

Квантно-механички модел атома

Као што смо већ навели Боров модел атома представља значајан искорак у проучавању структуре атома. Његови постулати су омогућили да се објасни велики број експерименталних чињеница, од којих је најзначајнија дискретни спектар електромагнетног зрачења. Створене су представе о квантним феноменима у атому, као и о димензијама атома и атомског језгра. Боров модел атома осим водониковог атома може добро да опише и једноструко јонизован хелијумов атом и двоструко јонизован литијумов атом.

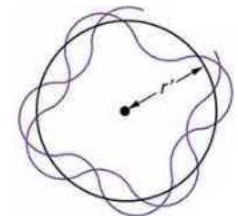
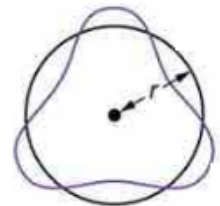
Међутим, Борова теорија атома има и своје недостатке. Највећи суштински недостатак је то што Борова теорија атома представља вјештачку везу између класичне физике (Њутнови закони) и квантне механике (квантована стања унутар атома). При томе је Борово квантовање уведено као хипотеза, без икаквих теоријских објашњења. Напредак Борове теорије атома је наступио када је Де Брољ објавио своју чувену хипотезу о таласном карактеру материје. Према тој хипотези, електронима који круже по орбитама придружује се Де Брољев талас.

У атому постоје само орбите које садрже цијели број Де Брољевих таласних дужина, као на првој слици, што је изражено формулом:

$$2r_n\pi = n\lambda_n$$

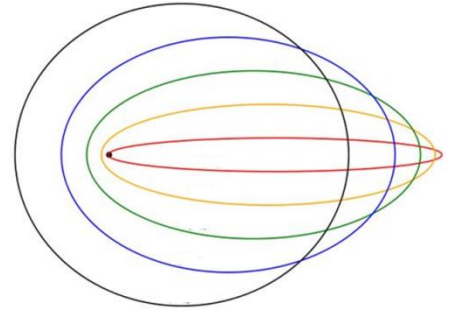
гдје је r_n полупречник n - те електронске орбите, а λ_n одговарајућа Де Брољева таласна дужина електрона. То је заправо услов формирања стојећих талас-стојећи таласи представљају примјер интерференције таласа, због чега се енергија не губи.

На другој слици је приказано шта би се десило да на орбиту не може да се упакује цијели број Де Брољевих таласних дужина. Тада би дошло до деструктивне интерференције, амплитуда таласа би се постепено смањивала, и на крају би талас потпуно нестао. Дакле, помоћу Де Брољеве



хипотезе је објашњено Борово правило квантовања момента импулса електрона на атомској орбити.

Да би савладао потешкоће које су се појавиле приликом примјене Борове теорије атома у тумачењу спектра алкалних метала, њемачки теоретичар **Зомерфелд** је публиковао рад којим се уопштава Борова теорија. Промјена коју је он начинио тиче се облика електронских орбита- за разлику од Бора, његове орбите су елиптичне. Облик орбите не утиче на енергију електрона, али утиче на (орбитални) момент импулса електрона.



Што је путања деофрмисанија то је орбитални момент импулса електрона мањи. На слици највећи момент импулса има електрон који се креће по црном кругу, а најмањи електрон који се креће по црвеној елипси.

- Квантни бројеви атома

Цијели или полуцијели бројеви везани за квантоване величине које описују стање атома називају се **квантни бројеви**. Постоје 4 квантна броја атома: главни квантни број n , орбитални квантни број l , магнетни квантни број l и спински квантни број s .

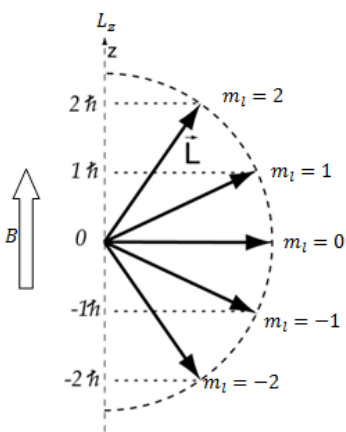
Главни квантни број n дефинише удаљеност електрона од језгра, као и енергију електрона. Главни квантни број може да има вриједности $n = 1, 2, 3, \dots$.

Када смо причали о Зомерфелдовом моделу елиптичних орбитала рекли смо да енергија електрона не зависи од облика орбитале, али орбитални момент импулса зависи. Због тога се у везу са орбиталним моментом импулса доводи нови квантни број l :

$$L = \sqrt{l(l+1)}\hbar$$

Дакле **орбитални квантни број l** одређује врједности момента импулса електрона на орбитали око језгра. Може да има врједности $l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$.

Момент импулса је векторска величина, али се његов правац и смјер не узимају у обзир јер су сви правци равноправни. Међутим, ако се атом налази у спољашњем магнетном пољу, то није случај. Приликом ротације електрона око језгра, ствара се сопствено магнетно поље атома. Због тог магнетног поља, нису сви правци и смјерови орбиталног момента импулса равноправни, већ се фаворизује смјер спољашњег магнетног



поља. Доказано је да је пројекција вектора орбиталног момента импулса на правац спољашњег магнетног поља атома квантована величина, као што је и приказано на слици.

Орбитални момент импулса електрона може да има само такве оријентације у простору, при којима његове пројекције на правац магнетног поља (z) имају квантоване врједности $L_z = m_l \hbar$, као што је приказано на слици.

Магнетни квантни број m_l дефинише положај орбите (схваћене у квантном смислу) у простору и он може имати врједности: $m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots, \pm l$.

Када се електрон налази у јаком магнетном пољу он има још један момент-сопствени механички момент. Он се још назива и **спин**. У почетку се мислило да је спин условљен обртањем електрона око своје осе, и да постоје двије могућности- да се елетрон обрће у смјеру ротирања око језгра, или да се обрће у супротном смјеру. Овако проста дефиниција је превазиђена, јер у квантном смислу обртање електрона нема смисла (морају се узети у обзир његова таласна својства).

Спин је унутрашње својство електрона, слично као маса и наелектрисање. Квантни прорачуни показују да су могуће врједности **спинског квантног броја**:

$$s = \pm \frac{1}{2}$$



ЕЛЕМЕНТИ КВАНТНЕ МЕХАНИКЕ

Максим Мичета

Из овога је јасно да класична представа о електронским орбиталама губи смисао. Шта су онда електронске орбитале и зашто постоје различити енергијски нивои? Шредингер је то ријешао тако што је умјесто орбите користио таласну функцију која је описивала електронски талас. Његов закључак је био да електрони се не налазе на тачно одређеном мјесту, нити постоје електронске орбите. Умјесто тога се само говори о одређеној вјероватноћи да се електрон налази у неком дијелу простора.