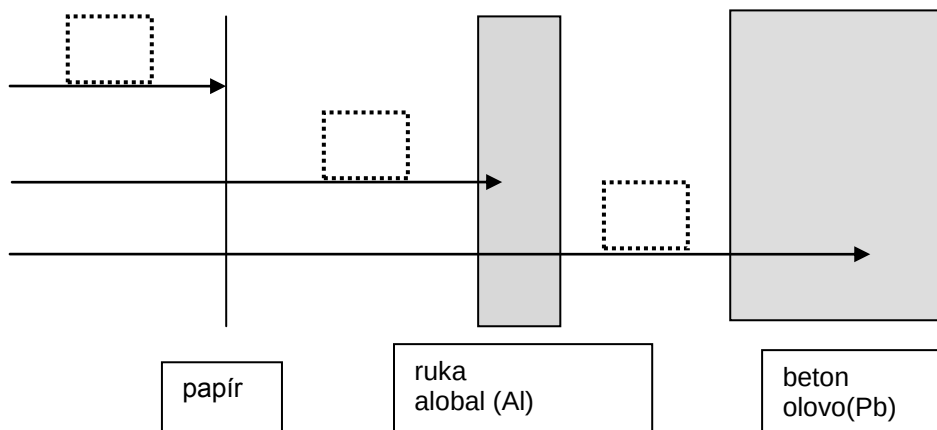
Záření β = proud rychle letících....., může projít.....a lze jej zadržet..... Elektronů vznikají v:..... $\rightarrow {}_1^0\text{p} + {}_{-1}^0\text{e}$

Záření β^+ = proud....., což jsou kladně nabitě částice se stejnými vlastnostmi jako Vznikají rozkladem: $\rightarrow \dots + {}_1^0\text{e}$

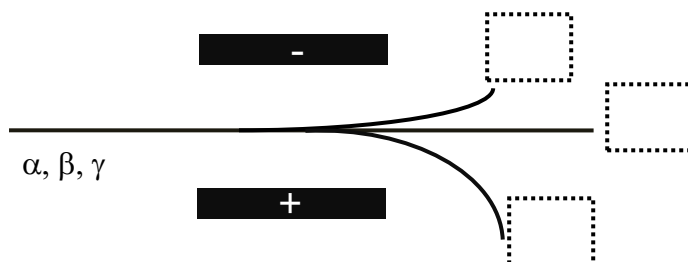
Záření γ = nejpronikavější záření, je tovlnění s velmi krátkou vlnovou délkou a vysokou energií. Lze jej zadržet..... Z uvedených typů je

V magnetickém a elektrickém poli se

Doplňte pronikavost záření



Vliv elektromagnetického pole na záření

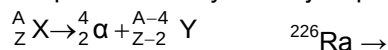


2. Doplň typ záření a zdůvodni svou odpověď.

Radioaktivní rozpady

Radioaktivita je schopnost některých atomových jader samovolně se rozpadat a přitom vysílat záření. Rozlišujeme 3 radioaktivní rozpady:

α-rozpad : Typický pro.....jádra. Z jádra se vymrští částice.....a vzniká nové jádro prvku, které má nukleonové číslo o *menší/větší* a protonové číslo o*menší/větší*. Rozpadem vzniklý nuklid je v periodické soustavě prvků posunut omísta *vpravo/vlevo*.



β-rozpad (přeměna): Nově vzniklý nuklid má protonové číslo o*menší/větší* a nukleonové číslo se V periodické soustavě prvků je nový nuklid posunut *vpravo/vlevo*.



β⁺-rozpad (přeměna) charakteristický pro radioaktivitu. Vzniklý nuklid je v periodické soustavě posunut *vpravo/vlevo*.



Radioaktivní rozpadová řada

Produkt rozpadu může být také nestabilní (dceřiný nuklid) a podstoupí další změny. Je možné, že jedno jádro podstoupí celou sérii změn a výsledkem je radioaktivní rozpadová řada. Existují tři přirozené rozpadové řady a čtvrtá -umělá, která začíná uměle připraveným radioaktivním neptuniem

- Uranová: počíná ${}^{238}_{92}\text{U}$
- Aktinouranová: počíná ${}^{235}_{92}\text{U}$
- Thoriová: počíná ${}^{232}_{90}\text{Th}$
- Neptuniová – umělá

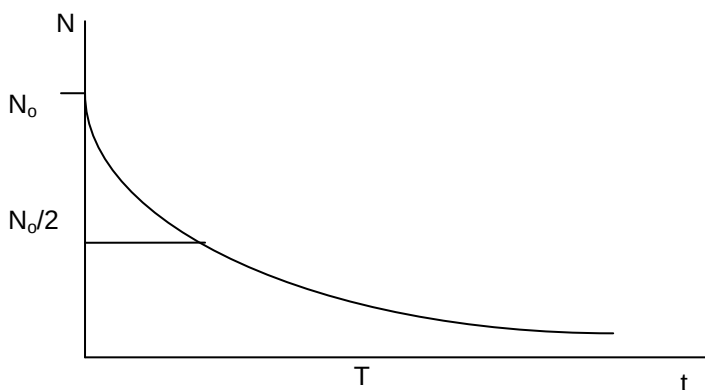
Všechny tři přirozené řady jsou zakončeny stabilním nuklidem olova a umělá řada končí izotopem bismutu

Poločas rozpadu

Poločas rozpadu je doba, za kterou se rozpadne polovina přítomných jader radioaktivního nuklidu. Poločasy rozpadu jsou různé u jednotlivých nuklidů a pro všechny platí zákon radioaktivního rozpadu:

$$N = N_0 \cdot e^{-\lambda t}$$

Př. Polonium -212: $3 \cdot 10^{-7}$ s, uran-238: 4,5 miliardy let

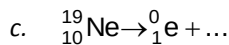
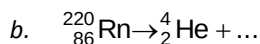
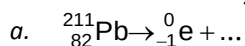


Využití radioaktivity: geologie a archeologie (datování), medicína (diagnóza a ošetření), testování kvality materiálů, jaderné elektrárny

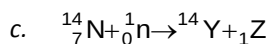
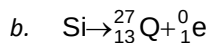
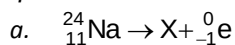
3. Zpracuj referát na téma využití radioaktivity.

Otázky:

1. Dokončete následující rovnice, dopište chybějící symboly a určete typ radioaktivity



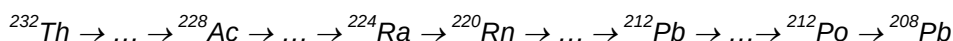
2. Dokončete následující rovnice s použitím periodické soustavy prvků a určete X, Y, Z a Q. Doplněte i protonové a nukleonové číslo.



3. Jaké nuklidy vzniknou:



4. Dokončete thoriovou radioaktivní rozpadovou řadu



5. Nakresli označení radioaktivní látky

ELEKTRONOVÝ OBAL

Bohrův model, 1913

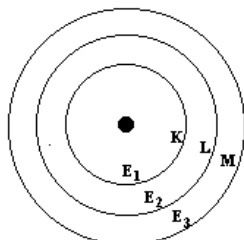
Rutherfordův model nevyhovoval fyzikálním zákonům. Když elektron obíhá kolem jádra, vyzařuje elektromagnetické záření, jeho energie by klesala; elektron by se dostával blíže a blíže k jádru.

1. Co by se nakonec stalo?

Bohr předpokládal, že:

- Elektron se pohybuje kolem jádra podél určitých drah neboli orbitů.
- Elektron může vyzařít nebo přijmout energii, pouze když poklesne na nižší hladinu nebo přeskóčí na energeticky vyšší hladinu.

Elektron může existovat pouze ve stavech s jistou energií a ta se může změnit po jistých dávkách, kvantech.



$$E_1 < E_2 < E_3 < \dots$$

$$\text{Bohrova rovnice: } E = -b/n^2,$$

$$\text{Pro atom vodíku: } b = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

n = hlavní kvantové číslo

Nicméně, Bohrův model a rovnice se dá uplatnit pouze u atomů s jedním elektronem (H, He⁺, Li²⁺).

Kvantová mechanika, 1925 – 1927

Elektrony mají duální charakter:

- **částicové vlastnosti**, např. hmotnost
- **vlnové vlastnosti**, například ohyb paprsku elektronů

⇒ **vlnově-korpuskulární dualismus** elektronu

- Je nemožné určit současně výskyt elektronu v atomu a jeho energii (Heisenbergův princip neurčitosti).
- Je možné vypočítat pravděpodobnost výskytu elektronu s danou energií v daném prostoru. (Schrödingerova rovnice).
- Energie elektronů je kvantifikována, může dosáhnout pouze určitých hodnot.
- Oblast v atomu s největší pravděpodobností výskytu elektronu s jistou (povolenou) hodnotou energie se nazývá **orbital** (oblast s vysokou elektronovou hustotou).

Kvantová čísla

Pro popis elektronu v atomu jako vlny potřebujeme tři čísla: **n , l , m** . Všechna jsou to celá čísla, ale jejich hodnoty nemohou být zvoleny náhodně.

1. Hlavní kvantové číslo, $n = 1, 2, 3, \dots$

Určuje **energii elektronu**, také je mírou velikosti orbitalu. Dvěma elektronům se stejnou hodnotou n se říká, že se nachází ve stejné **elektronové vrstvě (slupce)**.

n	1	2	3	4	5	6	7
Název slupky							

2. Vedlejší kvantové číslo, $l = 0, 1, 2, \dots, n-1$

Elektrony dané slupky mohou být seskupeny do podslupek; každé jsou charakterizovány odlišnou hodnotou l , která odpovídá odlišnému tvaru orbitalu. Hodnota n určuje hodnoty l .

$n = 1 \Rightarrow l = \dots \Rightarrow \dots$ podslupka(y) ve slupce o $n = 1$

$n = 2 \Rightarrow l = \dots \Rightarrow \dots$ podslupka(y) ve slupce o $n = 2$

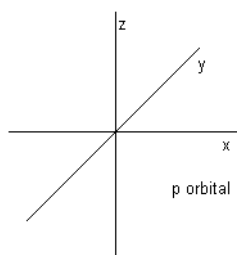
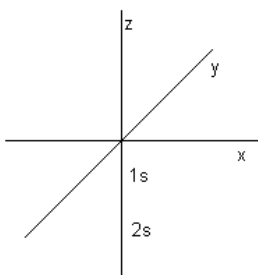
$n = 3 \Rightarrow l = \dots \Rightarrow \dots$ podslupka(y) ve slupce o $n = 3$

l	0	1	2	3
Označení podslupky				

s orbitaly ...kulovitý tvar

p orbitaly...tvar prostorové osmičky

d orbitaly ... složitější tvar

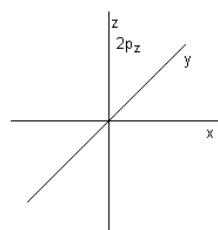
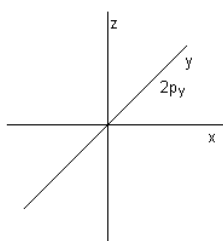
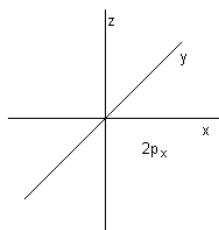


3. Magnetické kvantové číslo, $m = \{-l, \dots, 0, \dots, l\}$

Orbitaly v určité podslupce se liší pouze orientací v prostoru. Počet hodnot m pro danou podslupku ($= 2l + 1$) určuje počet orientací, které existují pro orbitaly podslupek a tedy i počet orbitalů v podslupce.

s orbital: $l = 0 \Rightarrow m = \{\dots\}$, ... hodnota $m \Rightarrow$ pouze ... s orbital v každé slupce

p orbitaly: $l = 1 \Rightarrow m = \{\dots\}$, ... hodnoty $\Rightarrow$... p orbitaly: p_x, p_y, p_z



d orbitaly: $l = 2 \Rightarrow m = \{\dots\}$, ... hodnot $\Rightarrow$... d orbitalů

f orbitaly: $l = 3 \Rightarrow m = \{\dots\}$, ... hodnot $\Rightarrow$... f orbitalů

Orbitaly se stejnými hodnotami n a l = **degenerované orbitaly**. Mají stejnou energii.

DÚ: Pokuste se vyrobit z nejrůznějších materiálů (papír, balonek, modurit...) modely orbitalů.

2. Doplňte následující tvrzení:

- Když $n=2$, hodnoty l mohou být ____ a ____ .
- Když $l=1$, hodnoty m mohou být ____ , ____ a ____ ; podslupka je označena písmenem ____ .
- Když $l=2$, podslupka je označována ____ .
- Když podslupka je označena s , hodnota l je ____ a m má hodnotu ____ .
- Když podslupka je označena p , ____ orbitaly se nachází v této podslupce.
- Když podslupka je označena f , existuje ____ hodnot m a ____ orbitalů se vyskytuje v této podslupce.

3. Jaké jsou hodnoty n a l pro každý z následujících orbitalů: $6s$, $4p$, $5d$ a $4f$?

4. Které z následujících trojic kvantových čísel mohou patřit jednomu elektronu?

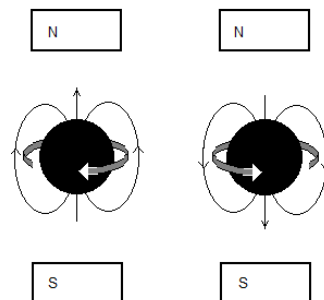
- | | | |
|----------------------|---------------------|----------------------|
| a. $n=3, l=0, m=0$ | e. $n=1, l=1, m=-1$ | i. $n=1, l=1, m=0$ |
| b. $n=5, l=2, m=0$ | f. $n=2, l=1, m=1$ | j. $n=3, l=2, m=0$ |
| c. $n=4, l=-3, m=-3$ | g. $n=2, l=1, m=-1$ | k. $n=0, l=-1, m=-1$ |
| d. $n=1, l=0, m=0$ | h. $n=8, l=6, m=-5$ | l. $n=7, l=-6, m=3$ |

4. Spinové číslo (spin), $s = -\frac{1}{2}$ nebo $+\frac{1}{2}$

n, l, m vymezují elektronový orbital.

s – spinové číslo vyjadřuje fyzikální vlastnosti elektronu v magnetickém poli. Je to rotace po směru hodinových ručiček ($s = \frac{1}{2}$) nebo proti směru hodinových ručiček ($s = -\frac{1}{2}$).

⇒ elektrony jsou vyjádřeny šipkami nahoru ($\uparrow$) nebo dolů ($\downarrow$).



Pauliho princip vylučnosti:

Žádné dva elektrony ve stejném atomu nemohou mít stejná všechna čtyři kvantová čísla.

Maximální počet elektronů v jakémkoliv orbitalu jsou dva elektrony a pokud se nachází dva elektrony v jednom orbitalu, liší se spinem.

Zápis pro dva elektrony v jednom orbitalu je: $\uparrow\downarrow$

5. Jaký je maximální počet elektronů, které se mohou vyskytovat v plně obsazeném souboru:

- d -orbitalů
- f -orbitalů
- p -orbitalů

6. Jaký maximální počet elektronů obsahuje čtvrtá vrstva elektronového obalu

- pokud je jako poslední zaplněn s -orbital vrstvy s hlavním kvantovým číslem 6?
- pokud je jako poslední zaplněn s -orbital vrstvy s hlavním kvantovým číslem 5?

7. Jaký je maximální počet elektronů v orbitalech:

- | | | |
|---------|---------|---------|
| a. $3d$ | c. $4f$ | e. $5f$ |
| b. $4s$ | d. $5d$ | f. $1s$ |

8. Jaký je maximální počet elektronů v:

a. $l = 0$

b. $l = 1$

c. $l = 2$

d. $n = 2$

e. $n = 4$

Zaplňování orbitalů elektrony

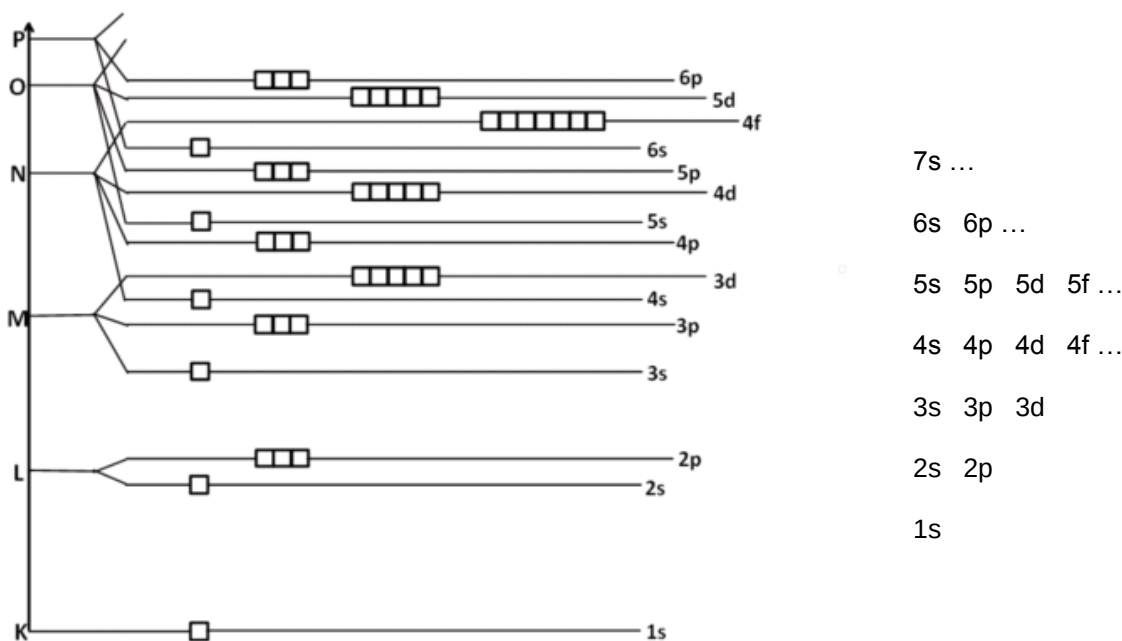
Výstavbový princip

Elektrony jsou uspořádány takovým způsobem, aby celková energie atomu byla co nejnižší.

- Energie roste s rostoucím hlavním kvantovým číslem.
- Energie uvnitř jedné slupky roste s rostoucím l .
- Všechny orbitály dané podslupky mají stejnou energii = **degenerované orbitály**.

Diagram energetických hladin pro orbitály,

Orbitály jsou vyjádřeny jako rámečky, degenerované orbitály mají rámečky spojené.



9. Z uvedených trojic orbitalů vyberte vždy ten, který elektrony zaplní nejdříve:

a. 3s, 3p, 4s

d. 6p, 7s, 5d

g. 4f, 6p, 5d

b. 4p, 3d, 5s

e. 2s, 2p, 3s

h. 6f, 7d, 8p

c. 4s, 3d, 3p

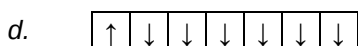
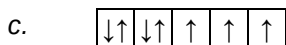
f. 7d, 8s, 7p

i. 6p, 7s, 4f

Hundovo pravidlo

Elektrony obsazují degenerované orbitály (o stejné energii) nejprve po jednom, se stejným spinem.

10. Rozhodněte, který z následujících zápisů je správný:



11. Zapište šipky (elektrony) do rámečkových diagramů následujících prvků a zapište jejich elektronové konfigurace.

	1s	2s	2p	
H				Jediný elektron vodíku je v 1s orbitalu, protože má energii.
He				Dva elektrony helia mají spin v souladu s principem.
Li				Třetí elektron lithia nemůže být v 1s orbitalu. Podle Pauliho principu výlučnosti jsou v každém orbitalu maximálně elektrony. Třetí elektron je v orbitalu s druhou nejnižší energií: v
Be				
B				Pátý elektron boru je v podslupce. Může být v kterémkoli z jejich orbitalů, protože mají stejnou
C				Pátý a šestý elektron uhlíku nemohou být podle pravidla ve stejném orbitalu a mají spin.
N				
O				
F				
Ne				

Zápis elektronové konfigurace neobsahuje pouze symboly podslupek ale také počet elektronů v každé podslupce.

12. Nakreslete rámečkový diagram orbitalů křemíku $_{14}\text{Si}$ a zapište jeho elektronovou konfiguraci.

13. Zapište elektronovou konfiguraci vanadu ($Z=23$) a znázorněte tuto konfiguraci do diagramu, který znázorňuje, jak se elektrony párují.

14. Napište elektronovou konfiguraci polonia ($Z=84$).

15. Napište elektronové konfigurace pro: $_{28}\text{Ni}$, $_{51}\text{Sb}$, $_{32}\text{Ge}$ and $_{11}\text{Na}$.

16. Napište a porovnejte elektronovou konfiguraci hořčíku a vápníku. Porovnejte elektronovou konfiguraci lithia a sodíku. Jaký je vztah mezi umístěním prvku v tabulce a jeho elektronovou konfigurací?

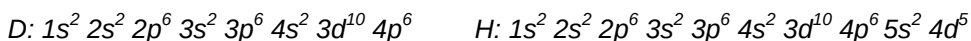
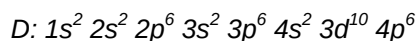
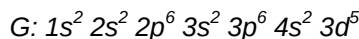
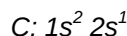
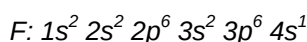
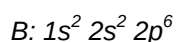
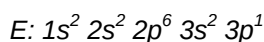
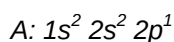
Elektronová konfigurace prvku a Periodická soustava prvků

Periodická soustava prvků byla zavedena v roce 1896 ruským chemikem Skládá se z:

- vertikálních; číslo skupiny odpovídá počtu v poslední vrstvě.
- horizontálních; číslo periody odpovídá počtu, tedy kvantovému číslu (n) poslední slupky.

Valenční elektrony = elektrony z poslední vrstvy + d nebo f elektrony z předchozí vrstvy, v tom případě, že jejich orbitály jsou/nejsou zcela zaplněny. Valenční elektrony určují vlastnosti prvku.

17. Níže jsou uvedeny elektronové konfigurace prvků A – H (tato písmena nepředstavují chemické značky prvků):



- Podtrhněte jejich valenční elektrony a zakreslete je do rámečkových diagramů.
- Odhadněte, které prvky jsou v téže skupině periodické tabulky.
- Umístěte prvky do tabulky.

	I.A																	VIII.A	
1		II.A												III.A	IV.A	V.A	VI.A	VII.A	
2																			
3				III.B	IV.B	V.B	VI.B	VII.B		VIII.B		I.B	II.B						
4																			
5																			
6																			
7																			

Periodická tabulka je rozdělena do bloků. Prvky v témže bloku mají podobné vlastnosti. Mají také podobné elektronové konfigurace.

s - prvky: I.A and II.A skupina

Konfigurace valenčních elektronů:

p - prvky: III.A – VIII.A skupina

Konfigurace valenčních elektronů:

d - prvky: přechodné kovy

Tyto prvky mají částečně zaplněné orbitály, obecná elektronová konfigurace valenčních elektronů je: $ns^2 (n-1)d^{.....}$.

f - prvky: lanthanoidy and aktinoidy

Tyto prvky mají částečně zaplněné orbitály, obecná elektronová konfigurace valenčních elektronů je: $ns^2 (n-2)f^{.....}$.

18. Označ v tabulce nahoře čtyři bloky prvků s, p, d, f.

Vytvoření elektronové konfigurace pomocí periodické soustavy prvků

19. Odvoď elektronovou konfiguraci bromu s pomocí periodické tabulky.

	I.A																		VIII.A
1	H 1s																		He 1s
2	Li 2s	Be																	
3																			
4																			
5																			
6																			
7																			

	III.B	IV.B	V.B	VI.B	VII.B	VIII.B	I.B	II.B											
4																			
5																			
6																			
7																			

Br:

20. Napiš s pomocí periodické tabulky elektronovou konfiguraci:

- zinku
- india
- olova
- caesia
- niobu.

Zápis elektronové konfigurace prvku s pomocí vzácného plynu

Zápis elektronové konfigurace atomu může být zkrácen použitím konfigurace vzácného plynu.

Např. ${}_{19}\text{K}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ může být zkráceno na: ${}_{19}\text{K}: \dots\dots\dots$, protože $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ je zcela zaplněná konfigurace vzácného plynu $\dots\dots\dots$

21. Zapište s pomocí tabulky zkrácený zápis elektronové konfigurace:

- wolframu
- vápníku
- bismutu
- europa

Excitovaný stav

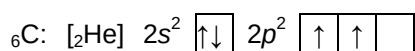
Má-li atom své elektrony v energeticky nejnižších stavech, říkáme, že je v $\dots\dots\dots$ stavu.

22. Co se stane, když budeme atomu dodávat energii?

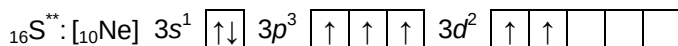
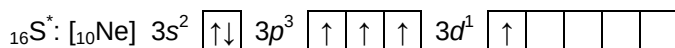
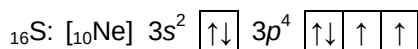
O atomu, který je v energeticky vyšším stavu, než je stav základní, říkáme, že je ve stavu $\dots\dots\dots$. Pro jeden atom existuje velký počet možných excitovaných stavů, nejvýznamější jsou $\dots\dots\dots$ **excitované stavy** – přeskok elektronu se uskuteční v rámci valenční vrstvy, elektron z energeticky $\dots\dots\dots$ orbitalu skočí do prázdného energeticky $\dots\dots\dots$ orbitalu. Počet nepárových elektronů se zvýší/sníží.

Valenční excitované stavy mají významnou roli při vytváření vazeb.

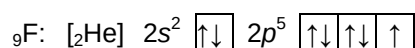
Např: atom uhlíku v jeho základním a excitovaném stavu:



Některé atomy mají více valenčních excitovaných stavů.



Některé atomy nemají žádný excitovaný stav, např. fluor nemá ve valenční vrstvě d orbitály.



23. Napiš elektronovou konfiguraci a rámečkový diagram:

- P^*
- Si^*
- B^*

d. Al^* .

24. Existují valenční excitované stavy dusíku, germánia a kyslíku?

25. V kolika možných valenčních excitovaných stavech se může vyskytovat atom chloru? Zakresli jejich rámečkové diagramy.

Vznik iontu

26. Co se stane, budeme-li atomu dodávat stále další a další energii?

27. Jakým způsobem může atom získávat energii?

Energie potřebná na odtržení elektronu z atomu v plynné fázi se nazývá

První ionizační energie I_1 : $M(g) \rightarrow e^- + \dots$

Druhá ionizační energie I_2 : $M^+(g) \rightarrow e^- + \dots$

Druhá ionizační energie je vždy vyšší/níže než I_1 protože..... Čím nižší/vyšší ionizační energie, tím snadněji se tvoří kation.

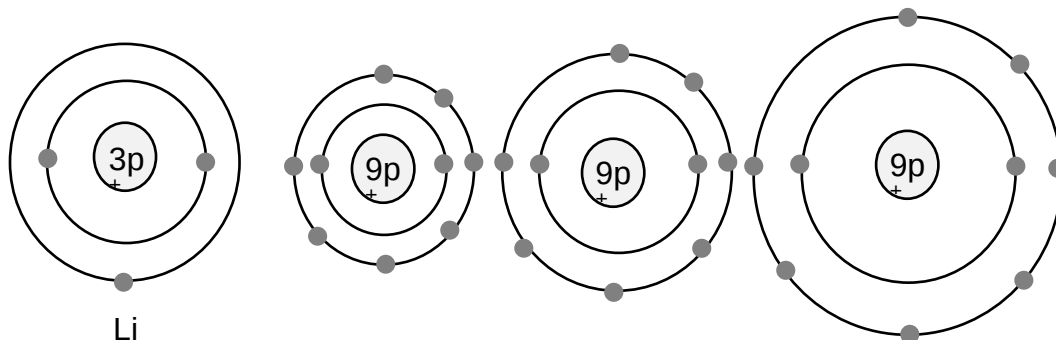
Trendy v periodické soustavě prvků:

28. Nakresli Bohrovův model atomu lithia a atomu draslíku.

29. Je jednodušší odtrhnout valenční elektron z atomu lithia nebo z atomu draslíku? Proč?

Závěr: Směrem dolů v tabulce se ionizační energie zvyšuje/snižuje.

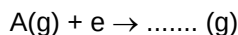
30. Na obrázku dole vidíš model atomu lithia. Porovnej velikosti atomů a navrhní, který z dalších tří modelů by mohl být modelem atomu fluoru. Zdůvodni svou odpověď.



31. Je jednodušší odtrhnout valenční elektron z lithia nebo fluoru? Proč?

Závěr: Ionizační energie se *zvyšuje/snižuje* v periodě zleva doprava.

Když atom přijme elektron, uvolňuje se energie. Její množství je vyjádřeno
..... (EA)



Čím vyšší EA tím snadněji se vytvoří

32. Vyber správná slova v textu na základě obrázků viz výše.

Směrem dolů ve skupině atom *snadněji/obtížněji* přijímá elektron a proto elektronová afinita *roste/klesá* směrem dolů ve skupině..

Směrem zleva doprava v periodě atom *snadněji/obtížněji* přijímá elektron a proto elektronová afinita směrem zleva doprava v periodě *roste/klesá*.

Elektronová konfigurace iontů

Řešený příklad: napiš elektronovou konfiguraci ${}_9F^-$ a ${}_{20}Ca^{2+}$.

${}_9F^-$ má celkem elektronů $\Rightarrow {}_9F^-: 1s^2 2s^2 2p^{\dots\dots\dots}$

${}_{20}Ca^{2+}$ má celkem elektronů $\Rightarrow {}_{20}Ca^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^{\dots\dots\dots} 4p^{\dots\dots\dots}$

33. První ionizační energie lithia je 520 kJ/mol, sodíku 500, draslíku 420, rubidia 400 a cesia 380 kJ/mol. Vysvětli, proč se ionizační energie snižuje s rostoucím protonovým číslem.

34. V tabulce jsou uvedeny ionizační energie (v kJ/mol) šesti prvků A, B, C, D, E, F.

Prvek	I_1	I_2	I_3	I_4	Číslo skupiny
A	500	4600	6900	9500	
B	420	3100	4400	5900	
C	740	1500	7700	10500	
D	900	1800	14800	21000	
E	580	1800	2700	11600	
F	710	1450	3100	4100	

- Odhadni pozici prvku (číslo skupiny) v periodické tabulce.
- Který z prvků nejpravděpodobněji tvoří ion s nábojem $3+$?
- Který z prvků potřebuje nejméně energie na vytvoření iontu s nábojem $2+$?

35. Napiš elektronovou konfiguraci následujících částic: Al^{3+} , Li^+ , I^- , Mg^{2+} , O^{2-} , S^{2-} a Cl^- .



INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

Otázky:

1. *Doplň chybějící slova:*

Místo v atomu, kde můžeme s největší pravděpodobností nalézt elektron s určitou energií, se nazývá

Elektron v atomu je popsán čtyřmi

První tři popisují čtvrté popisuje chování elektronů v poli.

Hlavní kvantové číslo se značí a určuje elektronu, popisuje také velikost orbitalu. O dvou elektronech s tímto hlavním kvantovým číslem říkáme, že jsou ve stejné

Elektrony téže slupky jsou rozděleny do; každá je charakterizována různou hodnotou kvantového čísla, které se značí Určuje orbitalu.

Když $l = 0$, orbital má tvar a značí se písmenem Když $l = 1$, orbital má tvar a je značí se písmenem Když $n = 3$, l může nabývat hodnot,, a, což znamená, že ve třetí vrstvě mohou být orbitaly, a

..... kvantovým číslem se popisuje orientace orbitalu v prostoru. Počet hodnot tohoto kvantového čísla pro dané l lze vypočítat jako:

Podslupka d má hodnotu $l = \dots$, její m může nabývat hodnot, což znamená, že v této podslupce se vyskytuje orbitalů.

Orbitaly s totožnými hodnotami n a l se nazývají orbitaly. Mají stejnou

Chování elektronu v magnetickém poli popisuje číslo Nabývá hodnot buď nebo

V podslupce $l = 1$ může být maximálně elektronů, ve třetí slupce může být maximálně elektronů.

2. *Které z těchto symbolů orbitalů jsou chybné? $5s$, $4d$, $3f$, $2p$*

3. *Zapiš s pomocí periodické tabulky a vzácného plynu elektronové konfigurace:*

- kyslíku*
- jódu*
- hořčíku*
- draslíku*
- uhlíku*
- vodíku*
- bismutu*
- železa*
- technecia*

Podtrhni jejich valenční elektrony a zakresli jejich rámečkové diagramy.



INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

4. Které z elektronových konfigurací patří prvkům z VI. skupiny periodické tabulky?
- a. $1s^2 2s^2 2p^2$ c. $[Ar] 4s^2 3d^6$ e. $[Kr] 5s^2$
b. $1s^2 2s^2 2p^4$ d. $[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^6$ f. $[Xe] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^4$
5. Jaká částice je tvořena 13 protony, 10 elektrony a 14 neutrony?
6. Napiš elektronové konfigurace:
- a. Sb^{3+}
b. Se^{2-}
c. Br^-
d. C^*
e. Al^*
7. Vysvětli pojem: „první ionizační energie sodíku”.
8. Napiš rovnice k následujícím veličinám:
- a. první ionizační energie draslíku
b. elektronová afinita chloru
c. třetí ionizační energie hliníku
9. Porovnej první ionizační energii Li a B.
10. Porovnej $EA(Cl)$ a $EA(I)$