



*Први модели атома*

- Атомски спектри

Већ средином XIX вијека било је познато да свјетлост неких извора има дискретни-линијски спектар, за разлику од континуалног спектра зрачења апсолутно црног тијела. Такође, и апсорпциони спектри гасова имају дискретну структуру.

У видљивом дијелу дискретног спектра водоника уочиле су се 4 таласне дужине (410nm, 434nm, 486nm, 656nm). Ове таласне дужине швајцарски наставник музике **Балмер** дефинисао је јасном математичком формулом:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n = 3, 4, 5, \dots$$

гдје је  $R$  Ридбергова константа која износи:  $R = 10973731,77m^{-1}$ .

Ова формула је предсказала и постојање неколико линија у ултраљубичастом дијелу водониковог спектра. Из претходне формуле је очигледно да све спектралне линије са различитим вриједностима  $n$  образују групу која се назива Балмерова серија. Постоје и друге групе спектралних линија (серије), које се могу приказати општом формулом:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n = m + 1, m + 2, m + 3, \dots$$

$$m = 1 \text{ (Лајманова серија)} \quad \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n = 2, 3, 4, \dots$$

$$m = 2 \text{ (Балмерова серија)} \quad \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n = 3, 4, 5, \dots$$

$$m = 3 \text{ (Пашенова серија)} \quad \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n = 4, 5, 6, \dots$$

$$m = 4 \text{ (Брекетова серија)} \quad \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n = 5, 6, 7, \dots$$

$$m = 5 \text{ (Пфундова серија)} \quad \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n = 6, 7, 8, \dots$$

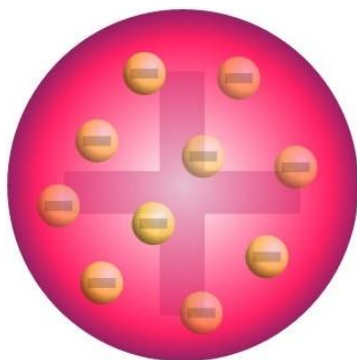
$$m = 6 \text{ (Хамфријева серија)} \quad \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{6^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n = 7, 8, 9, \dots$$

Дискретност спектра водоника (али и осталих разријеђених гасова) и појава цијелих бројева у овим формулама изазвала је огромну пажњу. На теоријско објашњење ових појава и формула чекало се преко 30 година. Адекватан одговор на ова питања дао је Нилс Бор са својим моделом атома. Али прије тога изучићемо два модела атома која су претходила Боровом моделу.

### - Томсонов модел атома

Крајем XIX вијека откривен је електрон. Такође, било је познато да је електрон саставни дио атома сваке супстанце, као и да је димензија атома реда величине  $10^{-10}m$ . На тим основама енглески физичар **Томсон** 1906. године дао је своје објашњење структуре атома.

Према том моделу, атом садржи електроне чији је број једнак атомском броју хемијског елемента. Наелектрисање тих електрона неутралише се позитивним наелектрисањем које је равномјерно распоређено у запремину атома.

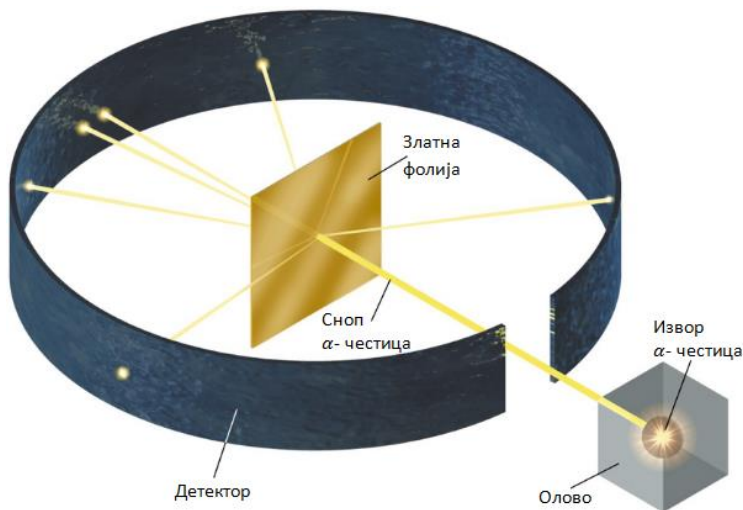


Дакле, атом је хомогена позитивно наелектрисана кугла димензија  $10^{-10}m$ , у којој су усађени електрони димензија  $10^{-15}m$ . Због тога се Томсонов модел назива и **модел пудинга са шљивама**. Проблем емитовања свјетлости Томсон је ријешао на сљедећи начин: електрони унутар атома могу да осцилују.

На основу Максвелове теорије електромагнетног поља, свако осциловање наелектрисане честице доводи до стварања електромагнетних таласа. Томсонов модел атома се одржао до 1911. године, када је Ернест Радефорд побио његову тезу да је позитивно наелектрисање равномерно распоређено у читавој запремини атома.

### - Радефордов модел атома

До великог преокрета је дошло када је Радефорд извео свој експеримент са  $\alpha$ -честицама (језгра хелијума). Он је на пут  $\alpha$ -честица поставио танку златну фолију, при чему је пратио расијање  $\alpha$ -честица. На основу Томсоновог модела било је очекивано да се  $\alpha$ -честице не расијавају под великим углом из следећег разлога:  $\alpha$ -честице су позитивно наелектрисане и велике су масе, па због тога што је атом позитивно наелектрисана сфера у којој се налазе електрони, не постоје довољно велике честице које би могле да озбиљније скрену  $\alpha$ -честице. Међутим, оно што је добијено, приказано је на датој слици.



Дакле, примјећено је да постоји јако мали број честица који скреће под јако великим угловима, што није предвиђао Томсонов модел. Због овога је Радефорд дао своје објашњење структуре атома:

Атом се састоји од јако малог језгра (нуклеуса) и лаких електрона који круже око језгра. Димензије језгра су  $10^{-15}m$  и оно је  $10^5$  мање од полупречника путање електрона око језгра. У језгру је међутим сконцентрисана сва маса атома. Језгро је наелектрисано позитивно, а електрони негативно. Пошто су им количине наелектрисања једнаке, атом је у цјелини електронеутралан.

Радефордов модел атома је сличан Сунчевом систему (планете круже око Сунца као електрони око атомског језгра), па се он назива и **планетарни модел атома**.

Иако је Радефордов модел атома био велики искорак у трагању за структуром атома, он није могао дати одговор на два кључна питања:

- Због чега је атом стабилан? Електрон при кружењу око језгра би требао да зрачи енергију. Услед тог губитка енергије електрон би требао да се креће по спирали и на крају да падне на језгро.

- Због чега је спектар зрачења атома дискретан? Према Радефордовом моделу спектар атома би требао бити континуалан (непрекидан). Електрони услед губитка енергије требали би континуално зрачити све мање фреквенције.

