

IX. Електронска структура на атомот (4 часа)

Електронска структура на атомот

Тајната за хемиските својства на супстанците е скриена во електронската структура на атомот. Хемиските реакции се резултат на промени во електронската структура на атомите што учествуваат во хемиските реакции. Затоа, за разбирање на хемиските реакции, неопходно е да се проучи детално електронската структура на атомот.

Под поимот ***електронска структура на атомот*** се подразбира

- *број на електрони во атомот;*
- *каде и како се распоредени електроните во атомот;*
- *колкава е енергијата на електроните;*

Важно! Електроните имаат специфично однесување за кое не може да се најде аналогија во макроскопиот свет!

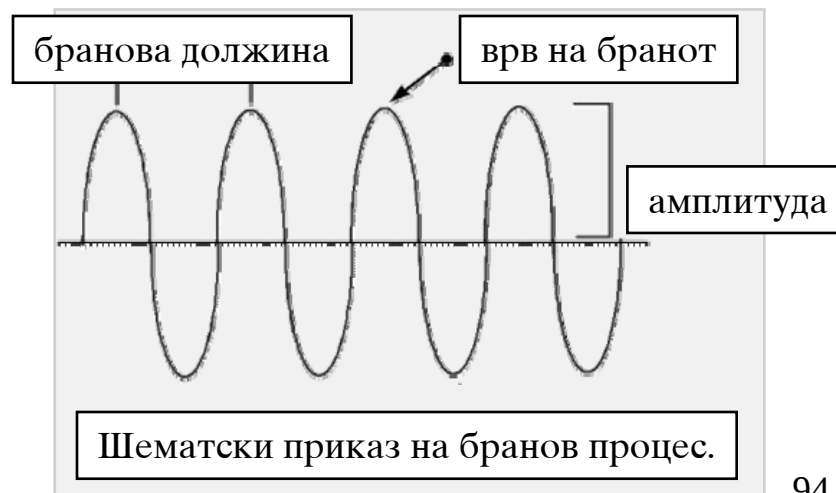
Бранова природа на светлината

Голем дел од сознанијата за електронската структура на атомот се резултат на проучувања на интеракциите помеѓу атомот и светлината. На пример, при повишена температура на супстанциите, доаѓа до промени во електронската структура на атомите и до емисија на светлина од страна на супстанциите. Покрај ова, супстанциите можат да апсорбираат светлина, при што апсорбираната светлина предизвикува промени во електронската структура на атомите. Врз основа на проучувања на светлината што е апсорбирана или емитувана од супстанциите, можат да се донесат заклучоци за електронската структура на атомите. Затоа е неопходно да се запознаеме со основните својства на светлината. **Светлината е електромагнетно зрачење.** Во природата постојат различни видови на електромагнетни зрачења. На пример: видлива светлина, X-зрачење, радио бранови, топлинско зрачење итн. Сите примери се однесуваат на електромагнетни зрачења коишто се разликуваат помеѓу себе според енергијата што ја пренесуваат (поседуваат).

Особини на електромагнетното зрачење:

- пренесува енергија низ просторот;
- брзина на движење низ вакуум: $c = 3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$.

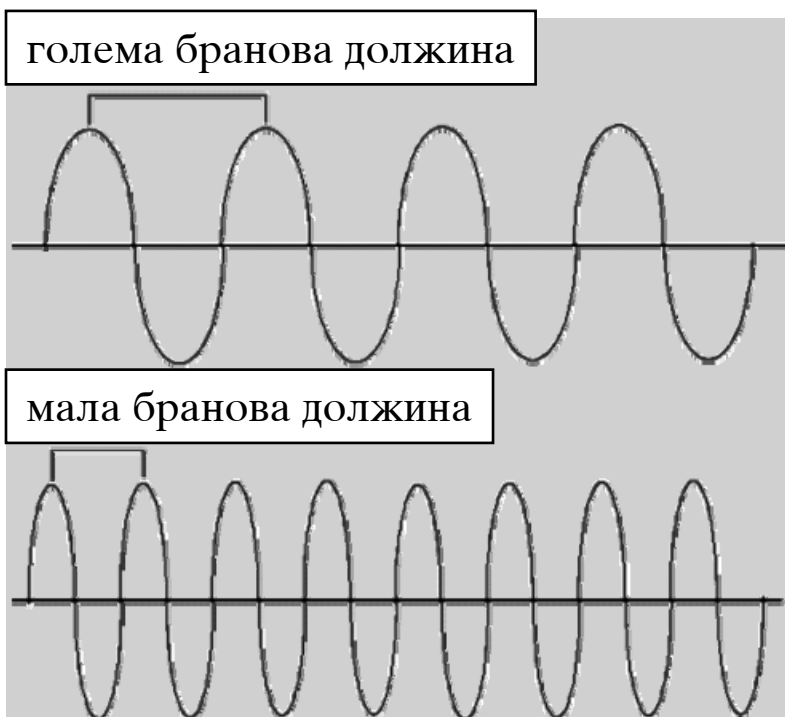
Особини на бранов процес



Главни карактеристики на брановиот процес:

➤ фреквенција ν (се чита “ни”) (број на циклуси во единица време), (единица $\text{s}^{-1} = \text{Hz}$ се чита “херц”)

➤ бранова должина λ (единици m).

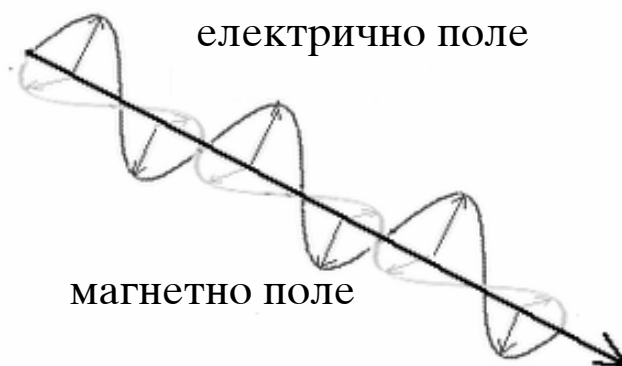


Брзината на движење на бранот се дефинира како $v = \nu \lambda$. Кога се работи за електромагнетни бранови, тогаш нивната брзина во вакуум е константна, $v = c$. Според тоа:

$$\nu \lambda = c$$
$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

ν и λ се однесуваат обратно пропорционално. Колку е поголема брановата должина, толку е помала фреквенцијата на бранот. Односно, колку е поголема брановата должина, толку е помал бројот на бранови (циклуси) во единица време.

Електромагнетното зрачење може да се замисли како периодично променливо електрично и магнетно поле кои се движат низ просторот, како што е прикажано на долната слика. Векторот на електричното поле е нормален на векторот на магнетното поле.



Шематски приказ на променливото електрично и магнетно поле на електромагнетното зрачење.

Во природата постојат електромагнетни зрачења со различна бранова должина. Целокупното множество на сите електромагнетни зрачења се вика спектар на електромагнетното зрачење.

Спектар на електромагнетното зрачење



Брановата должина на гама зраците е приближна на големината на атомското јадро, додека брановата должина на радиобрановите е приближна на должината на едно фудбалско игралиште.

Квантни ефекти и фотони

Max Planck (1900): *Енергијата може да биде апсорбирана или емитувана (оддадена) само во строго определени “пакети” (количини) со определена минимална величина.*

- Минималната количина енергија што може да се пренесува во облик на електромагнетно зрачење се нарекува “квант”. Квантот може да се разбере како најмал енергетски пакет што со себе го носи електромагнетното зрачење. Електромагнетното зрачење со себе носи цел број кванти, односно, електромагнетното зрачење го подразбираме како множество од кванти.

- Големината на квантот, односно најмалиот енергетски пакет, е определен од фреквенцијата на зрачењето:

$$E = h\nu.$$

h -Планкова константа, $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$

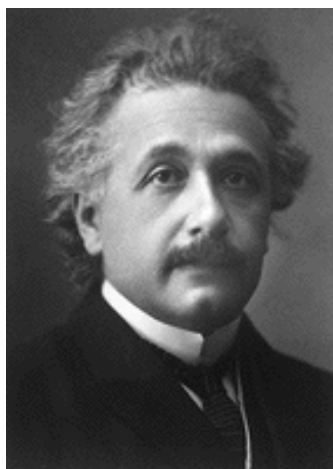
- Електромагнетни зрачења со различна фреквенција со себе носат различни минимални енергетски пакети (кванти). Зрачењето со повисока фреквенција се состои од множество на енергетски пакети со повисока енергија отколку друго зрачење со пониска фреквенција.
- Секое електромагнетно зрачење со себе носи цел број кванти. Односно, електромагнетната енергијата се емитува или апсорбира само во целоброен производ од $h\nu$, односно само во цел број кванти. Интензитетот на електромагнетното зрачење зависи од бројот на кванти што со себе ги носи електромагнетното зрачење.

Фотоелектричен ефект

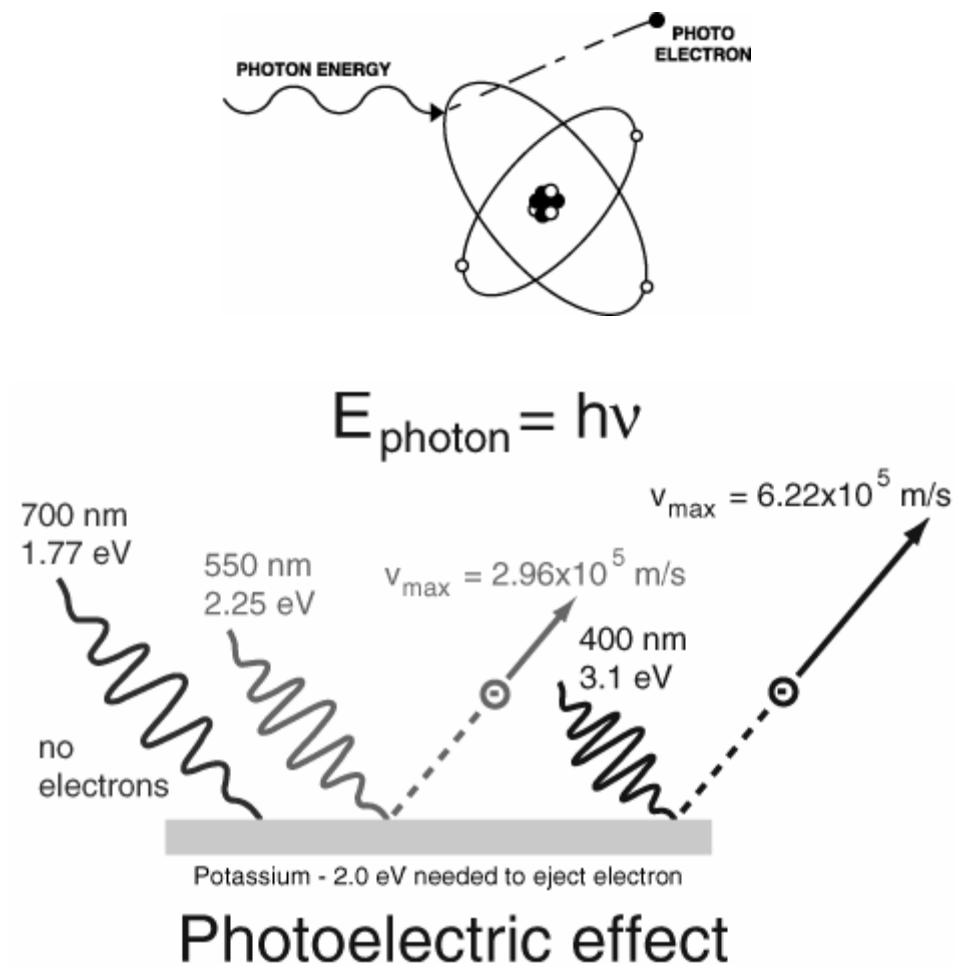
Електромагнетното зрачење што упаѓа на површината од некој метал, може да предизвика емисија на електрони. Овој феномен се нарекува **фотоелектричен ефект**.

Дали ќе дојде до емисија на електрони зависи од типот на металот и фреквенцијата на зрачењето, а не зависи од интензитетот на зрачењето.

Albert Einstein (1879 - Улм, Германија - 1955) (Нобелова награда за физика во 1921 за објаснувањето на фотоелектричниот ефект)



- ❖ Светлината се состои од мали енергетски пакети (или честички) наречени **фотони**.
- ❖ Секој фотон поседува енергија пропорционална на фреквенцијата на зрачењето: **$E = h\nu$** .
- ❖ Кога фотонот се судира со металната површина неговата енергија се пренесува на електроните.
- ❖ Дел од енергијата се троши за совладување на привлечните сили меѓу електронот и протоните, а дел на кинетичката енергија што електронот притоа ја добива.



Шематски приказ на фотоелектричниот ефект што е доказ за корпускуларната природа на светлината

- Ако еден фотонот содржи енергија доволна да се совладаат привлечните сили помеѓу електронот и протоните, тогаш доаѓа до емисија на електрони. Доколку еден фотон не содржи доволна енергија за совладување на овие сили, тогаш не доаѓа до емисија на електрони. Значи, најважно е колку енергија содржи еден фотон, а не е важно колку фотони ќе пристигнат со зрачењето. Со други зборови, ***фотоелектричниот ефект не зависи од бројот на фотони во зрачењето (интензитетот на зрачењето) туку зависи од количината на енергија што се содржи во еден фотон.***
- Ајнштајновата интерпретација на фотоелектричниот ефект сугерира дека светлината има корпускуларна природа, односно таа може да се замисли како проток од честички наречени ***фотони***, при што секој фотон содржи еден квант енергија

$$E = h\nu$$

Но при други услови, светлината покажува типични особини на бранов процес. Според ова, *дали светлината има бранова или корпускуларна природа?*

Светлината има двојна природа. Таа има истовремено природа на бранов процес и корпускуларна природа (природа на честички).

Двојна природа на електронот

Електромагнетното зрачење има двојна природа: бранова природа и корпускуларна природа (природа на материјалните честички). Електроните стапуваат во директна интеракција со светлината (електромагнетното зрачење). Според тоа, тие мора да имаат слична природа со светлината.

Louis de Broglie (1892-1987): *Ако можат брановите при определени услови да покажуваат особини на честички, тогаш можат и честичките, при определени услови, да покажуваат особини на бранови.*

Електронот, којшто во XIX век бил замислуван како честичка што се движи по определена патека (орбитата) околу атомското јадро, може да покажува особини на бран. Брановата должина на електронот, третиран како електромагнетен бран, зависи од неговата брзина на движење и од неговата маса:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

λ - бранова должина на електронот
 m - маса на електронот
 v - брзина на електронот
 mv - количество движење

Важно! Денешните сознанија јасно покажуваат дека електронот има двојна природа. Електронот има природа на честичка, но и на електромагнетен бран!

$$\lambda \nu = c \dots (1)$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \dots (2)$$

$$E = h \nu \dots (3)$$

$$E = h \frac{c}{\lambda} \dots (4)$$

$$\lambda = \frac{h}{m \nu} \dots (5)$$

$$E = c m \nu \dots (6)$$

$$\text{ако } \nu = c \text{ тогаш } E = m c^2$$

Равенката 1 ја покажува релацијата на брановата должина и фреквенцијата на електромагнетното зрачење. Равенката 3 ја дефинира енергијата на еден квант на електромагнетното зрачење. Со замена на равенката 2 во 3, се добива равенката 4, што го дефинира квантот енергија како функција од брановата должина на електромагнетното зрачење.

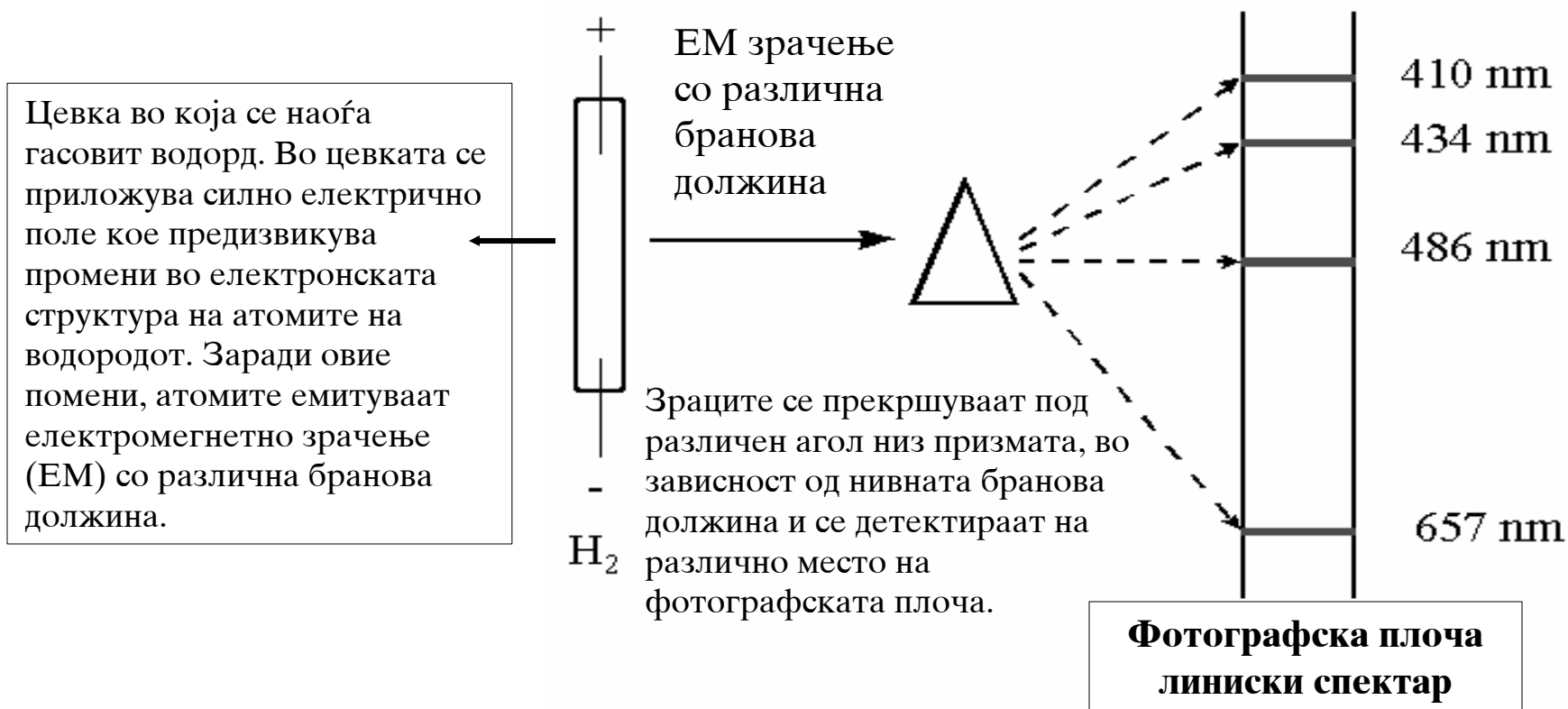
Доколку го искористиме изразот за брановата должина на електронот (равенката 5), тогаш се добива израз за енергијата на електронот (равенката 6). Равенките 5 и 6 ја отсликуваат двојната природа на електронот. Во нив фигурира масата (величина типична за честичките) и брановата должина (во 5) или фреквенцијата (во 6) типична за брановите. Доколку претпоставиме дека електронот се движи со максималната брзина во природата, односно со брзината на светлината, тогаш неговата максимална енергија е дефинирана со Ајнштајновиот израз за врската помеѓу масата и енергијата.

Прицип на неодреденост

- о ***Werner Heisenberg*** (1901-1976): Заради двојната природа на електронот, невозможно е истовремено точно да се определи (да се знае) положбата и брзината на движење на електронот.

Боров аџомски модел (историски џриод-џоедносџавена слика за електронската сџрукџура на аџомот)

Шемаџски џриказ на основниот експеримент за џроучување на електронската сџрукџура на водородот.



Линиски спектар на електромагнетното (ЕМ) зрачење емитувано од гасовит водород под дејство на електрично поле со висок напон.

Електромагнетното зрачење (спектарот на зрачењето) е во врска со електронската структура на атомите од кои е емитирано зрачењето.

Борови хипотези:

- Електроните кружат околу јадрото по определени патеки наречени **електронски орбити**, слично на кружењето на планетите околу сонцето.

Проблем! Според класичните физички закони, движењето на наелектризирана честичка предизвикува емисија на енергија во облик на електромагнетно зрачење, што би резултирало со губење на енергија на електронот, односно негово спирално движење и конечно негова колизија (судар) со атомското јадро. Сепак ова не се случува.

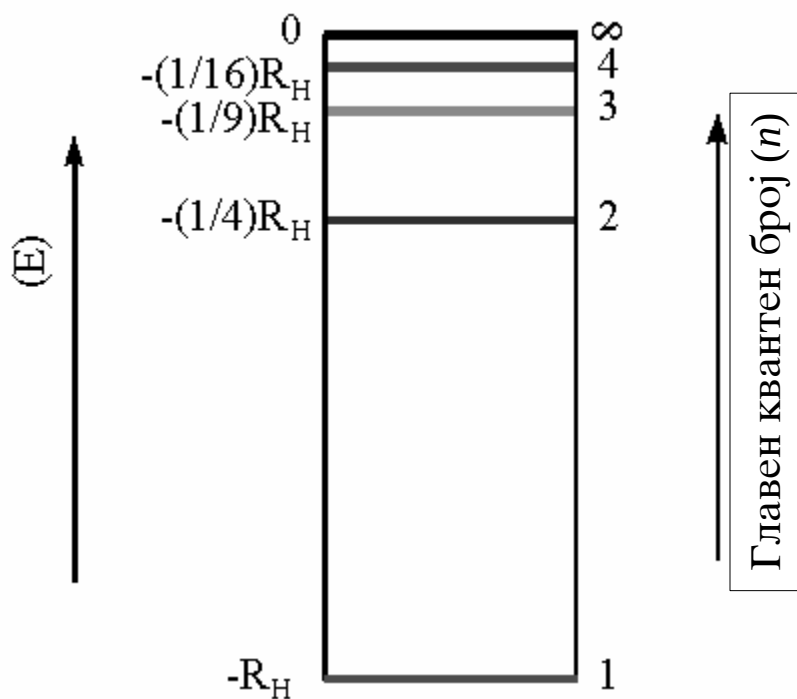
Атомот е стабилна честичка. Заклучок: Класичните физички закони не можат да ја објаснат структурата на атомот.

Други Борови хипотези:

- Електроните можат да се движат само по строго определени (дозвоени) орбити, со определена енергија и определен радиус (*хипотеза идеја од Макс Планк за квантизирана енергетска состојба*).
- Електроните во дозволените орбити имаат определена енергија, при што не емитираат енергија во облик на ЕМ зрачење. Енергијата може да се пресмета според равенката:

$$E_n = -R_H \frac{1}{n^2}$$

n се нарекува **главен квантен број** ($n = 1, 2, 3..$), а R_H е Ридбергова константа ($R_H = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$).



Шемаски приказ на релативните енергии на електронот во дозволените орбити на атомот на водородот.

- _ Колку е пониска енергијата, толку е атомот постабилен.
- _ Најниската состојба ($n = 1$) се нарекува **основна состојба**
- _ кога електронот е во повисоко ниво ($n = 2, 3..$), тогаш атомот е во **ексциџирана (возбудена) состојба**
- _ со порастот на n , може да се стигне до состојба на целосно издвојување на електронот од атомот.
- _ За премин на електронот од пониско (n_p) кон повисоко енергетско ниво (n_f), мора да биде апсорбирана енергија, ΔE .
- _ При премин во обратната насока, атомот го емитува истото количество енергија ΔE во облик на ЕМ зрачење со определена фреквенција.

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_p^2} \right) = h \nu$$

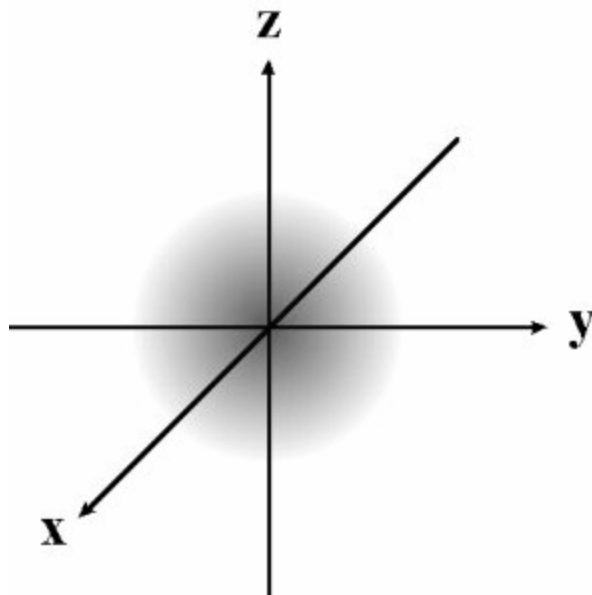
Важноста на Боровиот модел се огледа во идејата за **кванџизирана енергетска состојба на електроните**. Но, моделот е применлив само за атомот на водородот или за едоелектронските јони (He^+ , Li^{2+} ...)

Квантната механика:

Современи сознанија за електронската структура на атомот

- о 1926 Erwin Schrödinger: Шредингеровата бранова равенка ја вклучува брановата и корпускуларната природа на електронот. Таа е основа на новата научна дисциплина наречена **бранова механика** или **квантна механика**.
- о Решенијата на Шредингеровата равенка се серија од **бранови функции, Ψ** . Функцијата Ψ нема конкретно физичко значење, но нејзиниот квадрат, Ψ^2 , е еднаков на веројатноста на наоѓање на електронот во одреден дел од просторот околу атомското јадро.

Важно: Според Боровиот атомски модел, електронот се движи по определени патеки, наречени **орбитии**, но според модерниот приод на Шредингер, не може да станува збор за определена патека на електронот, туку само за веројатност за наоѓање на електронот во определен дел од просторот околу атомот.



Шематски приказ на распределбата на електронската густина во атомот на водородот во неговата основна состојба. Интензитетот на бојата (затемнувањето) е пропорционален на веројатноста на наоѓање на електронот во просторот.

- Брановите функции, што се решенија на Шредингеровата равенка, се наречени **орбитали**. Функциите имаат определен облик кој е во врска со дистрибуцијата на електронската густина, или со други зборови, во врска со дистрибуцијата на веројатноста на наоѓање на електронот на определен дел од просторот. Покрај тоа, решенијата нудат информации и за енергетската состојба на електронот во определената орбитала.
- Боровиот атомски модел користи само еден број, наречен главен квантен број **n** , за опишување на **орбиталите** на електронот. Но, според Шредингеровата равенка, за опишување на електронските орбитали се користат три квантни броеви : **n** , **l** и **m_l** .
 - **Главен квантен број n :**
 - Вредности: 1, 2, 3, итн. (прости цели броеви)
 - Со порастот на **n** , електронската густина е се подалеку од атомското јадро, односно расте големината на орбиталата.
 - Со порастот на **n** , расте енергијата на електронот, односно електронот е се послабо сврзан со атомското јадро.
 - **Орбитален (азимутален) квантен број l :**
 - Вредностите за **l** зависат од **n** и се движат од 0 до **$n-1$** за секоја вредност на **n** .
 - Вредностите за **l** , наместо со бројки, најчесто се означуваат со букви и тоа: **s ($l = 0$), **p ($l = 1$), **d ($l = 2$), **f ($l = 3$).********
 - Вредностите на **l** го дефинираат обликот, односно видот на орбиталите.
 - **Магнетен квантен број m_l :**
 - Вредностите за **m_l** зависат од **l** и се движат од **$-l$** до **$+l$** .
 - Вредностите на **m_l** го дефинираат магнетниот момент на еден ист вид орбитали. **m_l** го дефинираат бројот на дегенерирани орбитали (орбитали со иста енергија) коишто најчесто се разликуваат само според ориентацијата во просторот.

- Да ги погледнеме различните комбинации на квантните броеви, нивната взаемна поврзаност и нивното значење:

➤ $n = 1, l = 0$ (s орбитала); $m_l = 0$ (една вредност за m_l , тоа значи една s орбитала). Првиот електронски слој содржи само една s орбитала.

➤ $n = 2$: $l = 0$ (s орбитала); $m_l = 0$; (една вредност за m_l);
 $l = 1$ (p орбитали); $m_l = -1, m_l = 0, m_l = 1$; (три вредности за m_l)

Во вториот слој постојат една s и три p орбитали. Дека постојат три p дегенерирани орбитали дознаваме од трите вредности за магнетниот квантен број, диктирани од вредноста $l = 1$ за орбиталниот квантен број.

➤ $n = 3$, $l = 0$ (s орбитала); $m_l = 0$ (една s орбитала);
 $l = 1$ (p орбитали); $m_l = -1, m_l = 0, m_l = 1$ (три p орбитали)
 $l = 2$ (d орбитали); $m_l = -2, m_l = -1, m_l = 0, m_l = 1, m_l = 2$ (пет d орбитали).

Од вредноста за $l = 2$, следуваат пет вредности за m_l , што значи пет дегенерирани d орбитали.

Во третиот електронски слој постојат една s , три p и пет d орбитали.

Пример:

n (главен квантен број)	l (азимутален квантен број) (облик на орбиталите)	ознака на орбиталите со букви (тип на орбитали)	m_l (магнетен квантен број) (ориентација на орбиталите)	број на различни орбитали
3	0	s	0	1
	1	p	-1, 0, 1	3
	2	d	-2, -1, 0, 1, 2	5

➤ Множеството орбитали со ист главен квантен број **n** се нарекува **електронски слој** или **електронска лушја**.

➤ Множеството орбитали со ист главен квантен број **n** и орбитален квантен број **l** , се нарекува **електронски подслој** или **подлушја**.

- Бројот на електронски потслоеви во одреден слој е еднаков со главниот квантен бројот на слојот. Првиот слој ($n = 1$) има само еден потслој (s потслојот). Вториот слој ($n = 2$) има два потслоеви (s и p потслој). Третиот слој ($n = 3$) има три потслоеви (s , p и d потслој) итн.



Секој потслој содржи определен број орбитали:

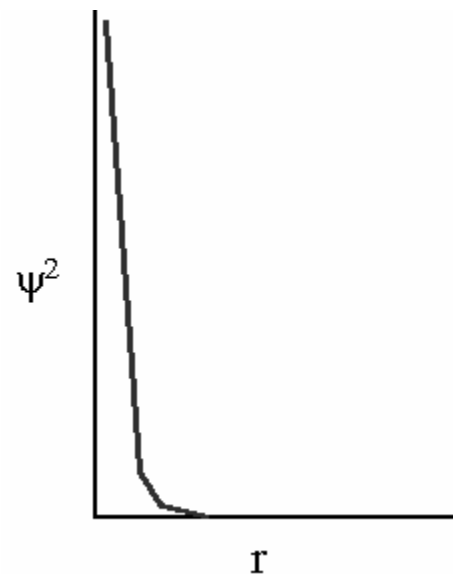
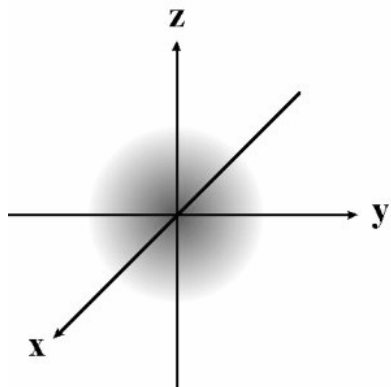
- потслојот s содржи една орбитала;
- потслојот p содржи три орбитали;
- потслојот d содржи пет орбитали;
- потслојот f содржи седум орбитали.

Секој атом на водород при обична температура се наоѓа во својата основна состојба. Тоа значи дека неговиот електрон се наоѓа во $1s$ орбиталата. Другите енергетски нивоа (орбитали) се празни, непополнети. За да електронот премине во повисоките енергетски слоеви потребно е да се апсорбира енергетски квант со точно определена фреквенција и количина енергија што одговара на разликата помеѓу енергетските нивоа помеѓу кои се врши електронскиот премин.

Атомски орбитали

o *S* орбитали

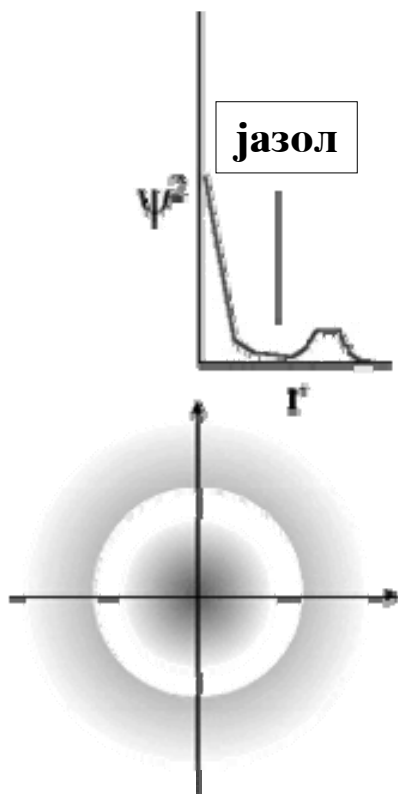
1S орбиталата е сферно симетрична, односно има облик на сфера.



1s орбитала. Зависност на веројатноста за наоѓање на електронот ψ^2 од растојанието од атомското јадро r .

Важно: Во 1s орбиталата веројатноста за наоѓање на електронот во дел од просторот далеку од атомското јадро е скоро нула, односно, веројатноста драстично опаѓа со порастот на растојанието.

о *S орбитали во повисокије електронски слоеви.*



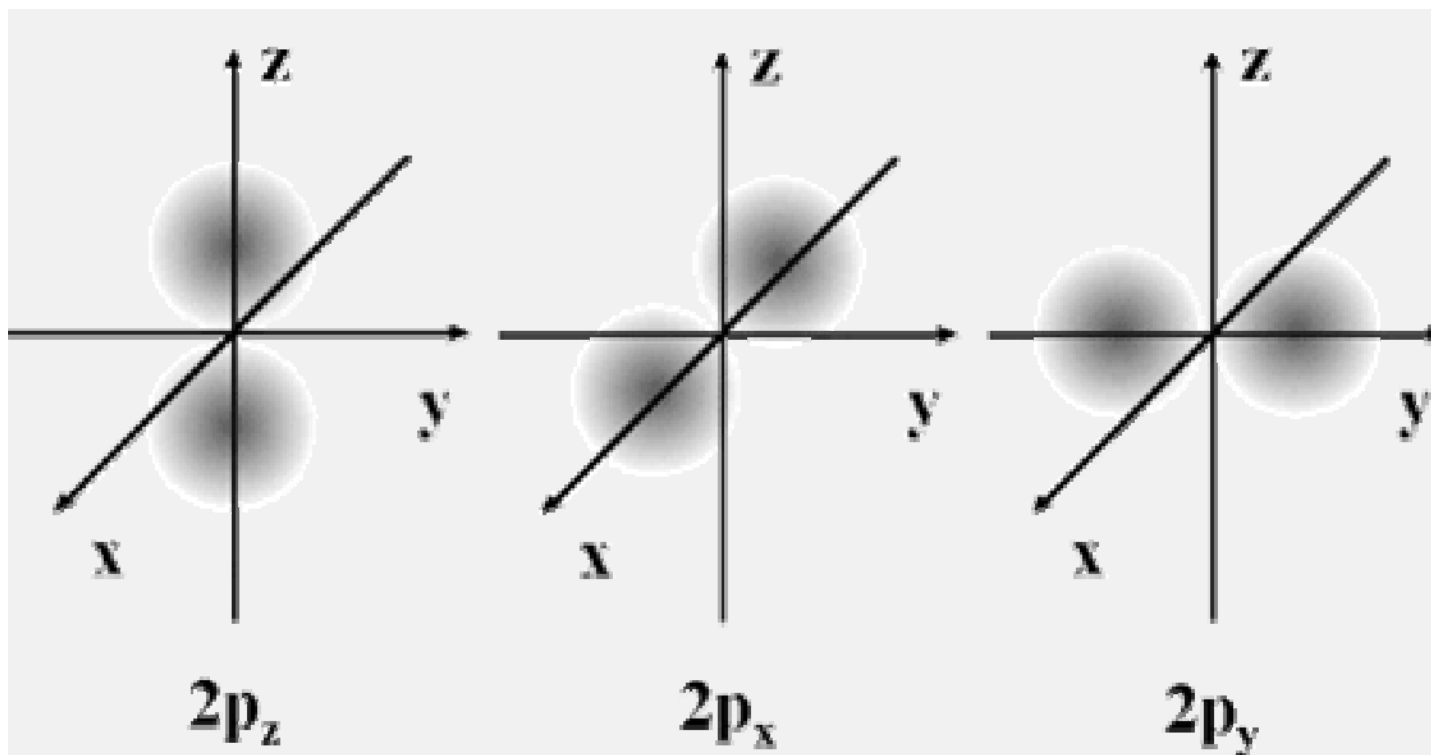
Веројатноста на наоѓање на електронот кај 2s орбиталата најпрво опаѓа со порастот на растојанието од атомското јадро, потоа повторно расте, постигнувајќи локален максимум, а потоа повторно опаѓа и асимптотски се стреми кон вредност нула. Според ова, иако 2s орбиталата има сферен облик, распределбата на електронската густина во сферата не е хомогена. Електронската густина е најголема близу до јадрото. Оддалечувајќи се од јадрото, таа опаѓа скоро до нулта вредност и потоа повторно расте. Затоа за 2s орбиталата се вели дека има еден јазол. Јазолот го покажува делот од просторот каде е многу мала веројатноста за наоѓање на електронот.

1s орбиталата нема јазол; 2s орбиталата има 1 јазол; 3s има 2 јазли итн. Колку е “повисока” s орбиталата, толку е поголема веројатноста за наоѓање на електронот подалеку од атомското јадро. Понебрецизно кажано (но поразбирливо) тоа значи дека 2s орбиталата е поголема од 1s, а 3s орбиталата е поголема од 2s итн.

2s орбитала. Зависноста на веројатноста за наоѓање на електронот од растојанието од атомското јадро и шематски приказ на најречениот пресек на 2s орбиталата.

***p* орбитали**

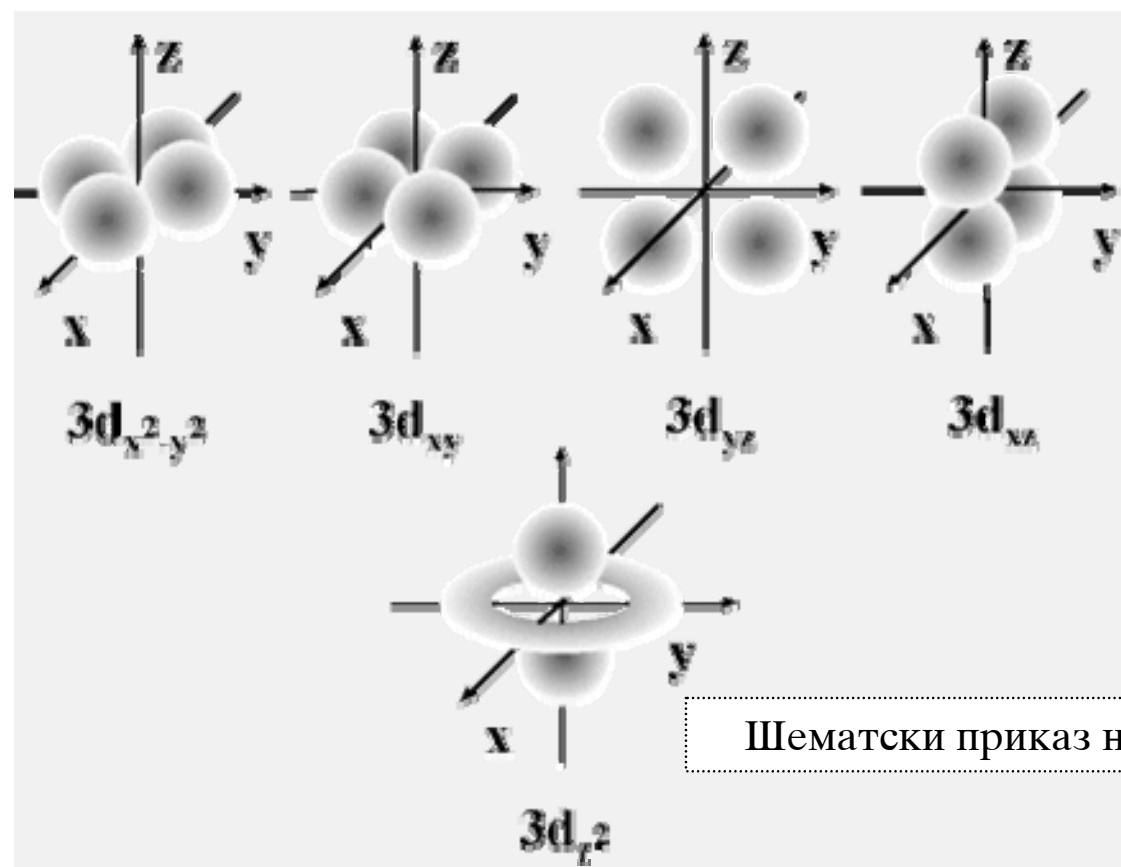
- о ***p*** орбиталите имаат облик на просторни осумки со јазол во атомското јадро.
- о Постојат три ***p*** орбитали што се разликуваат само по нивната ориентација во просторот.



Шемајски приказ на p орбиталие.

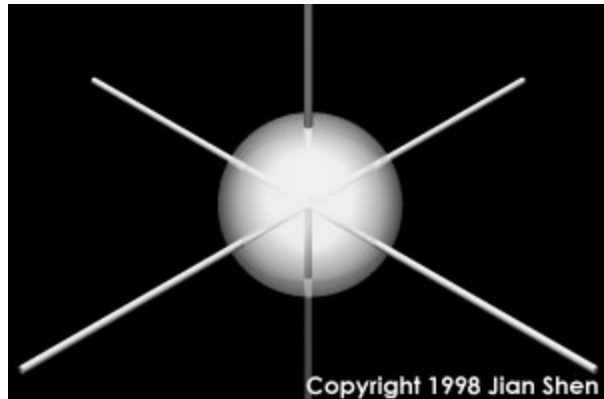
***d** орбитали*

- Во третиот електронски слој, а и во повисоките слоеви, постојат по пет **d** орбитали со следниов облик и ориентација во просторот.

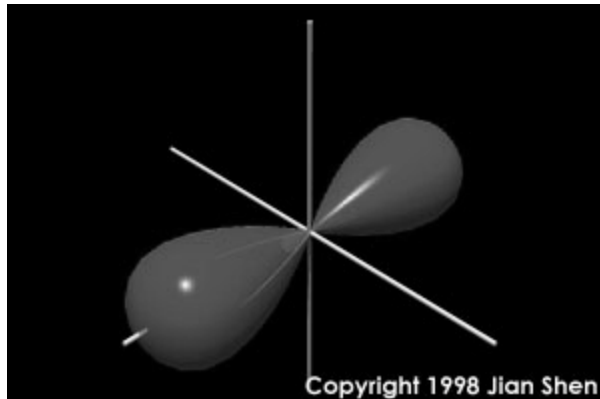


Шематски приказ на **d** орбиталите.

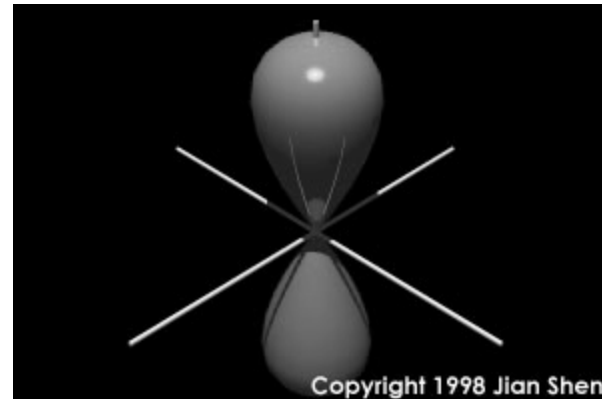
Забелешка: Иако $3d_{z^2}$ орбиталата има значително различен облик од останатите **d** орбитали, нејзината енергија е идентична со останатите **d** орбитали.



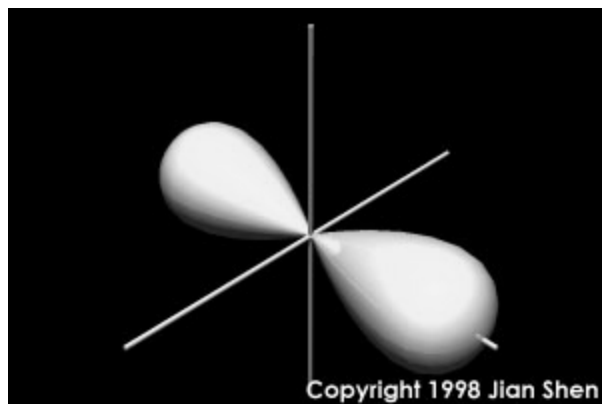
s -орбитала



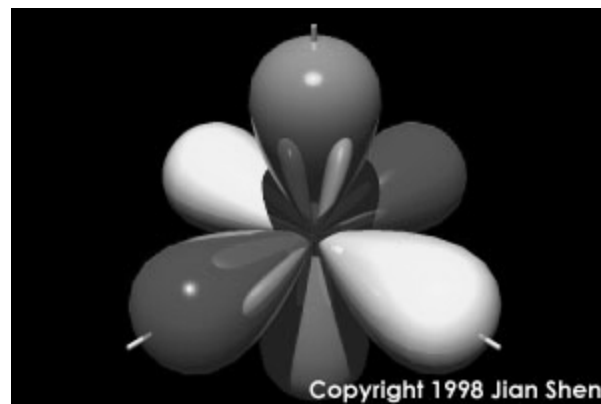
p_x -орбитала



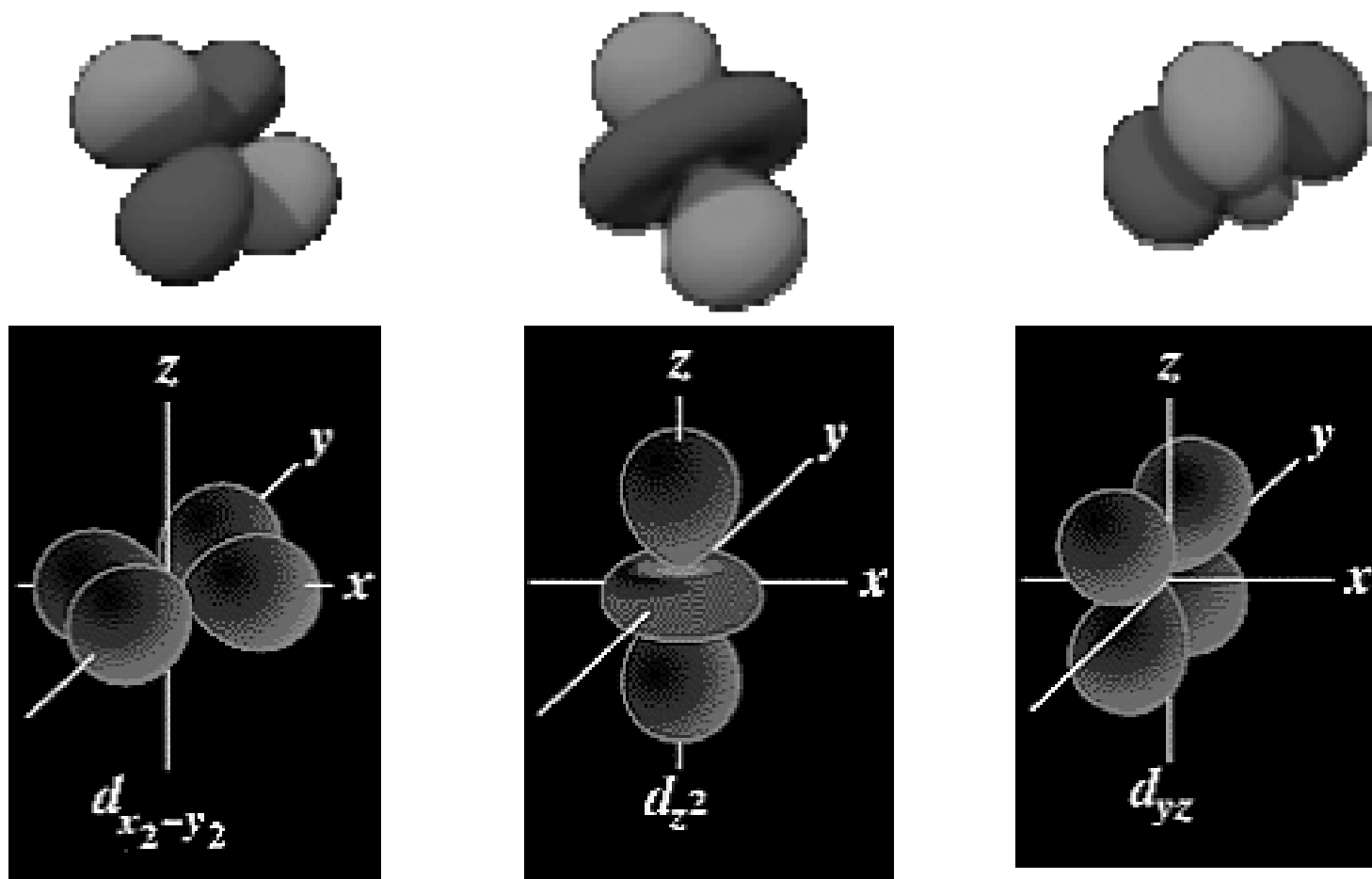
p_y -орбитала



p_z -орбитала



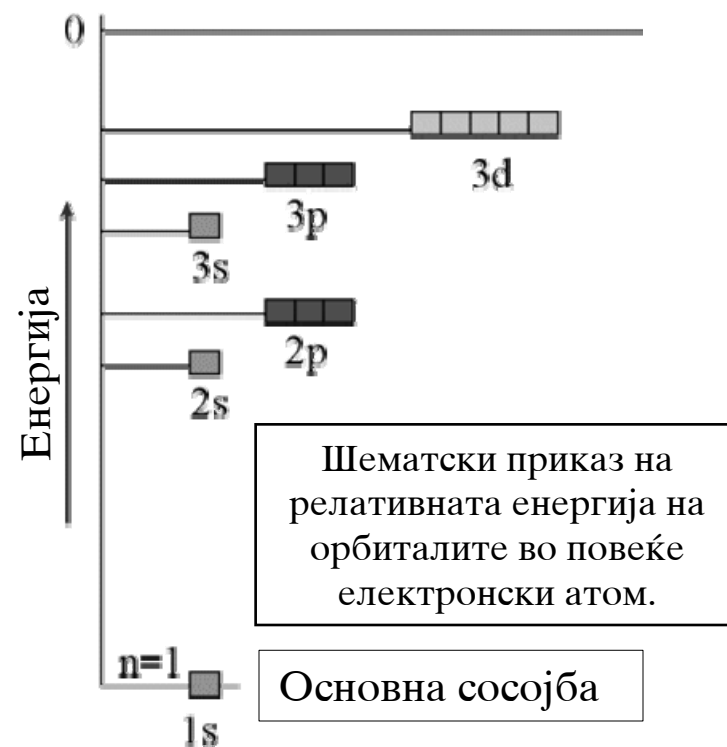
Трите p -орбитали



d -орбитали

Орбитали кај атоми со повеќе електрони

- Атомот на водородот содржи само еден електрон и тоа е наједноставниот електронски систем. Електронот е сместен во 1s орбиталата или во најниското енергетско ниво. Другите електронски слоеви, и потслоевите во нив, се празни. Во рамките на еден слој, сите празни потслоеве имаат иста енергија. На пример, 2s и 2p имаат иста енергија; или 3s, 3p и 3d имаат иста енергија.
- Кога во атомот се наоѓаат повеќе електрони, обликот на орбиталите е идентичен како кај водородот, но енергијата на потслоевите во рамките на еден слој не е идентична, заради постоење на *електрон-електрон одбивниите интеракции*.



Ефективен полнеж на атомот

- о Во повеќе електронски атом секој електрон е:
 - ***привлекуван*** од атомското јадро и
 - ***одбиван*** од останатите електрони

Атомското јадро не делува со идентична привлечна сила врз сите електрони. Колку е поголема веројатноста за наоѓање на електронот подалеку од атомското јадро, толку е привлечната сила на јадрото помала врз електронот. Покрај ова, привлечната сила на атомското јадро зависи и од бројот на електрони што се наоѓаат помеѓу атомското јадро и разгледуваниот електрон. Електроните што се помеѓу јадрото и разгледуваниот електрон вршат намалување (***екранирање***) на вкупниот полнеж на јадрото што делува на разгледуваниот електрон. Од овие причини е воведена физичката величина наречена ***ефективен полнеж на атомското јадро***.

***Вкупниот позитивен полнеж на атомското јадро што врши
привлекување на електроноот се нарекува ефективен полнеж на
атомското јадро, Z_{ef}***

Ефективниот полнеж на јадрото во рамките на еден ист атом е различна величина за различни електрони во атомот.

Ефективниот полнеж на атомското јадро што делува врз определен електрон се пресметува според формулата:

$$Z_{\text{ef}} = Z - S$$

- Z - број на протони во јадрото,
- S - број на електрони што се помеѓу јадрото и разгледуваниот електрон.

Пример: Li: $1s^2 2s^1$; $Z_{\text{ef}} = 3 - 0 = 3$ за двата електрони во првиот слој;
Помеѓу овие електрони и атомското јадро нема други електрони да вршат екранирање на полнежот на јадрото.

$Z_{\text{ef}} = 3 - 2 = 1$ за електрони во $2s$ орбиталата.

- Електроните во надворешните слоеви секогаш чувствуваат помал полнеж на атомското јадро, во споредба со електроните во внатрешните слоеви.

Енерџија на орбиталиите

Веројатноста електронот да се најде подалку од јадрото зависи од видот на орбиталата. Во рамките на еден електронски слој, веројатноста на наоѓање на електронот се менува според следнава шема:

$$\begin{array}{ccccccc} n(s) & < & n(p) & < & n(d) & < & n(f) \\ \text{блиску} & & & & & & \text{далеку} \end{array}$$

Во рамките на ист слој, *s* електроните се најблиску до јадрото, *p* електроните се подалеку, *d* електроните се уште подалеку, а *f* електроните се најдалеку.

Според ова, степенот на екранираност на атомското јадро е различен за различните орбитали во рамките на ист слој. Колку што електроните се подалеку, толку е екранираноста на јадрото поголема од страна на електроните што се поблиску до јадрото.

Пример: Од електроните во третиот слој, *3d* електроните се најмногу екранирани, а *3s* најмалку.

Во повеќе електронски атом, за даден главен квантен број (даден електронски слој), Z_{ef} *опаѓа со порастот на орбиталниот (азимуталниот) квантен број на орбиталата l.*

Енергијата на електронот зависи од Z_{ef}

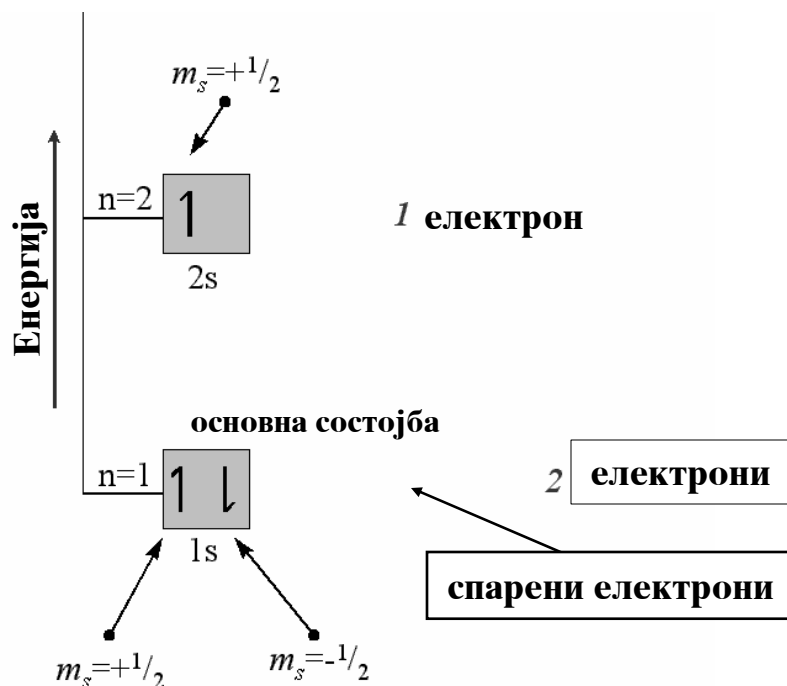
Во повеќе електронски атом, за даден главен квантен број (даден електронски слој), *енергијата на електронот расте со опаѓањето Z_{ef} односно со порастот на орбиталниот квантен број l.*

Спин на електронои и принципот на исклучување на Паули

- На кој начин електроните ги пополнуваат електронските орбитали?
- Линиските спектри на атомите покажале дека секоја единечна линија се состои од две, многу блиски по енергија (фреквенција), поодделни линии.
- Uhlenbeck и Goudsmit (1925) претпоставиле дека за опишување на состојбата на електронот неопходен е уште еден квантен број, наречен **спински квантен број m_s** .
- **m_s има вредности $1/2$ и $-1/2$.**
- Според ова, за целосно опишување на состојбата на електронот неопходни се четири квантни броеви: **n , l , m_l и m_s** .
- **m_s е во врска со насоката на ротација на електронои околу својата оска.**
- **Принципот на исклучување** на Wolfgang Pauli 1925: **Не можат да постојат два електрони во атомот со идентичен сеп на сите четири квантни броеви** (сите четири квантни броеви да бидат идентични).
- Последица од Паулиевот принцип: Во една орбитала можат да се населат најмногу **два електрони со различни спински броеви**.

Електронска конфигурација

- Начинот на кој се распоредени електроните во атомските орбитали во рамките на еден атом се нарекува **електронска конфигурација**.
- Орбиталите се пополнуваат според редослед кој зависи од енергијата на електроните во соодветните орбитали, одејќи од **најниска кон повисока енергија**, при што во една орбитала можат да се сместат најмногу **два електрони**.



Шематски приказ на електронската конфигурација на Li

Li: $1s^2 2s^1$ (се чита: еден s два два s еден).

Внимание! Овој начин на запишување е идентичен со начинот на запишување на степенуван број во математиката (пример a^2).

Меѓутоа, степенуваниите броеви и електронската конфигурација немаат заедничка врска.

Елемент	Вкупен број на електрони	Шематски приказ на орбиталите						Електронска конфигурација
		1s	2s	2p			3s	
H	1	1						1s ¹
He	2	1↓						1s ²
Li	3	1↓	1					1s ² 2s ¹
Be	4	1↓	1↓					1s ² 2s ²
B	5	1↓	1↓	1				1s ² 2s ² 2p ¹

Не-пополнет електронски слој, стабилна електронска конфигурација (“стабилна”-значи ниска енергија).

Во атомот на В не е важно која p орбитала ќе биде прва пополнета, зашто сите p орбитали имаат иста енергија.

Елемент	Вкупен број на електрони	Шематски приказ на орбиталите						Електронска конфигурација
		1s	2s	2p			3s	
C	6	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$			$1s^2 2s^2 2p^2$
N	7	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$		$1s^2 2s^2 2p^3$
Ne	10	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$		$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	11	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Кај јаглеродот двата електрони од последниот слој се сместени во две различни *p* орбитали. Двата електрони имаат идентични (паралелни) спинови. Со таква конфигурација, одбивањето помеѓу електроните е најмало, а енергијата на атомот е најниска (најстабилна состојба).

Хундово правило: Електроните најпрво ги пополнуваат орбиталите со најниска енергија. Доколку постои можност, секој електрон ќе биде распределен во посебна орбитала, за да се намалат електрон-електрон одбивните интеракции. При тоа електроните ќе заземат паралелен спин помеѓу себе, што доведува до стабилизирање на вкупната енергетска состојба.

Електронските конфигурации можат да се запишат и во скратен облик: **Na: [Ne]3s¹** наместо **Na: 1s²2s²2p⁶3s¹**.

Нешто чудно!



Дали наредниот елемент со вкупно 19 електрони, (калиум К) ќе го смести последниот електрон во **3d** орбиталата на третиот слој? Одговорот е **НЕ!** К има слични својства со Li и Na, што значи дека неговиот последен електрон е во **4s** орбиталата. **Заклучок: 4s има ѝониска енерџија од 3d!**



Пример: Која од следниве орбитали има пониска енергија: **4d** или **6s**? За **4d** важи следново: $n = 4, l = 2, 4 + 2 = 6$. За **6s** важи: $n = 6, l = 0, 6 + 0 = 6$. Збирот на n и l е еднаков за двете орбитали. Според тоа, пониска енергија има онаа чиј главен квантен број е помал. Тоа е **4d** орбиталата.

Редослед на пополнување на атомските орбитали според растењето на енергијата:

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

Криџериум за ѝодредување на енерџејскиите нивои:

1. Енерџијата на електронската орбитала е оѝределена од збирот на главниот и орбиталниот квантен број. Колку е збирот ѝоголем, толку е и енерџијата на орбиталата ѝоголема.
2. Доколку ѝосѝојат две орбитали со ист збир на главниот и орбиталниот квантен број, ѝогаѝ ѝониска енерџија има онаа орбитала која има ѝонизок главен квантен број.