

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

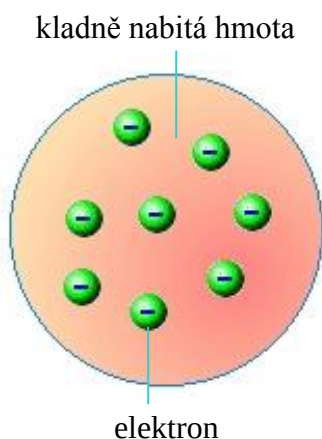
ELEKTRONOVÝ OBAL ATOMU

MODELY ATOMU

Na základě experimentálních výsledků byly vytvořeny různé teorie o struktuře atomu, tzv. modely atomu.

Thomsonův model:

- Roku 1897 se jako první pokusil o popis stavby atomu anglický fyzik John Josef Thomson (objevitel elektronu).
- Podle něj je atom kladně nabitá koule, v níž jsou rovnoměrně rozptýleny záporně nabité elektrony podobně jako rozinky v pudinku $\Rightarrow$ říká se mu **pudinkový model atomu**. Počet elektronů je takový, že kladné a záporné náboje se navzájem vyruší a atom se chová jako elektricky neutrální.
- Později se ukázalo, že Thomsonovy představy neodpovídají skutečnosti.



Zdroj obr.: http://www.aldebaran.cz/bulletin/2005_13_mic.php

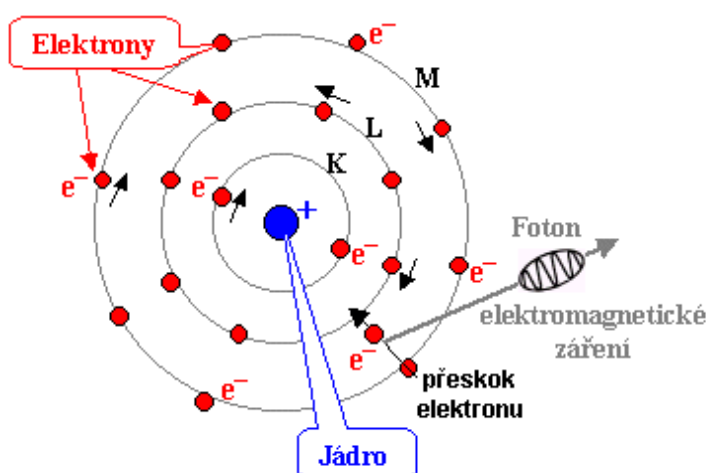
Rutherfordův model:

- Anglický fyzik Ernest Rutherford roku 1911 ostřeloval tenkou zlatou fólií částicemi α (částice s kladným nábojem). Výsledek pokusu byl ale v rozporu s Thomsonovým modelem. Většina částic prošla fólií bez odchylky a jen malý počet se odchýlil od původního směru. Na základě těchto odchylek Rutherford usoudil, že atom musí obsahovat husté a kladně nabitě centrum, které nazval jádrem atomu.
- Na základě tohoto pokusu Rutherford zformuloval představy o atomu.
- Atom se skládá z kladně nabitého jádra, v němž je soustředěna téměř veškerá hmota.
- Kolem jádra obíhají po kruhových nebo eliptických trajektoriích elektrony podobně jako planety kolem Slunce $\Rightarrow$ říká se mu **planetární model atomu**.
- Atom je navenek elektricky neutrální.
- Nedostatky modelu:
Každá nabitá částice, která se pohybuje po zakřivené trajektorii, vyzařuje elektromagnetické vlny, a tedy i energii $\Rightarrow$ elektron by neustále vyzařoval energii na úkor své kinetické energie $\Rightarrow$ neustále by se přibližoval k jádru, až by s ním splynul.

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

Bohrův model:

- Dánský fyzik Niels Bohr roku 1913 formuloval novou teorii struktury atomu vodíku (navázal na představy Rutherfordovy a použil i představy Planckovy kvantové teorie).
 - Elektron může obíhat kolem jádra po kružnicích s určitým poloměrem (tzv. kvantové dráhy, energetické hladiny).
 - Obíhá-li elektron po některé z kvantových drah, má stálou energii a atom nezáří.
 - Pokud je elektronu dodána energie, potom elektron přeskóčí na vyšší kvantovou dráhu. Jestliže elektron přeskóčí z vyšší kvantové dráhy na nižší, atom vyzáří foton.
- Pro energii fotonu platí: $E = E_2 - E_1 = h \cdot f$, kde h je Planckova konstanta, f je frekvence fotonu, E_1 je energie na 1. energetické hladině, E_2 je energie na 2. energetické hladině.
- **Energie** elektronu je **kvantována**, nemění se spojitě, ale jen po určitých dávkách - kvantech a může nabývat jen určitých dovolených hodnot.
 - Nedostatky modelu:
Později se ukázalo, že nevyhovoval pro složitější atomy s více elektrony.
Vyhovoval jen pro atom vodíku.



Zdroj obr.: <http://astronuklfyzika.cz/StrukturaAtomu.gif>

Kvantově mechanický (Schrödingerův) model:

- Na základě kvantových představ byl v letech 1924 až 1927 vytvořen tento nový model atomu (podíleli se na něm fyzikové Louis de Broglie, Erwin Schrödinger, Werner Heisenberg a Max Born).
- Elektron se nachází v určitém kvantovém stavu podobně jako v Bohrově modelu, ale elektrony se nepohybují po kružnicích nebo elipsách. Lze jen vypočítat pravděpodobnost, s jakou se elektron nachází v určité oblasti kolem jádra.
- Elektron se může v okolí jádra vyskytovat v libovolné vzdálenosti, ale pravděpodobnost jeho výskytu je pro různé oblasti různá.
- Oblast okolo atomového jádra, v níž je pravděpodobnost výskytu elektronu největší, se nazývá **orbital**.

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

KVANTOVÉ STAVY ELEKTRONŮ V ATOMU

- Stav elektronu v atomu je popsán pomocí kvantových čísel:

kvantové číslo	značka	hodnoty	význam
hlavní	n	$n = 1, 2, 3, 4, \dots$	určuje energii a velikost orbitalu
vedlejší	l	$l = 0, 1, 2, \dots, n-1$	určuje tvar orbitalu
magnetické	m	$m = 0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$	určuje polohu orbitalu v prostoru polohu orbitalů můžeme označit podle os: $p_x, p_y, p_z, d_{xz}, \dots$ jeho hodnota udává počet orbitalů v podslupce
spinové	s	$s = \pm 1/2$	určuje spin elektronu (směr otáčení elektronu kolem své osy)

- **Slupka elektronového obalu:**

Nacházejí se v ní **elektrony se stejným hlavním kvantovým číslem n** .

Někdy také označovaná jako energetická hladina.

Označení slupek: K, L, M, N, O, P, Q.

Poslední slupka v atomu se nazývá *valenční*.

Maximální počet elektronů ve slupce je $2n^2$.

Počet orbitalů ve slupce (kapacita slupky) je n^2 .

Hlavnímu kvantovému číslu n odpovídá $2n^2$ kvantových stavů.

Hlavní kvantové číslo n	1	2	3	4	5	6	7
Označení slupky	K	L	M	N	O	P	Q

- **Podslupka elektronového obalu:**

Nacházejí se v ní **elektrony se stejným vedlejším kvantovým číslem**.

Označení podslupek: s, p, d, f, g.

Vedlejší kvantové číslo l	0	1	2	3	4
Označení podslupky (orbitalu)	s	p	d	f	g

- **Tvary orbitalů:**

s - orbitály mají tvar kulově symetrický

p - orbitály mají tvar prostorové smyčky

d - orbitály mají prostorově složitý tvar

f - orbitály mají prostorově složitý tvar

Základní pravidla obsazování orbitalů elektrony: ***

- Výstavbový princip:

Elektrony obsazují orbitály podle rostoucí energie. Orbitály s nižší energií se zaplňují dříve než orbitály s vyšší energií $\Rightarrow$ v základním stavu atomu elektrony obsazují slupky a podslupky tak, aby měly co nejmenší energii.

Obsazování hladin: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p

- Pauliho vylučovací princip:

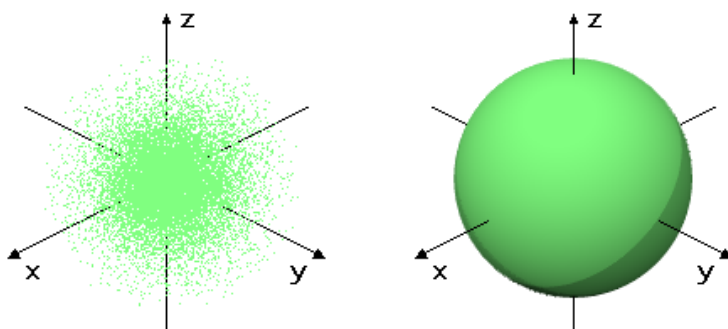
V elektronovém obalu se nemohou vyskytovat dva elektrony, které by měly všechna 4 kvantová čísla stejná. Každé dva elektrony v obalu se liší v hodnotě aspoň jednoho kvantového čísla.

V každém orbitalu se mohou nacházet nejvýše dva elektrony lišícími se spinovým kvantovým číslem.

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

Typy orbitalů:

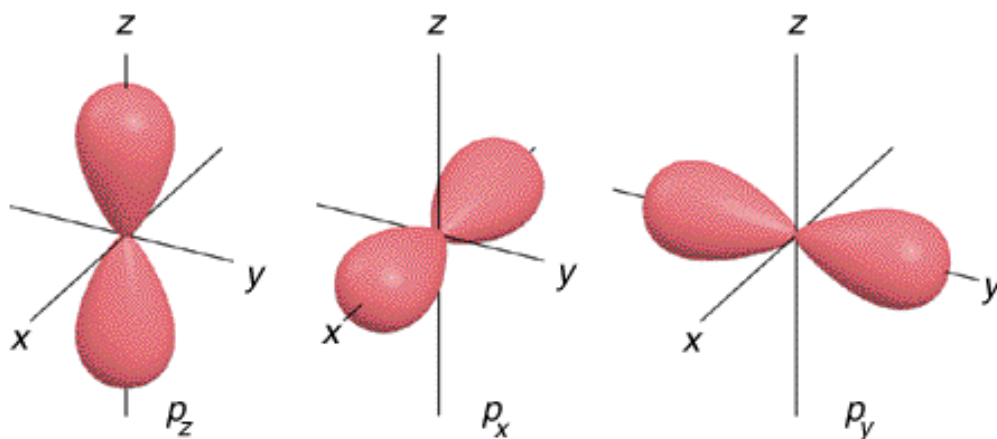
➤ Orbitaly s:



Mají tvar kulově symetrický.

Zdroj obr.: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Orbital_s_1.png

➤ Orbitaly p:

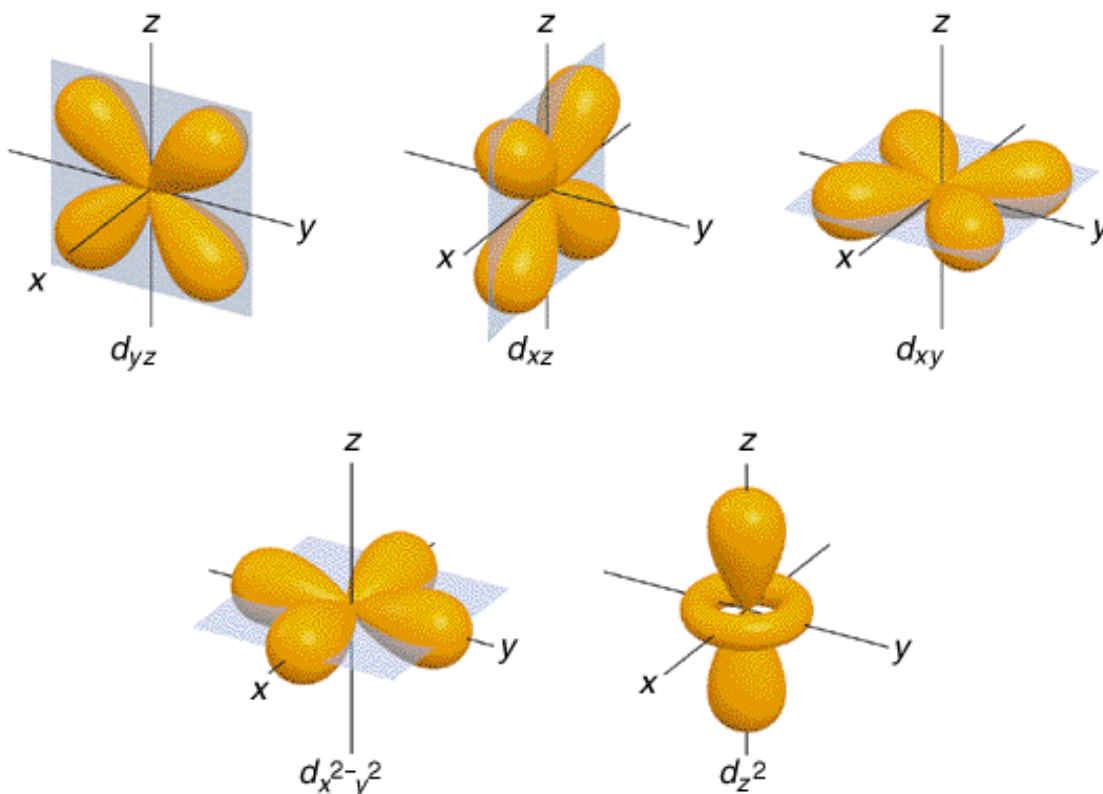


Mají tvar prostorové smyčky, liší se uspořádáním v prostoru.

Zdroj obr.: <http://xef.xanga.com/a76c674073530207432973/q161436123.gif>

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

➤ Orbitály d:



Zdroj obr.: http://www.chem.ufl.edu/~itl/2045_s00/matter/FG06_023.GIF

ATOM VODÍKU:

- Elektron se může kolem jádra vyskytovat v různých kvantových stavech. Každý stav se vyznačuje určitou energií. Hodnoty energie se mění skokem, nikoliv spojitě.
- Pokud je elektron v kvantovém stavu určeném některým číslem n , je jeho energie stálá. Tento stav se nazývá **stacionární kvantový stav**.
- S rostoucím n a tedy se vzdalováním elektronu od jádra roste jeho energie. Pokud se elektron nachází na nejbližší energetické hladině ($n = 1$), má nejmenší možnou energii. Atom je v **základním stavu**.
Energie elektronu na této hladině je $E_1 = -13,63 \text{ eV}$. Znaménko mínus plyne z dohody – nulová energie byla přiřazena stavu, kdy jsou elektron a jádro od sebe tak daleko, že na sebe nemohou působit.
- Má-li se elektron dostat na vyšší energetickou hladinu, musí mu být z vnějšku dodána energie. Takový atom se nazývá **vzbuzený**, nebo-li **excitovaný**. Vzbuzený atom je nestabilní, za velmi krátkou dobu (řádově asi 10^{-9} s) se vrací do základního stavu.
- Energie na n -té hladině v atomu vodíku: $E_n = E_1 \cdot \frac{1}{n^2}$
- Jestliže elektron přechází z hladiny o energii E_n na hladinu s nižší energií E_m , atom vyzáří foton o energii $E = h \cdot f = E_n - E_m$



evropský
sociální
fond v ČR



EVROPSKÁ UNIE



MINISTERSTVO ŠKOLSTVÍ,
MLÁDEŽE A TĚLOVÝCHOVY



OP Vzdělávání
pro konkurenceschopnost



INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

- Abychom atom vodíku **ionizovali** (rozdělili ho na jádro a elektron), musíme mu dodat ionizační energii. Pro $n \rightarrow \infty$ se energie atomu blíží k nule a elektron už není v atomu vázán, dochází k jeho vytržení z atomu vodíku. Energie elektronu je tak velká, že elektron překoná přitažlivé síly, které ho poutají k jádru.
K ionizaci atomu vodíku, který je v základním stavu, mu musíme dodat energii 13,6 eV.

Některé důležité konstanty pro řešení příkladů:

- Planckova konstanta $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.
- Energie elektronu v atomu vodíku pro $n=1$ je $E_1 = -13,6 \text{ eV}$.
- $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Řešené úlohy:

Příklad 1.

Energie elektronu v atomu vodíku, který je v základním stavu, je -13,6 eV. Jaká je energie elektronu ve čtvrtém a pátém kvantovém stavu?

Řešení:

$$E_n = \frac{E_1}{n^2}$$

Napišeme vztah pro výpočet energie na n-té hladině.

$$E_4 = \frac{-13,6}{4^2} = -0,85 \text{ eV}$$

Dosadíme $n=4$.

$$E_5 = \frac{-13,6}{5^2} = -0,54 \text{ eV}$$

Dosadíme $n=5$.

Ve 4. kvantovém stavu má elektron energii $-0,85 \text{ eV}$ a v pátém kvantovém stavu energii $-0,54 \text{ eV}$.

Příklad 2.

Při přechodu elektronu z třetí energetické hladiny na druhou byl vyzářen foton. Vypočtete jeho energii a frekvenci. Planckova konstanta $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

Řešení:

$$(*) E = h \cdot f = E_3 - E_2$$

Napišeme vztah pro výpočet energie fotonu.

$$E_n = \frac{E_1}{n^2}$$

Vzorec pro výpočet energie na n – té hladině.

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

$$E_3 = \frac{-13,6}{3^2} = -1,51 \text{ eV}$$

$$E_2 = \frac{-13,6}{2^2} = -3,4 \text{ eV}$$

$$E = -1,5 - (-3,4) = -1,5 + 3,4 = 1,9 \text{ eV}$$

$$E = h \cdot f \Rightarrow f = \frac{E}{h}$$

$$f = \frac{1,9 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}}{6,63 \cdot 10^{-34}} = 0,459 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

$$f = 4,59 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

Vypočítáme energii na 2. a 3. energetické hladině.

Ze vztahu (*) vypočítáme energii fotonu.

Energii je nutno převést z elektronvoltů na jouly.

$$1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Energie fotonu je 1,9 eV a jeho frekvence $4,59 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$.

Příklad 3.

Určete, jakou energii musíme dodat atomu vodíku, abychom ho ionizovali, jestliže je v základním stavu.

Řešení:

Musíme mu dodat ionizační energii 13,6 eV.

Příklad 4.

Určete, jakou energii musíme dodat atomu vodíku, abychom ho ionizovali, jestliže je v excitovaném stavu s hlavním kvantovým číslem $n=8$.

Řešení:

$$E_8 = \frac{E_1}{n^2} = \frac{-13,6}{8^2} = -0,2125 \text{ eV}$$

Energie atomu vodíku ve stavu s $n = 8$.

Atomu vodíku je třeba dodat ionizační energii $E_i = |E_8| = 0,2125 \text{ eV}$.

Příklad 5.

Kolik kvantových stavů přísluší hlavnímu kvantovému číslu $n=4$?

Řešení:

Počet kvantových stavů je $2n^2 = 2 \cdot 4^2 = 32$

Příklad 6.

Jakým kvantovým čísly n a l odpovídají stavy 2s, 3d a 4p?

Řešení:

Stav 2s ... $n=2, l=0$

Stav 3d ... $n=3, l=2$

Stav 4p ... $n=4, l=1$



evropský
sociální
fond v ČR



EVROPSKÁ UNIE



MINISTERSTVO ŠKOLSTVÍ,
MLÁDEŽE A TĚLOVÝCHOVY



OP Vzdělávání
pro konkurenceschopnost



INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

Příklad 7.

Kolik stavů představuje kvantový stav 2s?

Řešení:

Stav 2s ... $n=2, l=0 \Rightarrow$ číslo m může nabývat jen jedné hodnoty, a to $m=0 \Rightarrow 1$ stav + musíme vzít.
v úvahu spinové číslo $s=\pm 1/2 \Rightarrow 1$ stav krát 2 = celkem 2 stavy.

Příklad 8.

Kolik stavů představuje stav 2p?

Řešení:

Stav 2p ... $n=2, l=1 \Rightarrow$ číslo m může nabývat tří hodnot: $m=-1$
 $m=0$
 $m=1 \Rightarrow 3$ stavy krát dva $\Rightarrow$ celkem 6 stavů.

Příklad 9. ***

Jaký je maximální počet elektronů, které se mohou nacházet v elektronovém obalu ve slupce L?

Řešení:

Slupce L přísluší hlavní kvantové číslo $n=2$.

Maximální počet elektronů je $2n^2 = 2 \cdot 2^2 = 8$.

Jiný způsob: $n=2, l=0$ (podslupka s) $\Rightarrow m=0 \dots 1$ stav

$l=1$ (podslupka p) $\Rightarrow m=-1, 0, 1 \dots 3$ stavy

Dohromady 4 stavy. V každém stavu mohou být maximálně 2 elektrony $\Rightarrow$ celkem 8 elektronů.

Úlohy na procvičování:

1. Energie elektronu v atomu vodíku, který je v základním stavu, je -13,6 eV. Vypočtěte energii elektronu ve druhém a pátém kvantovém stavu.
2. Vypočtěte, jakou energii musíme dodat atomu vodíku, aby přešel ze základního stavu do třetího. kvantového stavu.
3. Atom vodíku, který je v základním stavu, získal energii 10,2 eV. Určete, na kterou energetickou hladinu přešel jeho elektron.
4. Jakým kvantovým číslem n a l odpovídají stavy 1s, 2s, 4d a 5p?

Výsledky:

1. $E_2 = -3,4$ eV, $E_5 = -0,54$ eV
2. 12,09 eV
3. Na druhou energetickou hladinu
4. $n=1, l=0$
 $n=2, l=0$
 $n=4, l=2$
 $n=5, l=1$



evropský
sociální
fond v ČR



EVROPSKÁ UNIE



MINISTERSTVO ŠKOLSTVÍ,
MLÁDEŽE A TĚLOVÝCHOVY



OP Vzdělávání
pro konkurenceschopnost



INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

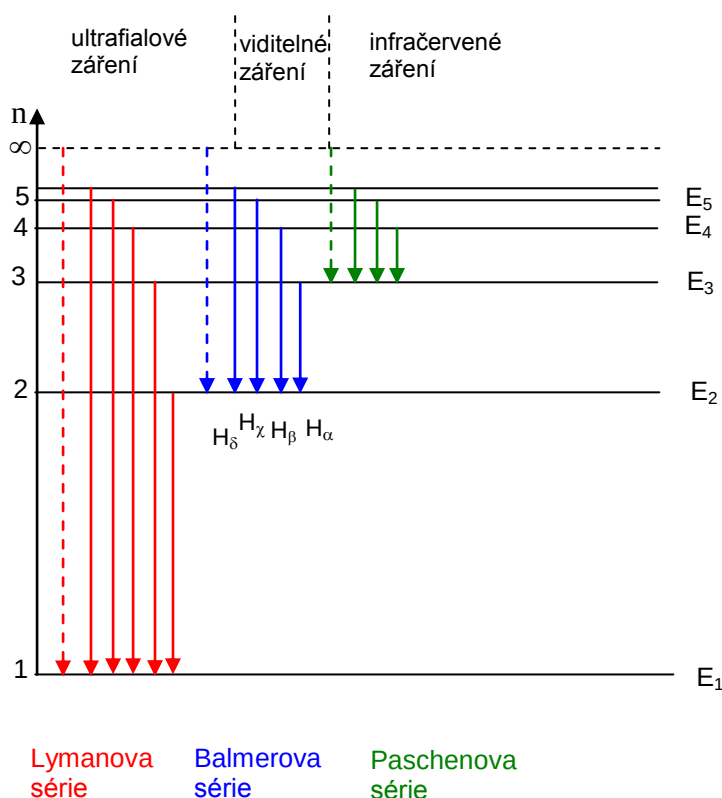
Pracovní list:

1. Uveďte, v čem Rutherfordův model atomu nevyhovoval.
2. Kdo objevil elektron?
3. Kdo objevil atomové jádro?
4. Co znamená, že je energie elektronu kvantována?
5. Kdy je atom v základním stavu?
6. Kdy je atom excitovaný?
7. Co je orbital?
8. Jak se značí a jakých hodnot nabývají kvantová čísla:
 - a) hlavní
 - b) vedlejší
 - c) magnetické
 - d) spinové
9. Uveďte, jaký význam mají kvantová čísla:
 - a) hlavní
 - b) vedlejší
 - c) magnetické
 - d) spinové
10. Vyjmenujte typy orbitalů a uveďte, jaký mají tvar.

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

SPEKTRUM ATOMU VODÍKU

- Spektrum je významným zdrojem informací o atomu vodíku.
- Energetické stavy atomu můžeme znázornit graficky. Atom vodíku se může nacházet na různých energetických hladinách. Excitovaným stavům odpovídají hladiny E_2 , E_3 , E_4 , ..., v grafu jsou znázorněny vodorovnou úsečkou.
- Energetické spektrum atomu vodíku je znázorněno na následujícím obrázku:



- V grafu jsou vyznačeny přechody elektronu z různých vyšších energetických hladin o větší energii na první, druhou, třetí, ... hladinu. Přechody na energetickou hladinu s určitým hlavním kvantovým číslem vzniká záření s různou vlnovou délkou, které tvoří tzv. spektrální sérii $\Rightarrow$ ve spektru vodíku vzniká série spektrálních čar (vyznačeny barevně orientovanými úsečkami). Jednotlivé série byly nazvány podle svých objevitelů. Čím větší je délka úsečky, tím větší je energie vyzářeného fotonu a tím větší frekvenci má vznikající záření.
- Přechodům elektronu na 1. energetickou hladinu odpovídá **Lymanova** série čar. Leží celá v ultrafialové oblasti. Jde o ultrafialové záření.
- Přechází-li elektron z vyšších energetických hladin na hladinu druhou, vzniká série **Balmerova**. Tato série spektrálních čar atomu vodíku je nejznámější. V oblasti viditelného záření má čtyři čáry $H_\alpha, H_\beta, H_\gamma, H_\delta$, další čáry leží v ultrafialové oblasti. Odpovídající záření s nejkratší vlnovou délkou (už v oboru ultrafialového záření) tvoří tzv. *hranu série*.



evropský
sociální
fond v ČR



EVROPSKÁ UNIE



MINISTERSTVO ŠKOLSTVÍ,
MLÁDEŽE A TĚLOVÝCHOVY



OP Vzdělávání
pro konkurenceschopnost



INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

Viditelné čáry spektra vodíku:



H_{δ} H_{γ}
fialová

H_{β}
modrozelená

H_{α}
červená

Zdroj obr.: http://www.frg.wz.cz/Optika/4_5%20Spektra%20latek.htm

- Čára s nejmenší vlnovou délkou v každé sérii se nazývá hrana série.
- Paschenova série čar odpovídá přechodům elektronu z vyšších hladin na hladinu M. Celá leží v infračervené oblasti.
- Další série pro $n = 4$... Bracketova a pro $n = 5$ Pfundova série.

Poznámka: Učivo označené symbolem *** je určeno studentům studijního oboru Technické lyceum.