



MNPEF
Mestrado Nacional
Profissional em
Ensino de Física



Modelo de Bohr

Luciana Aparecida da Silva Gomes

PEF 103 - MECÂNICA QUÂNTICA

2024


Modelo de Bohr



Em 1913, o físico dinamarquês Niels H. D. Bohr propôs um modelo para o átomo de hidrogênio que combinava os trabalhos de Planck, Einstein e Rutherford e que permitia prever, com notável precisão, a posição das linhas do espectro do hidrogênio. O modelo de Rutherford atribui uma carga e uma massa ao núcleo, mas o modelo de Bohr dizia a respeito da distribuição de carga e massa dos elétrons.

Assim Bohr formulou a hipótese de que o elétron do átomo de hidrogênio girava em torno do núcleo atraído por uma carga positiva. De acordo com a mecânica clássica, a órbita do elétron poderia ser circular ou elíptica, como órbitas do planeta em torno do Sol, mas para simplificar os cálculos, Bohr decidiu trabalhar com órbitas circulares,

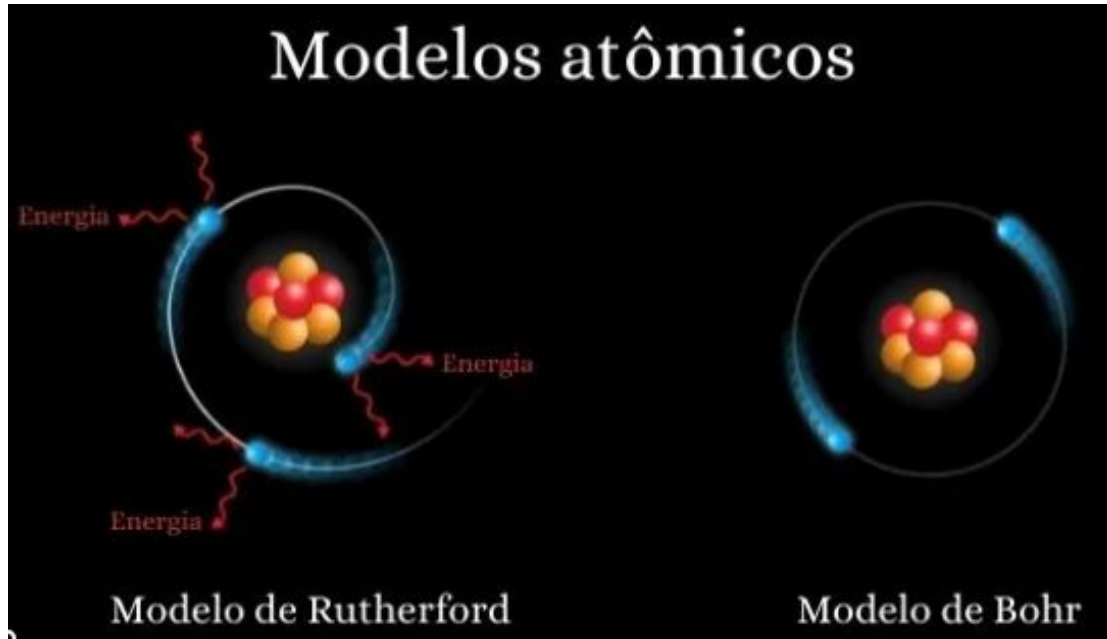
Modelo de Bohr


$$F = \frac{Ze^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$$

O potencial da força em Coulomb é dada por, fornecendo a força necessário para que o elétron se mova, onde r é o raio, com uma velocidade v .

Mas o modelo é eletricamente instável, pois o elétron sempre está acelerando em direção ao centro da órbita. De acordo com as leis da termodinâmica, toda carga acelerada irradia uma onda eletromagnética, cuja a frequência f é igual ao movimento periódico, que, no caso, é a frequência

Modelo de Bohr



No modelo **Clássico** do átomo, o elétron descreve uma espiral em direção ao núcleo, por que esta constantemente irradiando energia.

No modelo de **Bohr**, o elétron só irradia energia quando executa uma transição para uma órbita de raio menor.

Modelo de Bohr

De acordo com a física clássica, á medida que o elétron perde energia por radiação, o raio da órbita se torna cada vez menor e a frequência de radiação emitida é cada vez maior, em um processo que termina quando o elétron se **choca** com o núcleo, isso em um tempo de microssegundos, o que na verdade não ocorre.

Bohr “resolveu” esse problema através de dois postulados revolucionários: No primeiro os elétrons se *movem em certas órbitas sem irradiar energia*, Bohr chamou essas órbitas de estados estacionários.

O segundo postulado foi que os *átomos irradiam quando um elétron sofre uma transição de um estado estacionário para outro e a frequência f da radiação emitida através da equação.*

$$hf = E_i - E_f$$

Condição de frequência de Bohr

Onde, h é a constante de Planck e E , são as energias no início e final

Modelo de Bohr

O **segundo postulado**, que equivale a aplicar a lei da conservação da energia à emissão de um fóton, está em desacordo com a teoria clássica, segundo a qual a frequência da radiação deve ser igual a frequência de movimento da partícula carregada.

$$L = n \frac{h}{2\pi} = mvr$$

A equação mostra a quantização do momento angular.

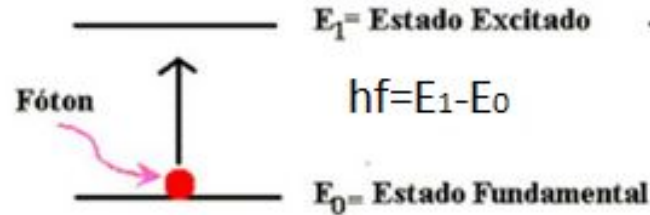
Para determinar as energias dos estados estacionários, Bohr lançou mão de um **terceiro postulado**, conhecido como *princípio de correspondência*,

Em seu artigo, Bohr observou que uma das consequências elétrtron do modelo era que o momento angular do elétron do átomo de hidrogênio podia assumir apenas valores que fossem múltiplos inteiros da constante de Planck dividido por 2 Pi.

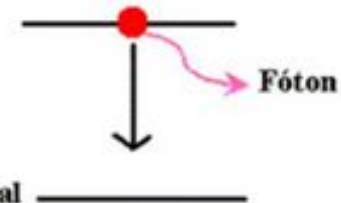
Modelo de Bohr

Excitação eletrônica

Absorção de Energia



Emissão de Energia



Modelo de Bohr

Pode-se fazer na modelagem matemática podemos estabelecendo relações entre os níveis de energia, raio e momento angular.

Primeiramente se o elétron descreve um movimento circular e uniforme temos que a força elétrica é a força resultante, ou seja a força centrípeta

$$-F_{cd} = F_{el} \rightarrow \frac{mv^2}{r} = \frac{Kq^2}{r^2} \rightarrow mv^2 = \frac{Kq^2}{r}$$

A energia potencia é $U = -\frac{Kq^2}{r}$ e mv^2

é o dobro da energia cinética, então: $U = -2K$

Modelo de Bohr

A energia total é soma entre a energia potencial e cinética então pode-se escrever:

$$E = U + K = U - \frac{U}{2} \rightarrow E = \frac{U}{2}$$

Para fazer previsões quantitativas, antecipou outro conceito útil, que corresponde a um modelo quântico em que os estados de energia (estados quânticos) eram descritos por um conjunto finito de órbitas circulares com raios determinados em função do nível de energia.

O raio pode ser definido a partir: $-F_{cp} = -F_{el} \rightarrow \frac{mv^2}{r} = \frac{Kq^2}{r^2} \rightarrow r = \frac{q^2 K}{mv^2}$

Modelo de Bohr

A equação anterior mostra que o raio é inversamente proporcional ao quadrado da velocidade. Isso mostra que quanto mais próximo o elétron está do núcleo maior é a velocidade e a instabilidade do átomo aumenta.

Considerando o momento angular quantizado: $L = n \frac{h}{2\pi} = mvr$

e que a velocidade é: $v = \frac{nh}{2\pi r}$

Substituindo na equação do raio temos: $r = \frac{mn^2h^2}{4\pi^2 Kq^2}$

Modelo de Bohr

A equação nos mostra que o raio depende de um n que representa o nível de energia. A constante K é a constante elétrica que pode ser escrita como:

$$K = \frac{1}{4\pi\epsilon_0}, \text{ onde } \epsilon_0 = 8,854 \times 10^{-12} \frac{F}{m}$$

representando a constante de permissividade elétrica.

Quando substituimos o raio na equação de energia temos:

$$E = \frac{U}{2} = -\frac{Kq^2}{r} = -\frac{q^4 m}{8\epsilon_0^2 n^2 h^2}$$

Modelo de Bohr



Quando Bohr estabeleceu seu modelo atômico tudo que ele tinha era a quantização da energia de Planck e o conceito de fóton de Einstein. Algumas de suas afirmações foram derrubadas e em particular o conceito de elétron orbitando o núcleo em órbitas definidas.

O modelo do átomo de Bohr ainda é apresentado como modelo atômico final nas escolas.

No entanto algumas afirmações de Bohr prevaleceram, as equações de energia para o átomo de hidrogênio são as mesmas previstas para o modelo atômico mais avançado, átomo de Schödinger. Também estão corretos a existência dos estados quânticos de energia finita e a validade da condição de frequência de Bohr como parte da fundação da física quântica.

As ideias de Bohr foram de extrema importância para o estímulo do desenvolvimento da física moderna

Modelo de Bohr



PhET Simulation:

https://phet.colorado.edu/sims/cheerpj/hydrogen-atom/latest/hydrogen-atom.html?simulation=hydrogen-atom&locale=pt_BR

Modelo de Bohr



REFERENCIAS;

Física Moderna: Paul A. Tipler / Ralph A. Llewelly - Sexta Edição.

<https://leis-de-conservacao.propg.ufabc.edu.br/momento-angular-e-a-fisica-moderna-e-contemporanea/>

<https://brasilecola.uol.com.br/quimica/o-atomo-bohr.htm>

PhET Simulation