

Čtvrtá přednáška na téma axiom jednoty

VÝVOJ ATOMOVÝCH TEORIÍ

Ph. M. Kanarev

E-mail: kanphil@mail.ru

<http://Kanarev.innoplaza.net>

1. Úvod

Milí hledači vědecké pravdy,

již znáte podmínky pro zavedení axiomu jednoty. Axiom jednoty nám pomohl najít rovnice pro výpočet spekter atomů a iontů, z nichž vyplývá absence orbitálního pohybu elektronů v atomech. Nyní bychom měli pochopit podstatu omylnosti postulátů a atomových teorií, které dokazují orbitální pohyb elektronu. Stručný přehled těchto postulátů a teorií je podán v knize [1].

První myšlenka, týkající se struktury atomu, byla teoreticky zdůvodněna Nielsem Bohrem v roce 1913 a byl za to odměněn Nobelovou cenou. Hypotéza týkající se kvantovaného orbitálního úhlového momentu L elektronu atomu vodíku je jeho hlavní příspěvek k atomové teorii [1]

$$L = m_e VR = nh / 2\pi , \quad (114)$$

kde m_e je hmotnost elektronu, V je orbitální rychlost elektronu, R je poloměr orbity, h je Planckova konstanta, $n = 1, 2, 3, \dots$ je orbitální číslo, hlavní kvantové číslo.

Z kvantových podmínek (114) je odvozen vzorec pro výpočet spektra atomu vodíku [1]

$$E_{ph} = hn = \frac{2\pi^2 e^4 m_e}{h^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = E_i \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right), \quad (115)$$

kde e je náboj elektronu, E_i je ionizační energie atomu vodíku.

Má se za to, že pravidlo kvantovaného úhlového momentu, navržené Nielsem Bohrem, zůstalo hypotézou, dokud Louis de Broglie¹ neučinil předpoklad, že vlnová délka λ elektronu je spjata s impulsem P podle vztahu $\lambda = h/P = h/m_e V$ a celkový počet n elektronových vln $2\pi R = n\lambda$ by měl být určen z orbity elektronu. Bohrovův postulát týkající se kvantovaného orbitálního úhlového momentu L elektronu z toho vyplýval [1],

$$\frac{h}{m_e VR} = \frac{2\pi}{n} \quad (116)$$

¹ V roce 1929 Louis de Broglie obdržel Nobelovu cenu za objev vlnové povahy elektronu.

což je podivné. Jak může být tento fakt ($2pR = nI$) pochopen tak, že obvod prvního orbitu ($n = 1$) se rovná vlnové délce I elektronu? Arnold Sommerfeld nebyl vyveden z míry absencí odpovědi na tuto otázku a roku 1915 navrhl teorii pohybu elektronu po eliptickém orbitu. Připustil, že energie elektronu na každém orbitu se nezmění. Změní se pouze úhlový moment L . To je podivný předpoklad; přesto byl přijat a proces vývoje atomové teorie pokračoval [1].

Sommerfeld zavedl nové pravidlo kvantovaného orbitálního úhlového momentu. Místo závislosti (114) zavedl závislost [1]:

$$L = \frac{lh}{2p}, \quad (117)$$

kde $l = 0, 1, 2, \dots, n-1$ je druhé kvantové číslo.

V důsledku toho vznikla nevysvětlitelná pravidelnost změn obou kvantových čísel n a l . Když $n = 1$, $l = n-1 = 0$. Když $n = 2$, druhé kvantové číslo předpokládá hodnoty 0 nebo 1. Pro $n = 3$, l předpokládá hodnoty 0, 1 nebo 2, atd. Při výpočtu spektra bylo určeno, že $L = 0$ pro základní stav elektronu. Z pohledu klasické mechaniky by se elektron v tomto případě měl pohybovat po přímce, která vychází směrem od jádra [1].

Protože rozporů v teorii orbitálního pohybu elektronu v atomu přibývalo, nebylo jasné, jak by tyto nesrovnalosti měly být odstraněny. Proč měl být orbitální úhlový moment elektronu roven nule, když elektron je na prvním orbitu? Tato otázka zůstala nezodpovězena. Fyzikové a chemici si na tuto situaci zvykli; tuto otázku neřešili. Protože odpověď nepřicházela, badatelé pokračovali ve výzkumech. Přiřadili stavům elektronu, kdy elektron měl různé orbitální úhlové momenty, následující jména (tabulka 15) [1]:

Tabulka 15

$l = 0$	$S - state$
$l = 1$	$P - state$
$l = 2$	$D - state$
$l = 3$	$F - state$
$l = 4$	$G - state$

Další výzkumy ukázaly, že ve skutečnosti se orbitální úhlová hybnost mění podle závislosti [1]

$$L = \sqrt{l(l+1)} \cdot h \quad (118)$$

Ačkoli teorie orbitálního pohybu, vytvořená Sommerfeldem, byla vypracována do větší hloubky, bylo nemožné vypočítat spektra atomů, jež byly složitější než atomy typu vodíku (atomy a ionty s jedním elektronem). Znamenalo to nedostatek pochopení procesu interakce elektronu s atomovým jádrem. Nebyla tomu věnována pozornost a vědci šli špatným směrem [1].

Protože náboj elektronu je záporný, bylo dohodnuto, že vektory orbitálního úhlové hybnosti \vec{L} a magnetického momentu \vec{m} elektronu mají opačné směry. To je podivná dohoda. Příroda přiřazuje vektorové vlastnosti fyzikálním hodnotám a lidská bytost přisoudila

znaménko (mínus) elektronu. Stačí to k tomu, abychom vektorům \vec{m} a \vec{L} přiřadili opačné směry? [1]

Další dohoda se ukázala být ještě absurdnější. Je známo, že spin je vektorová \vec{S} veličina. Charakterizuje rotaci částic; v tomto případě charakterizuje rotaci elektronu ve vztahu k jeho ose symetrie. Abychom vysvětlili rozdělení spektrálních čar, když je přítomno magnetické pole, bylo dohodnuto, že jeho projekce S_z do vybraného směru může mít pouze dvě hodnoty [1].

$$S_z = \frac{m_s h}{2p}, \quad (119)$$

kde $m_s = +1/2, -1/2$.

Tyto zvláštnosti, spojené s atomovou teorií, nebyly jediné. Byl zaveden pojem „úplná úhlová hybnost“ rovná $J = jh/2p$. Zde j je kvantové číslo úplné úhlové hybnosti $j = l + s = l + 1/2$ a $j = l + s = l - 1/2$ [1].

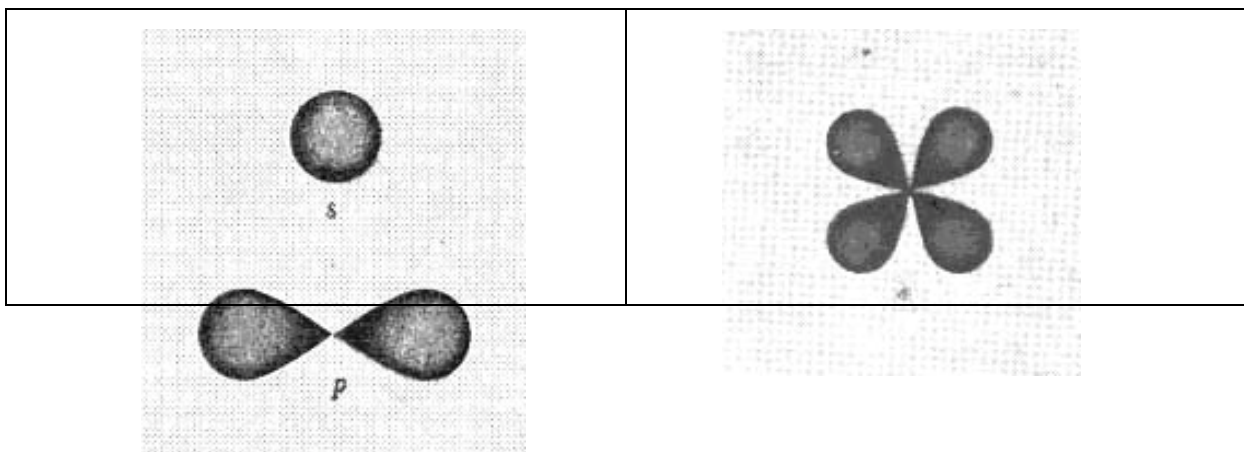
To je podivné, ale otázku týkající se pravidelnosti změny vazební energie elektronu s jádrem při orbitálním skoku elektronu nepoložil nikdo. Je to hlavní otázka při analýze všech chemických reakcí. Proč tuto otázku nikdo nepoložil? To je záhada a historici vědy ji bezpochyby vyřeší. Nebyla položena ani druhá fundamentální otázka: Jak se elektrony, rotující kolem svých jader, slučují do molekul? Místo toho, aby si výzkumníci položili tuto otázku a pokusili se na ni nalézt odpověď, šli dál do slepé uličky. Hojnost kvantových čísel tlumila pohyb elektronu v atomu. Situace se stala ještě nejasnější vlivem Schroedingerovy rovnice, za kterou on a Dirac v roce 1933 dostali Nobelovu cenu [4]. V trojrozměrném prostoru má Schroedingerova rovnice následující tvar [5]

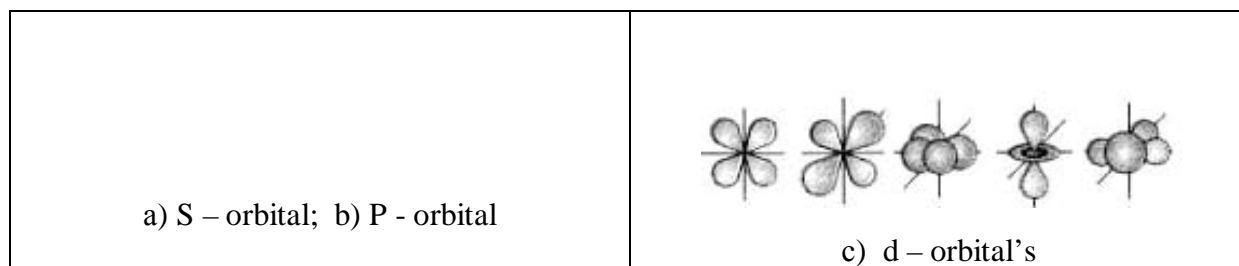
$$\frac{h^2}{8p^2m} \left(\frac{\partial^2 y}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 y}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 y}{\partial z^2} \right) - E_0 y = \frac{h}{2pi} \cdot \frac{\partial y}{\partial t} \quad (120)$$

Řešením této rovnice je následující funkce

$$\Psi = y(x)j(t), \quad (121)$$

V této funkci je souřadnice x nezávislá na čase. V tomto případě je výsledná funkce (121) v rozporu s axiomem jednoty prostoru, hmoty a času, a tudíž na hony vzdálena od skutečnosti. Navzdory tomu Schroedingerova rovnice hraje stejnou roli v mechanice mikrosvěta jako Newtonovy rovnice v mechanice makrosvěta; Newtonovy rovnice však fungují v rámci axiomu jednoty [2], [3], [6], [7].





Obr. 14. Tvary elektronových mraků

Ze Schroedingerovy rovnice (120) vyplývala neschopnost určit polohu elektronu v atomu. Bylo možné odhadnout pouze hustotu pravděpodobnosti jeho výskytu v atomu. Aby byla zachována myšlenka orbitálního pohybu elektronu, hustota této pravděpodobnosti byla nazývána orbitální a byla prezentována jako elektronový mrak jednoznačného tvaru (Obr. 14) [7].

Z obrázku 14 je zřejmé, že orbitální tvary se nepodobají tvarům kruhových ani eliptických orbitů, ale fyziky a chemiky to neznepokojuje. Ti si stále myslí, že se elektrony v atomech pohybují po orbitech [7].

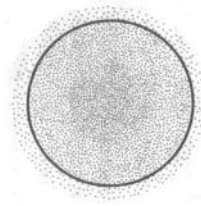
Byl to Pauli, kdo dokončil cestu fundamentální fyziky do slepé uličky. Formuloval princip, podle něhož atom nemůže obsahovat elektrony mající všechna kvantová čísla podobná. V roce 1945 obdržel Nobelovu cenu za „objev principu nazvaného po něm (Pauliho princip)“ [4].

Tento vývoj bádání o struktuře mikrosvěta se nedokázal dobrat nezbytné informace: změny pravidelnosti vazebních energií elektronů s jádrem. Výsledkem je, že chemici dosud neznají vazební energie elektronu atomu vodíku s protonem, nemluvě o ostatních atomech a elektronech. Nejúžasnější věcí je, že si nepřejí vědět, že by to měli vědět. Nezajímají se o informaci, týkající se faktu, že tato úloha již byla vyřešena [2], [3].

2. Struktury atomů nejjednodušších chemických prvků

2.1. Struktura atomu a molekuly vodíku

Vytvořme modely atomů nejjednodušších chemických prvků, vyplývající z posaných atomových teorií a z nové teorie. Atom vodíku je první (v Mendělejevově tabulce) a nejjednodušší atom. Proton hraje roli jádra a elektron s ním reaguje. Schroedingerova rovnice předpovídá největší pravděpodobnost výskytu elektronu na kouli o poloměru $R = 0.53 \cdot 10^{-10} m$ (15). Jeden elektron atomu vodíku tvoří elektronový mrak: orbit ve tvaru koule. Tento orbit se nazývá S orbit (Obr. 14, 15) [8].



Obr. 15. Diagram of the hydrogen atom originating from the atomic theory of the 20th century

Tato informace je pro analýzu procesu interakce elektronu s protonem nedostatečná. Protože elektron se může vyskytovat na různých orbitech, je nezbytné znát poloměry těchto orbitů. Je nutné znát vazební energie elektronu s protonem, odpovídající různým orbitům. Tyto energie by měly být přítomny ve spektru atomu vodíku; skutečně tam jsou, ale orbitální pohyb elektronu badatelům neumožnil tyto energie a zákon jejich změny najít. Z toho důvodu prvním a nejpřednějším úkolem při odhalování struktury atomu vodíku by mělo být hledání matematických modelů zákona změn vazebních energií elektronu s protonem [2], [3].

Je známo, že ionizační energie atomu vodíku je rovna $E_i = 13.60eV$. Protože tato energie, která je dodána atomu, rozbíjí vazbu mezi protonem a elektronem, je přirozené, že odpovídá vazební energii $E_b = E_i = E_1$ elektronu, jenž je na prvním orbitu ($n = 1$), s protonem.

Po absorbování fotonu s energií $E_{ph} = 10.20eV$ elektron přejde na druhý orbit ($n = 2$), jeho vazební energie E_b s protonem se sníží a bude rovna $E_{b2} = 13.60 - 10.20 = 3.40eV$. Když je elektron na prvním orbitu ($n = 1$) a absorbuje foton s energií $E_{ph} = 12.09eV$, přejde na třetí orbit ($n = 3$) a jeho vazební energie se bude rovnat $E_{b3} = 13.60 - 12.09 = 1.51eV$. Když je absorbován foton s energií $E_{ph} = 12.75eV$ a elektron přejde z prvního orbitu na na čtvrtý ($n = 4$), vazební energie se sníží na hodnotu $E_{b4} = 13.60 - 12.75 = 0.85eV$. Z toho vyplývá, že vazební energie E_b elektronu s protonem se mění podle závislosti [2], [3]

$$E_b = \frac{E_i}{n^2} = \frac{E_1}{n^2} . \quad (122)$$

To je matematický model zákona změny vazební energie elektronu s protonem atomu vodíku. Má původ ve spektru atomu vodíku, ale je ignorován a my nevíme, proč. Možná vědce zmátl fakt absence spektrální čáry, která odpovídá ionizační energii atomu vodíku $E_i = 13.60eV$. Nyní byla příčina nepřítomnosti spektrální čáry odhalena. Její podstata je následující.

Pro další popis chování elektronů v atomu zavedeme pojem energetické hladiny elektronu v atomu namísto existujících pojmů orbit a orbitální.

Elektron atomu vodíku reaguje s protonem ve vzdálenosti odpovídající 105. energetické hladině [2], [3]. Nemůže přeskočit všechny hladiny a objevit se z ničeho nic na první energetické hladině ($n = 1$) a přitom emitovat foton s energií $E_{ph} = E_i = 13.60eV$.

Elektron se k protonu přibližuje krok za krokem, někdy přeskočí několik hladin. Výsledkem je, že celková energie emitovaných fotonů bude rovna ionizační energii atomu vodíku $\sum E_{ph} = E_i = 13.60eV$ a spektrální čára, odpovídající ionizační energii $E_{ph} = E_i = 13.60eV$ nebude přítomna.

Definujme matematický model zákona vytváření spekter atomu vodíku odpovídající stacionárním energetickým hladinám elektronu [2], [3].

$$\begin{aligned} E_e - E_i + E_{ph} &= E_e - \frac{E_1}{n^2} \Rightarrow E_{ph} = E_i - \frac{E_1}{n^2} \Rightarrow \\ \Rightarrow hv_{ph} &= hv_i - \frac{hv_1}{n^2} \Rightarrow v_{ph} = v_i - \frac{v_1}{n^2} \end{aligned} \quad (123)$$

kde v_{ph} je frekvence absorbovaného nebo emitovaného fotonu elektronem, když přeskakuje z jedné energetické hladiny na jinou; v_i je frekvence fotonu, jehož energie odpovídá ionizační energii atomu vodíku; v_1 je frekvence fotonu, jehož energie odpovídá vazební energii elektronu s jádrem, když je elektron na první ($n = 1$) energetické hladině. Pro atom vodíku platí $E_i = E_1$, proto $v_i = v_1$.

Později ukážeme, že matematický model (123) umožňuje vypočítat jak spektra atomů, podobných vodíku, tak spektra složitějších atomů. Je zřejmé, že tento model neobsahuje žádnou energii a frekvenci odpovídající orbitálnímu pohybu elektronu v atomu. To znamená, že se elektron v atomu nepohybuje po orbitech.

Když dosadíme $E_i = E_1 = 13.6eV$ a $n = 1,2,3,\dots$ ve vzorcích (122) a (123), dostaneme nejen teoretické hodnoty E_{ph} (theor.) spektra atomu vodíku, které zcela odpovídají experimentálním hodnotám E_{ph} (exp), ale také vazební energie E_b elektronu s protonem (Tabulka 16).

Coulombův zákon umožňuje určit vzdálenost mezi protonem a elektronem, když je na první energetické hladině. Protože v tomto případě je vazební energie protonu s elektronem $E_1 = E_i = e^2 / R_1 = 13.6eV$, dostaneme následující vzorec pro $n = 1$

$$\begin{aligned} R_1 &= \frac{e^2}{4\pi \cdot e_o \cdot E_1} = \\ &= \frac{(1,602 \cdot 10^{-19})^2}{4 \cdot 3.142 \cdot 8.854 \cdot 10^{-12} \cdot 13.598 \cdot 1.602 \cdot 10^{-19}} = 1.058 \cdot 10^{-10} m \end{aligned} \quad (124)$$

Výpočty R_i pro $n = 2, 3, 4, \dots$ jsou uvedeny v tabulce 16 [10], [11].

Tabulka 16. Spectrum of the hydrogen atom, binding energies E_b between the proton and the electron and distances R_i between them

Values	n	2	3	4	5	6
E_{ph} (exp)	eV	10.20	12.09	12.75	13.05	13.22

E_{ph} (theor)	eV	10.198	12.087	12.748	13.054	13.22
E_b (theor)	eV	3.40	1.51	0.85	0.54	0.38
R_i (theor)	$\cdot 10^{-10} m$	4.23	9.54	16.94	26.67	37.89

Ze spektroskopického zákona (123), který jsme objevili, vyplývá, že když elektron přeskóčí mezi energetickými hladinami n a $n + 1$, energie absorbovaných nebo emitovaných fotonů se vypočítají podle vzorce [2], [3]

$$E_{ph} = E_1 \cdot \left[\frac{1}{n^2} - \frac{1}{(n+1)^2} \right] \quad (125)$$

Je jasné, že vzorec (125) je podobný Bohrovu vzorci (25). Jediný rozdíl spočívá ve skutečnosti, že vazební energie elektronu s atomovým jádrem není ionizační energie atomu vodíku. Pro elektron atomu vodíku je vazební energie rovna ionizační energii $E_1 = E_i$.

Proveďme podle tohoto vzorce výpočet energií E_{ph} (theor.) fotonů, emitovaných nebo absorbovaných elektronem vodíku při skoku mezi hladinami n a $n+1$ (Tabulka 17), a porovnejme je s experimentálními daty E_{ph} (exp.).

Tabulka 17. Energies of the interlevel jumps of the electron of the hydrogen atom

Levels	n, n+1	2...3	3...4	4...5	5...6	6...7	7...8
E_{ph} (exp.)	eV	1.89	0.66	0.30	0.17	0.10	0.07
E_{ph} (theor.)	eV	1.888	0.661	0.306	0.166	0.100	0.065

V definitivním vyjádření matematického modelu zákona vytváření spektra atomu vodíku (123) jsou dány následující frekvence:

ν_{ph} je frekvence fotonu, který je emitován nebo absorbován elektronem během skoku z jedné hladiny na jinou;

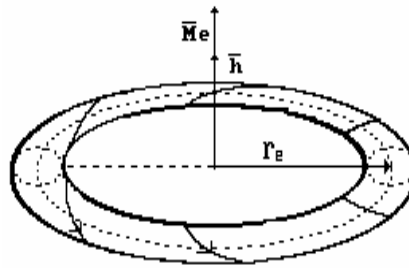
ν_i je frekvence fotonu, jehož energie odpovídá ionizační energii atomu vodíku;

ν_1 je frekvence fotonu, jehož energie je rovna vazební energii elektronu s jádrem, když je elektron na první energetické hladině. Pro atom vodíku se tato frekvence rovná frekvenci fotonu, jehož energie odpovídá ionizační energii atomu vodíku $\nu_1 = \nu_i$.

Je zřejmé, že matematický model (123) vytváření spektra atomu vodíku nemá složku odpovídající orbitálnímu pohybu elektronu. To znamená, že elektron v atomu nekoná orbitální pohyb. Tímto vzniká otázka: Jakým způsobem vzájemně působí elektron s protonem? Jaké síly vážou tyto částice dohromady a jaké síly omezují jejich přiblížení? Abychom odpověděli na tyto otázky, je nutné analyzovat dostupné vědecké informace, týkající se modelů elektronu a protonu [2], [3].

Je známo, že klidová hmotnost elektronu je $m_e = 9.1 \cdot 10^{-31}$ kg. Jeho náboj je záporný a roven $-e_e = 1.6021892 \cdot 10^{-19}$ C. Podrobná analýza struktury elektronu ukázala, že má tvar dutého anuloidu (prstence) (Obr. 16). Jeho struktura se ukázala být stabilní, protože zde

dochází ke dvěma rotačním pohybům. První rotace je kolem osy procházející těžištěm prstence, která je kolmá na rotační rovinu; druhou rotací je vířivý pohyb vzhledem k ose prstence, procházející středem průřezu anuloidu [2], [3].

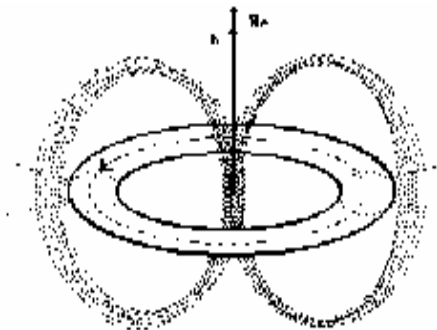


Obr. 16. Diagram of the model of the electron

Několik metod výpočtu poloměru r_e anuloidu, jež obsahují různé energetické a elektromagnetické vlastnosti, dává stejný výsledek, který se shoduje s experimentální hodnotou Comptonovy vlnové délky I_e elektronu, tj. $I_e = r_e = 2.426 \cdot 10^{-12} m$ [2], [3]. Magnetický moment elektronu se rovná Bohrovu magnetronu

$$M_e = \frac{eh}{4\pi \cdot m_e} = 9.274 \cdot 10^{-24} J/T \quad (126)$$

Když část čar, simulujících směr magnetického a elektrického pole, zobrazíme v obrázku modelu elektronu, výsledkem bude zobrazení na obr. 17.



Obr. 17. Diagram of the electromagnetic model of the electron

Na obr. 17 je nakreslena pouze část siločar magnetického a elektrického pole elektronu. Kdybychom do modelu elektronu zakreslili všechny siločáry, jeho tvar by se podobal jablku. Protože elektrické siločáry jsou kolmé na magnetické siločáry, elektrické pole bude v tomto modelu téměř kulové a tvar magnetického pole se bude podobat magnetickému poli tyčového magnetu.

Síla magnetického pole v blízkosti geometrického středu elektronu bude rovna

$$B_e = \frac{E_e}{4\pi \cdot M_e} = \frac{5.111 \cdot 10^5 \cdot 1.602 \cdot 10^{-19}}{4 \cdot 3.142 \cdot 9.274 \cdot 10^{-24}} = 7.017 \cdot 10^8 T \quad (127)$$

To je velmi velká síla. S rostoucí vzdáleností od geometrického středu ve směru rotační osy elektronu se zmenšuje se třetí mocninou vzdálenosti. Hlavní novou informací, týkající se elektronu, je spin. Rovná se Planckově konstantě \bar{h} .

Nemáme mnoho informací o protonu. Je známo, že je to velmi malá částice s kladným nábojem, který se rovná zápornému náboji elektronu $+e_p = -e_e = 1.6021892 \cdot 10^{-19} C$, klidová hmotnost je $m_p = 1.6726485 \cdot 10^{-27} kg$ a magnetický moment $M_p = 14.1062459 \cdot 10^{-31} J/T$. Jestliže předpokládáme, že (jako elektron) má tvar anuloidu, poloměr r_p tohoto prstence bude následující [2], [3].

$$r_p = \sqrt{\frac{h^2}{m_p E_p}} = \sqrt{\frac{(6.626 \cdot 10^{-34})^2}{1.67 \cdot 10^{-27} \cdot 1.6 \cdot 10^{-19} \cdot 938.3 \cdot 10^6}} = 1.3 \cdot 10^{-15} m, \quad (128)$$

kde m_p je hmotnost protonu, E_p je fotonová energie protonu [2], [3].

Poloměr protonu je tedy o tři řády menší než poloměr elektronu. Spiny protonu a elektronu se rovnají Planckově konstantě \bar{h} . Vektory těchto spinů mají směr rovnoběžný s osami jejich magnetických momentů [2], [3]. To vyplývá ze vzorce, který Planckovu konstantu spojuje s magnetickým momentem elektronu M_e . Zapišme jej v následujícím tvaru [2], [3]

$$\bar{M}_e = \frac{e \cdot \bar{h}}{4p \cdot m_e}. \quad (129)$$

V moderní fyzice jsou vektory \bar{M}_e a \bar{h} považovány za vektory vzájemně opačné orientace. Tento předpoklad je založen na faktu, že náboj elektronu e ve vzorci (129) je záporný. To je nezvyklé zdůvodnění. Příroda přiřadila veličinám \bar{M}_e a \bar{h} vektorové vlastnosti. Fyzikové přisoudili elektronu záporné znaménko. To je však otázka konvenční dohody, nikoli přírodní zákon! Ve vzorci (129) je náboj elektronu e skalární veličina a my nemáme důvod psát tento vzorec ve tvaru [2], [3]

$$\bar{M}_e = -\frac{e \cdot \bar{h}}{4p \cdot m_e}. \quad (130)$$

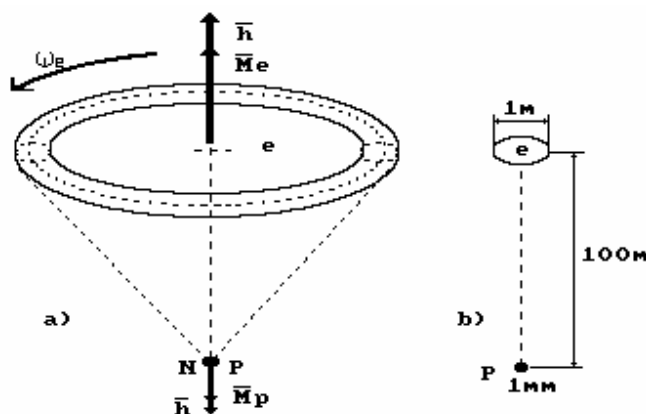
Ponechme stranou logiku moderní fyziky a považujme vektory \bar{M}_e a \bar{h} za jednosměrné.

Magnetická indukce v blízkosti geometrického středu toroidního (prstencového) modelu protonu je větší než magnetická indukce podobného magnetického pole elektronu. Jestliže předpokládáme, že proton je anuloid, použijeme magnetický moment protonu $M_p = 1.411 \cdot 10^{-26} J/T$ a jestliže energie fotonu je $E_p = 9.383 \cdot 10^8 eV$, dostaneme magnetickou indukci B_p v blízkosti osy symetrie protonu [2], [3].

$$B_p = \frac{E_p}{4pM_p} = \frac{9.383 \cdot 10^8 \cdot 1.602 \cdot 10^{-19}}{4 \cdot 3.142 \cdot 1.411 \cdot 10^{-26}} = 8.476 \cdot 10^{14} T \quad (131)$$

To je obrovská magnetická indukce, která se nachází blízko osy symetrie protonu. Mimo střed se snižuje se třetí mocninou vzdálenosti od geometrického středu [2], [3]. Již dříve jsme předpokládali, že tato magnetická indukce generuje síly, jež se rovnají jaderným silám, které váží protony s neutrony [2], [3].

Z toho vyplývá, že elektron s protonem vážou dohromady elektrická pole opačných znamének a stejné magnetické póly zamezují přiblížení na příliš krátkou vzdálenost. Model atomu vodíku bude takový, jak je nakreslen na obr. 18.

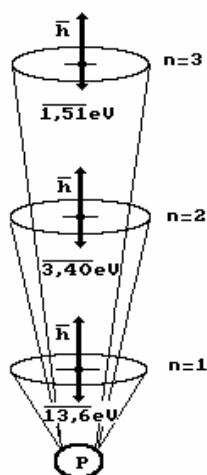


Obr. 18. Diagram of the models of the hydrogen atom

Z výsledků našeho zkoumání tedy vyplývá, že rozměry jádra jsou o tři řády menší než rozměry elektronu. To je umístěno na své ose ve vzdálenosti R_i od geometrického středu elektronu a lze ji vypočítat pomocí Coulombova zákona. Pokud bychom v modelu atomu vodíku zvolili velikost protonu jeden milimetr, velikost elektronu by byla téměř jeden metr a vzdálenost mezi jádrem (protonem) a elektronem by byla sto metrů (Obr. 18, b).

Na obr. 19 jsou zobrazeny energetické skoky elektronu atomu vodíku, vyplývající ze zákona (130) vytváření vazebních energií elektronu s protonem a ze zákona (131) vytváření spektra atomu vodíku.

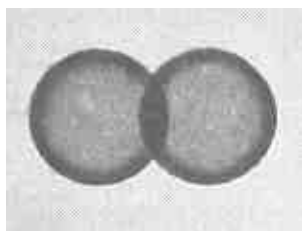
Když porovnáme model atomu vodíku podle starých teorií, zobrazený na obr. 15, s nákresem atomu vodíku podle obr. 18 a 19, vyplývající z nové atomové teorie, vidíme propastný rozdíl, pokud jde o jeho architekturu a informační obsah. Nový model atomu vodíku (obr. 18) obsahuje téměř všechny informace, které jsou nutné pro analýzu procesu vytváření molekul vodíku.



Obr. 19. Diagram of energy jumps of the electron of the hydrogen atom

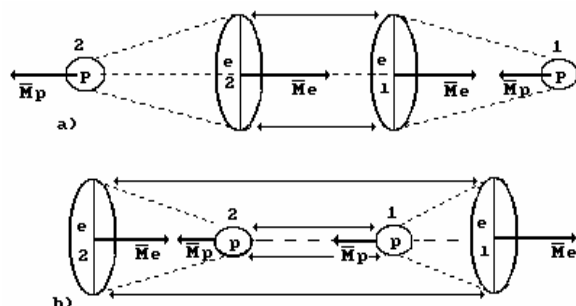
Nyní se předpokládá, že molekuly se tvoří vlivem překrývání elektronových mraků atomů (Obr. 20) [6]. Ve skutečnosti to znamená, že elektrony atomů je spojují do molekul. Je to výsledek dlouhodobých zkušeností chemiků. Tyto zkušenosti jim napověděly, že atomické elektrony spolu interagují a slučují atomy do molekul. Ale myšlenka orbitálního pohybu elektronu znemožňovala podrobnou analýzu tohoto procesu. Nyní tato překážka neexistuje a my máme možnost tento proces podrobně analyzovat. Abychom této možnosti mohli využít, je nutné najít odpovědi na následující otázky.

První otázka: Jaké síly drží pohromadě elektrony, které mají stejné síly? Druhá otázka: Jak se změní vazební energie mezi elektronovými mraky, když se změní vzdálenost mezi nimi? Je to zvláštní, ale chemici se bojí položit tyto otázky již sto let. Zvykli si na absurdní informaci o tvoření molekul.



Obr. 20. Diagram of formation of a covalent bond by the electronic clouds of the hydrogen atoms [6]

Zde je odpověď na první otázku, vyplývající z nové teorie atomu. Když se vytváří molekula vodíku, elektrony jejich dvou atomů dávají dohromady své rozdílné magnetické póly a shodná elektrická pole omezují jejich přiblížení. Výsledkem je vytvoření molekuly vodíku (Obr. 21, a) a my bychom měli kovalentní vazbu jednoduše nazývat elektronová vazba.



Obr. 21. Diagrams of the hydrogen molecule H_2

Molekula vodíku může být vytvořena také přiblížením protonů jejich atomů. V tomto případě se dají dohromady nestejné magnetické póly protonů a shodná elektrostatičká pole protonů omezují jejich přiblížení. Tuto vazbu bychom měli nazývat protonová vazba. Kromě toho ještě existuje vazba elektron – proton.

Nyní uvažujme o energetice procesu tvoření elektronové vazby v molekule vodíku (Obr. 21, a). Je známo, že fúzní energie jednoho molu molekul vodíku se rovná 436 kJ a fúzní energie jedné molekuly je 4,53 eV. Tato energie je emitována atomickými elektrony ve formě fotonů. Každý elektron emituje foton s energií 4,53/2,26 eV [2], [3].

Každý elektron by měl emitovat jeden foton s energií 2,26 eV, když se vytváří molekula vodíku. Vystává otázka: Na jakých energetických úrovních by měly být elektrony atomů vodíku, než se začnou slučovat do molekul?

Na obr. 22 je zobrazen oscilogram dvou spektrálních čar atomu vodíku. První světlá čára (vlevo) odpovídá skoku elektronu na druhou energetickou hladinu s vazební energií 3,4eV; druhá čára (vpravo) odpovídá skoku na třetí hladinu s vazební energií 1,51eV [2], [3].



Obr. 22. Fragment of the atomic and molecular spectrum of hydrogen

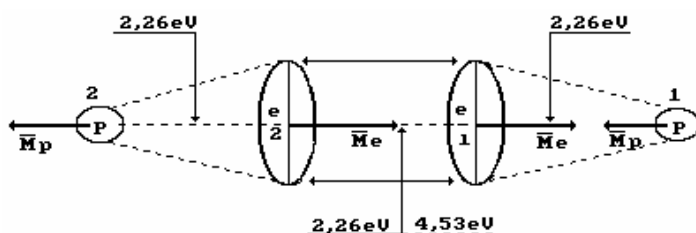
Spektrum molekuly vodíku je dáno jako spojitá světlá oblast (vlevo) (Fig, 22). To dokazuje, že elektrony v atomech tvořících molekuly neobsazují diskrétní energetické hladiny jako u samotných atomů. V molekulách se jejich vazební energie s protony a mezi elektrony mění takovým způsobem, že jejich hodnoty se rovnají úrovním mezi hladinami: vazební energie odpovídají stavům jednotlivých atomů.

Když je elektron na třetí energetické hladině v atomu vodíku, jeho vazební energie s protonem je 1,51eV; když je na druhé hladině, jeho úroveň je 3,4 eV. Aby elektron emitoval fotony s energiemi 2,26 eV, když se tvoří molekuly a je mezi druhou energetickou hladinou (s vazební energií 3,4 eV) a třetí hladinou (1,51 eV), elektron by měl přecházet ze čtvrté hladiny na druhou hladinu (přibližně). V tomto případě emituje foton s energií [2], [3].

$$E_{4-2} = 12.748125 - 10.198499 = 2.549eV . \quad (132)$$

Ve skutečnosti emituje foton s menší energií 2,26 eV a není na druhé energetické hladině, ale mezi druhou a třetí energetickou hladinou, odpovídající stavu atomu.

Kdyby všechny elektrony atomů vodíku během tvoření molekul emitovaly fotony se stejnou energií, v molekulárním spektru (Obr. 22) by se objevila nejméně jedna spektrální čára mezi atomickými čárami, odpovídajícími druhé a třetí energetické úrovni. Nepřítomnost této čáry a přítomnost světlé oblasti poukazuje na skutečnost, že elektrony atomů vodíku během tvoření molekul přecházejí ze čtvrté energetické hladiny a emitují fotony s různými energiemi takovým způsobem, že průměrná hodnota se rovná 2,26 eV. To je přirozené, protože k tomuto procesu nedochází při jedné teplotě. Výsledkem jsou vazební energie mezi protony a elektrony v molekule vodíku takové, jak ukazuje obr. 23 [2], [3].



Obr. 23. Diagram of the hydrogen molecule with binding energies

Nebudeme se pouštět do analýzy energetické bilance procesu slučování molekul vodíku, kyslíku, ozonu, vody, atd. Ti, kdo chtějí znát podrobnosti této analýzy je mohou najít v knize [2], [3].

Abychom mohli začít analyzovat proces tvoření jádra a atomu helia, je nutné mít informaci týkající se neutronu. Je známo, že klidová hmotnost neutronu je $m_n = 1.6749543 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ a magnetický moment je odhadován na $M_n = 9.66332 \cdot 10^{-26} \text{ J/T}$.

Neutron nemá žádný náboj. Protože hmotnost neutronu se od hmotnosti protonu liší nevýznamně, lze předpokládat, že mají blízké geometrické rozměry. Můžeme se domnívat, že poloměr neutronu je přibližně stejný jako poloměr protonu nebo je o trochu větší.

Nepřítomnost orbitálního pohybu elektronu vytváří podmínky, kdy každý elektron by měl vzájemně působit s jedním protonem atomového jádra. Z toho vyplývá, že protony by měly být na povrchu jádra. Aby byly oslabeny odpuzivé síly existující mezi protony, měly by být spojeny s neutrony takovým způsobem, že neutrony jsou mezi protony. Později uvidíme, že tato podmínka je splněna, když neutron má šest magnetických pólů. Na základě tohoto postulátu analyzujeme struktury jader a atomů následujících chemických prvků [2], [3].

2.2. Struktura atomu helia

Helium je druhý chemický prvek (Mendělejevovy periodické tabulky prvků). V jádře jeho atomu jsou dva protony a dva neutrony. Atom má dva elektrony. Kdyby měl atom helia jeden elektron, byl by považován za atom vodíkového typu a Bohrovův vzorec (25) by umožňoval vypočítat jeho spektrum. Bohrovův vzorec neumožňuje vypočítat spektrum prvního elektronu s nižší ionizační energií. V tomto případě se používají přibližné výpočetní metody

[11], založené na Schroedingerově rovnici a na Maxwellových rovnicích. Výsledkem je nedostatek informací, nutných pro odhalení struktury atomu tohoto prvku. Schroedingerova rovnice a Pauliho princip umožňují vykreslit atom helia v následujícím tvaru (Obr. 24) [6].

Nákres atomu helia (obr. 24) se od nákresu atomu vodíku (Obr. 15) liší ve větším průměru a díky faktu, že má dva elektrony. Neexistuje žádná informace, týkající se vazebních energií těchto elektronů s jádrem atomu. Taková informace je však pro chemiky nezbytná.



Obr. 24. Diagram of the helium atom

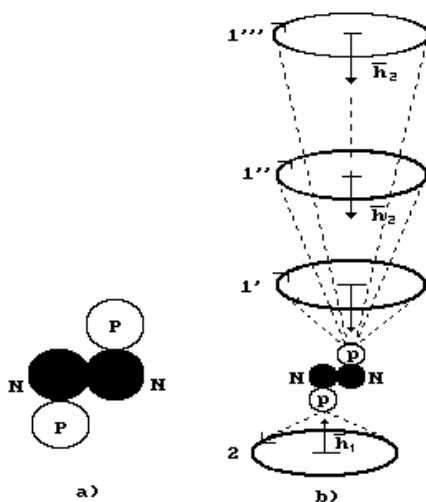
Podívejme se, jak vypadá atom helia, vyplývající z naší teorie. Pro tento účel se nejdříve podívejme na spektrum prvního elektronu, který má menší ionizační energii. Když ve vzorcích (122) a (123) dosadíme $E_i = 24.587$ a $E_1 = 13.468$, dostaneme (tabulka 18)

Tabulka 18. Spectrum of the first electron of the helium atom

Values	N	2	3	4	5	6
E_{ph} (exp.)	eV	21.22	23.09	23.74	24.04	24.21
E_{ph} (theor.)	eV	21.22	23.09	23.74	24.05	24.21
E_b (theor.)	eV	3.37	1.50	0.84	0.54	0.37

Věnujme pozornost faktu, že vazební energie elektronu atomu vodíku s protonem (tabulka 16) a vazební energie prvního elektronu atomu helia s jádrem (tabulka 18) mají obdobné hodnoty. To naznačuje, že první elektron atomu helia vzájemně působí s protonem jádra. Z toho vyplývá, že když jsou v atomu helia oba elektrony, každý z nich vzájemně reaguje s jedním protonem v jádře. Když je z atomu odstraněn jeden elektron, zbývající elektron začne vzájemně působit s oběma protony jádra a jeho ionizační energie je v porovnání s elektronem atomu vodíku čtyřnásobná $13.60 \cdot 4 = 54.40 eV$ [2], [3].

Model jádra a atomu helia podle nové atomové teorie je zobrazen na obr. 25.



Obr. 25. Diagrams: a) of the nucleus and b) of the atom of helium, which has no magnetic moment

Měli bychom si všimnout, že nepřítomnost orbitálního pohybu elektronu v atomu a interakce každého elektronu atomu se svým protonem vyžaduje, aby elektron zůstal na povrchu jádra. Proton má jednoduché magnetické pole, které se podobá magnetickému poli tyčového magnetu. Magnetické pole neutronu je složitější – má šest magnetických pólů [2], [3].

2.3. Struktura atomu lithia

Bohrův matematický model (25) umožňuje vypočítat spektrum pouze takového atomu lithia, který je vodíkového typu. Tento model nedokáže spočítat spektrum atomu se dvěma elektrony. Výsledkem tohoto, Schroedingerovy rovnice a Pauliho principu je následující model atomu Lithia (Obr. 26) [6]



Obr. 26. Diagram of the lithium atom resulting from the old atomic theory

Podle Pauliho principu mohou být na prvním S orbitu (světlá plocha uvnitř) pouze dva elektrony. Třetí elektron je umístěn na druhém S orbitu (tmavší oblast). Neexistuje žádná informace týkající vazebních energií elektronů s jádrem.

Naše atomová teorie umožňuje vypočítat spektra všech elektronů. Pro nás jsou důležitá spektra prvního a druhého elektronu, protože Bohrův vzorec (25) počítá spektrum pouze třetího elektronu. Vazební energie elektronů s atomovým jádrem jsou nejdůležitější (Tabulka 19).

Tabulka 19. Binding energies E_b of the electron of the hydrogen atom e_H and of the first, the second and the third electrons of the lithium atom Li with the nucleus

n	1	2	3	4	5	6	7	8	9
e_H	13.6	3.40	1.51	0.85	0.54	0.38	0.28	0.21	0.17
1	14.06	3.51	1.56	0.88	0.56	0.39	0.29	0.22	0.17
2	54.16	13.54	6.02	3.38	2.17	1.50	1.10	0.85	0.67
3	122.5	30.6	13.6	7.65	4.90	3.40	2.50	1.91	1.51
n	10	11	12	13	14	15	16	17	18
e_H	0.14	0.11	0.09	0.08	0.07	0.06	0.05	0.05	0.04
1	0.14	0.12	0.10	0.08	0.06	0.06	0.05	0.05	0.04
2	0.54	0.45	0.38	0.32	0.28	0.24	0.21	0.19	0.17
3	1.23	1.01	0.85	0.72	0.63	0.54	0.48	0.42	0.38

Když budeme analyzovat tabulku 19, uvidíme blízkost vazebních energií elektronu e_H atomu vodíku a prvního elektronu atomu lithia na první, druhé a třetí energetické hladině a téměř úplnou shodu na všech ostatních energetických hladinách. To dokazuje skutečnost, že první elektron atomu lithia vzájemně působí s jedním protonem jádra.

Můžeme vidět, že jeden (třetí) zbývající elektron atomu lithia začne vzájemně reagovat se třemi protony najednou a jeho vazební energie s jádrem, která odpovídá první ($n = 1$) energetické hladině, je určena podle vzorce [2], [3]

$$E_b \approx E_H \cdot l^2 = 13.60 \cdot 3^2 = 122.40eV, \quad (133)$$

To se kryje s hodnotami této energie v tabulce 19 a dokazuje naši hypotézu, že když jeden elektron v atomu zbývá, vzájemně reaguje se všemi protony v jádře současně.

Vypočítejme vazební energii třetího elektronu ($l = 3$) atomu lithia s jádrem, když je na páté energetické hladině

$$E_b \approx \frac{E_H \cdot l^2}{n^2} = \frac{13.60 \cdot 3^2}{5^2} = 4.896eV \quad (134)$$

Je zřejmé, že tato hodnota souhlasí s podobnou hodnotou vazební energie třetího elektronu atomu lithia s jádrem, když je na páté energetické hladině (Tabulka 19). Protože atom lithia má jeden elektron, je to atom vodíkového typu, proto vypočítejme vazební energii druhého elektronu ($l = 2$) tohoto atomu s jádrem, když je na sedmé energetické hladině [2], [3].

$$E_b \approx \frac{E_H \cdot l^2}{n^2} = \frac{13.60 \cdot 2^2}{7^2} = 1.11eV. \quad (135)$$

Tento výsledek souhlasí s vazební energií druhého elektronu atomu lithia, když je na sedmé energetické hladině (Tabulka 19).

Kdybychom mohli měřit vazební energie s jádrem dvou zbývajících elektronů atomu lithia bez odstranění prvního elektronu, viděli bychom, že všechny tři elektrony mají podobné

vazební energie s jádrem. Ale takový experiment by byl stěží uskutečnitelný za současného stavu vědeckého bádání. Již jsme podali hypotetické vysvětlení tohoto fenoménu [2], [3]. Shoda vypočítaných výsledků podle vzorce (135) s experimentálními daty, zobrazenými v tabulce 19, dokazuje životaschopnost takového vysvětlení.

Není těžké si představit, že jiné hodnoty vazebních energií různých elektronů atomu lithia (tabulka 19), odpovídající první energetické hladině ($n = 1$), získáme díky faktu, že po odstranění prvního elektronu z atomu, zbývající proton začne vzájemně reagovat s druhým elektronem a zvýší se jejich vazební energie na hodnotu, která je blízká vazební energii druhého elektronu atomu helia ($E_b = 54.4/n^2$).

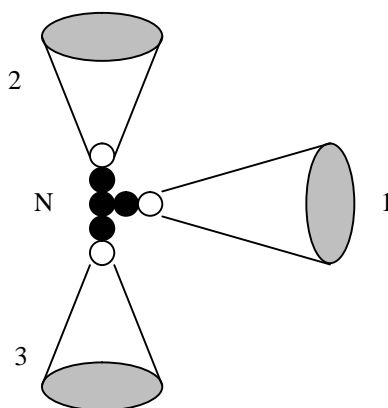
Když je z atomu odstraněn druhý elektron, v jádře zůstanou dva volné protony. Okamžitě začnou vzájemně reagovat se zbývajícím třetím elektronem a zvětší se jeho vazební energie s jádrem l^2 krát.

Když začneme všechny elektrony vracet do atomu, množství protonů reagujících s jedním elektronem se sníží. Vazební energie tohoto elektronu se sníží na hodnotu, která se přibližně rovná vazební energii elektronu s jádrem atomu vodíku.

Následující model lithia vyplývá z výše uvedených faktů (Obr. 27) [2], [3].

Vazba je zajištěna pomocí interakce rozdílných elektrických polí protonů a elektronů, které způsobují jejich přitahování, stejně jako stejných magnetických pólů, které způsobují jejich odpuzování. Z toho vyplývá, že každý elektron reaguje pouze s jedním protonem atomového jádra (Obr. 27).

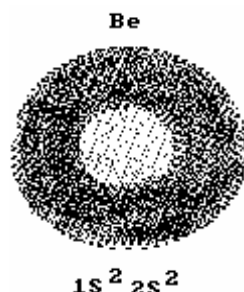
Analýza obrázku 27 ukazuje, že elektrony, které jsou uspořádány symetricky, budou mít podobné vazební energie s jádrem. Elektrostatické odpuzivé síly dvou dalších elektronů ovlivní elektron umístěný vpravo od jádra; proto bude dál od jádra a jeho ionizační energie bude nejmenší. Tomuto elektronu přiřadíme jedničku; věnujme pozornost faktu, že jeho ionizační energie ($E_i = 5.392eV$) je menší než odpovídající ionizační energie atomu vodíku ($E_i = 13.598eV$). Schéma atomu lithia (Obr. 27) umožňuje pochopit příčinu takového rozdílu. Je zřejmé, že oba symetricky umístěné elektrony (2 a 3) pomocí svých elektrostatických sil oddálí první elektron od jádra a sníží jeho ionizační energii [2], [3].



Obr. 27. Diagram of the models of the nucleus and the atom of lithium: N is the atomic nucleus; 1, 2, 3 are the numbers of the electrons

2.4. Struktura atomu berylia

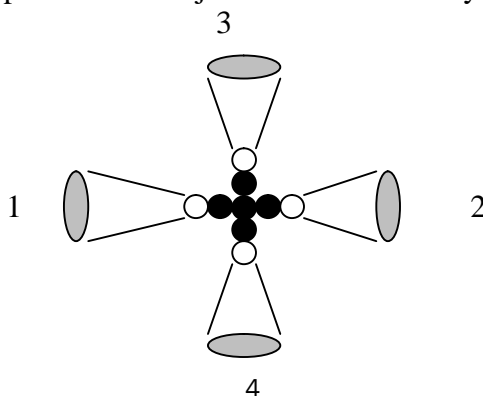
Připomeňme si, že Bohrov vzorec (25), stejně jako Schroedingerova rovnice (120), umožňuje vypočítat spektrum atomu berylia vodíkového typu, tj. atomu s jedním elektronem. Výsledkem, též podle Pauliho principu, je model atomu berylia zobrazený na obr. 28 [6].



Obr. 28. Diagram of the beryllium atom resulting from the old atomic theory

Podle Pauliho principu mohou být na S orbitech pouze dva elektrony s různými spiny. Jejich vazební energie s jádrem jsou neznámé.

Nová atomová teorie přináší následující model atomu berylia (Obr. 29) [2], [3].



Obr. 29. Diagram of the structure of the nucleus and the atom of beryllium: 1, 2, 3 and 4 are the numbers of the electrons

Beryllium je čtvrtým prvkem periodické tabulky chemických prvků. Výsledky jaderné experimentální spektroskopie ukazují, že 100% atomů přírodního berylia má jádra se čtyřmi protony a pěti neutrony (Obr. 29). Nemluvíme zde o struktuře umělých izotopů tohoto prvku s krátkou dobou života.

Fakt, že všechna jádra atomů berylia mají 4 protony a 5 neutronů, je úžasný, protože nám pomáhá pochopit mnoho nejasností spojených se strukturou jader a atomů berylia a se spektry elektronů tohoto atomu [2], [3].

Přítomnost jednoho přebytečného neutronu v jádře atomu berylia umožňuje okamžitě pochopit jeho strukturu. Tato struktura je do jisté míry plochá a symetrická. Z této struktury vyplývá, že neutron uprostřed má čtyři magnetické póly v jedné rovině. Je jasné, že pátý neutron je zde nutný k propojení ostatních čtyř neutronů takovým způsobem, že s každým z nich může být spojen proton. Protony a neutrony spojují magnetické síly, které fyzikové nazývají jadernými silami [2], [3].

Protože orbitální pohyb elektronů neexistuje, jak vyplývá z experimentální spektroskopie, všechny čtyři elektrony atomu (každý vzájemně reaguje se svým protonem) tvoří jeho symetrickou strukturu (Obr. 29).

Protože všechny čtyři protony jádru jsou umístěny na jeho povrchu a každý z nich má jeden volný magnetický pól, magnetické póly elektronů stejné polaroty působí vzájemně s těmito póly a omezují přiblížení elektronů k protonům. Rovnice (122) a (123) umožňují vypočítat spektra všech elektronů tohoto atomu. Pro nás je důležitější znát změny vazebních energií elektronů s jádrem. Když jsou elektrony jeden po druhém odstraněny od jádra, tyto vazební energie budou následující (Tabulka 20) [2], [3].

Tabulka 20. Binding energies E_b of the electron of the hydrogen atom e_H and of the 1st, the 2nd, the 3rd and the 4th electrons of the beryllium atom Be with the nucleus

n	1	2	3	4	5	6	7	8	9
e_H	13.6	3.40	1.51	0.85	0.54	0.38	0.28	0.21	0.17
1	16.17	4.04	1.80	1.01	0.65	0.45	0.33	0.25	0.20
2	56.26	14.06	6.25	3.52	2.25	1.56	1.15	0.88	0.69
3	120.89	30.22	13.43	7.56	4.83	3.36	2.47	1.89	1.49
4	217.71	54.43	24.19	13.6	8.71	6.05	4.44	3.40	2.69
n	10	11	12	13	14	15	16	17	18
e_H	0.14	0.11	0.09	0.08	0.07	0.06	0.05	0.05	0.04
1	0.16	0.12	0.10	0.08	0.07	0.06	0.05	0.05	0.04
2	0.56	0.46	0.39	0.33	0.29	0.25	0.22	0.19	0.17
3	1.21	1.00	0.84	0.72	0.62	0.54	0.47	0.42	0.37
4	2.18	1.80	1.51	1.29	1.11	0.97	0.85	0.75	0.67

Když jsou všechny elektrony v atomu přítomny, mají téměř stejně velké vazební energie s jádrem (Tabulka 21) [2], [3].

Data v tabulce 21 ukazují, že od 13. energetické hladiny jsou vazební energie všech elektronů atomu berylia stejné jako vazební energie elektronu atomu vodíku. To znamená, že se vzrůstající vzdáleností mezi elektrony a atomovým jádrem jejich vzájemné ovlivňování téměř úplně zmizí a začínají se chovat stejně jako elektron atomu vodíku [2], [3].

Tabulka 21. Binding energies E_b of the electron of the hydrogen atom e_H and of the electrons (1, 2, 3, 4) the beryllium atom Be with the nucleus when all of them are in the atom

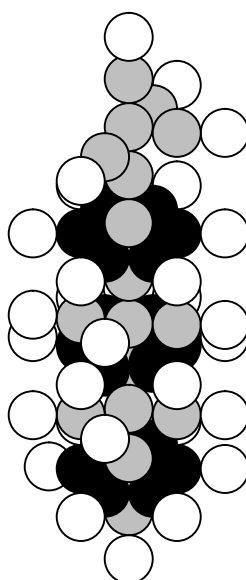
n	1	2	3	4	5	6	7	8	9
e_H	13.6	3.40	1.51	0.85	0.54	0.38	0.28	0.21	0.17
1	16.17	4.04	1.80	1.01	0.65	0.45	0.33	0.25	0.20
2	16.17	4.04	1.80	1.01	0.65	0.45	0.33	0.25	0.20
3	16.17	4.04	1.80	1.01	0.65	0.45	0.33	0.25	0.20
4	16.17	4.04	1.80	1.01	0.65	0.45	0.33	0.25	0.20
n	10	11	12	13	14	15	16	17	18
e_H	0.14	0.11	0.09	0.08	0.07	0.06	0.05	0.05	0.04

1	0.16	0.12	0.10	0.08	0.07	0.06	0.05	0.05	0.04
2	0.16	0.12	0.10	0.08	0.07	0.06	0.05	0.05	0.04
3	0.16	0.12	0.10	0.08	0.07	0.06	0.05	0.05	0.04
4	0.16	0.12	0.10	0.08	0.07	0.06	0.05	0.05	0.04

Je jasné, že když jsme analyzovali modely atomů lithia a berylia, neviděli jsme žádné důvody pro rozdělení jejich elektronů do orbitů, hladin a podhladin, vyplývajících z Pauliho principu. Proto máme pocit, že je to zbytečný princip, který nemá nich společného s realitou [2], [3].

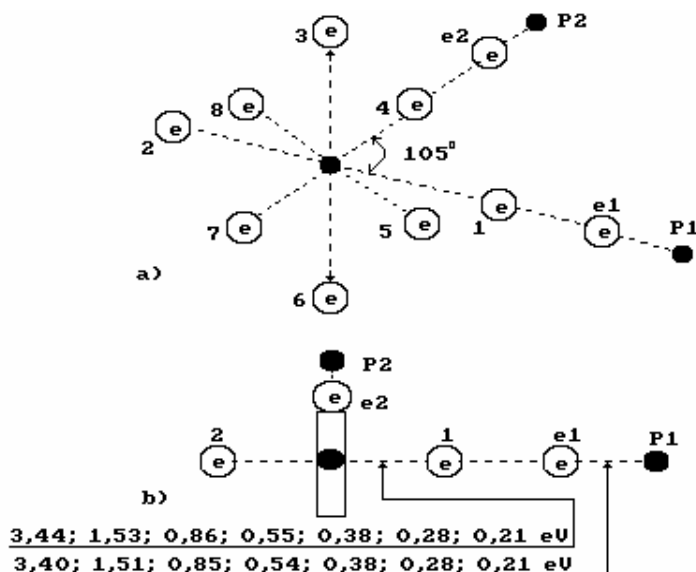
3. Doplnující informace

Čtenář by možná rád viděl strukturu jádra atomu, u něhož jsme náš výzkum zastavili. Je to jádro atomu mědi (Obr. 30) [2], [3].

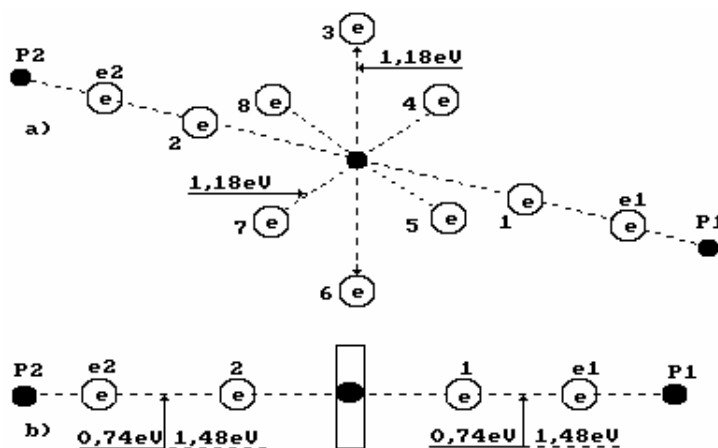


Obr. 30. Structure of the nucleus of the copper atom

Také by bylo zajímavé znát struktury molekul vody, vyplývající z nové atomové teorie. Jsou zobrazeny na obr. 31 a 32 [2], [3].



Obr. 31. Structure of the water molecule at an angle of 105° between the hydrogen atoms



Obr. 32. Structure of the water molecule: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8 are the numbers of the electrons of the oxygen atom, P_1, P_2 are the nuclei of the hydrogen atoms (the protons); e_1 and e_2 are the numbers of the electrons of the hydrogen atoms

Na obr. 31 je znázorněno schéma molekuly vody. Z tohoto schématu je možné vytvořit proslulý úhel této molekuly, který se rovná 105° . Na obr. 32 je schéma molekuly vody bez tohoto úhlu, ale se souhrnem možností vysvětlení všech vlastností vody [2], [3].

ZÁVĚR

Myšlenka Claudia Ptolemaia týkající se pohybu Slunce okolo Země platila téměř dva tisíce let. Myšlenka Nielse Bohra týkající se orbitálního pohybu elektronů v atomech platila méně než sto let, ale napáchala více škod než Ptolemaiova myšlenka.

Nyní každý může potvrdit, že myšlenka orbitálního pohybu elektronů v atomech je na cestě do historie vědy a že je nahrazena myšlenkou týkající se lineární interakce elektronů

s atomovým jádrem. Ta popisuje realitu mnohem přesněji a přináší mnohem více informací pro důkladné pochopení uspořádání mikrosvěta.

REFERENCE

1. Marion J.B. Physics and Physical World, "Mir", 1975.
2. Kanarev Ph.M. Foundations of Physchemistry of the Microworld. The fifth edition. Krasnodar, 2004. 400 pages
3. Kanarev Ph.M. Foundations of Physchemistry of the Microworld. The sixth edition. 500 pages. Redacted.
4. Khramov Yu.A. Physicists. M. "Nauka". 1983. 395 pages
5. Sprole R. Modern Physics. Quantum Physics of the Atoms of the Solid Body and the Nuclei. M. "Nauka". 1974. 591 pages
6. Beresin F.A., Shubin M.A. Schroedinger Equation. M.: MSU publishing house, 1983.
7. Pilipenko A.T., Pochinok V.Ya. et al. Elementary Chemistry Guide. Kiev, "Naukova Dumka", 1977, 538 pages
8. Novoshinsky I.I., Novoshinskaya N.S. Chemistry. Textbook for the 10th form. M. "Onyx 21th century", "Mir i obrazovanie", 2004, 350 pages
9. Nikitin A.A., Rudzikas Z.B. Principles of the Theory of Spectra of the Atoms and Ions. M., "Nauka". 1977.
10. Zaidel A.N. et al. Spectral Lines Tabulkas. M. "Nauka". 1977.
11. Striganov A.P., Odintsova G.A. Spectral Lines Tables. M. "Nauka". 1977.