

# Quantização das Energias dos Átomos\*

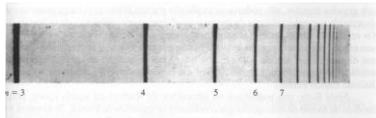
## Modelo de Bohr

• Adaptado de P. Tipler para a Disciplina Física IV – Prof. Humberto

### Virada do século XIX para XX

- Emissão de luz por átomos
  - grande quantidade de dados experimentais
  - espectrômetros baseados em redes de difração
- Qual a explicação para as linhas de emissão de moléculas e átomos?
- Como explicar a estabilidade dos átomos?
  - aceleração dos elétrons => emissão
  - eletrodinâmica clássica => átomo instável
- Esses dados e questões intrigavam os cientistas da época.

### Linhas espectrais – Hidrogênio - série de Balmer



$$\lambda(nm) = 364.6 \frac{m^2}{m^2 - 4}$$

### J.R. Rydberg & W. Ritz

Lei empírica (baseada nos experimentos)

$$\frac{1}{\lambda} = RZ^2 \left( \frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right), \quad n_1 > n_2$$

R – constante de Rydberg

A Lei de Rydberg e Ritz é mais geral, Balmer é um caso particular em que  $n_1 = 2$ .

⇒ Com explicar essa regularidade das linhas espectrais?

### Modelo de “pudim de passas” – J.J. Thomson

Massa de cargas positivas

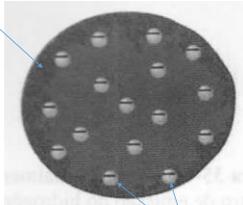
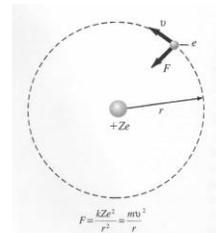


Figura 35-11 O modelo do “pudim de passas” para o átomo, proposto por J.J. Thomson. Neste modelo, os elétrons negativos estão imersos na carga positiva fluida. Para uma dada configuração dos elétrons no sistema, podem-se calcular as frequências de oscilação dos elétrons. De acordo com a teoria clássica, o átomo deveria irradiar luz com frequência igual à frequência de oscilação dos elétrons. Thomson não pôde achar qualquer configuração de elétrons que tivesse frequências de ressonância de acordo com as frequências medidas nos espectros de qualquer átomo.

Cargas negativas (elétrons)

### Modelo de Átomo Nucleado



1911 Experimentos com partículas alfa E. Rutherford H.W. Geiger E. Mardsen

Figura 35-12 Elétron, com a carga  $-e$ , em órbita circular de raio  $r$ , em torno de uma carga nuclear  $+Ze$ . A força elétrica atrativa  $kZe^2/r^2$  proporciona a força centrípeta que mantém o elétron na sua órbita.

## Niels Bohr (1913)

### Átomo de H (postulados de Bohr)

- O elétron se move sob a influência da atração coulombiana do núcleo positivo...  
... mas não segue a mecânica clássica (o elétron colapsaria em uma espiral dirigida para o núcleo)

... o elétron só pode se mover em certas órbitas não irradiantes. Essas órbitas estáveis são estados estacionários do sistema atômico.

## Niels Bohr

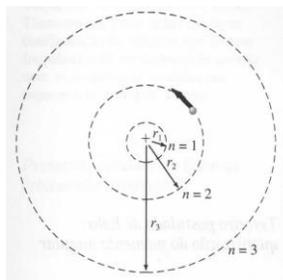
### Átomo de H

- O átomo irradia somente quando o elétron faz uma transição de um estado estacionário para outro.

$$f = \frac{E_{final} - E_{inicial}}{h}$$

a frequência da irradiação não corresponde a qualquer órbita estável, mas sim às energias das órbitas final e inicial => conservação da energia na emissão do fóton

## Bohr: órbitas estáveis

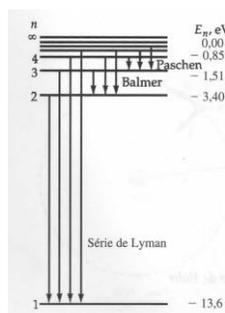


$$r = n^2 \frac{a_0}{Z}$$

$a_0 = 0,053 \text{ nm}$   
Raio de Bohr

Figura 35-13 Órbitas estáveis no modelo de Bohr para o átomo de hidrogênio. Os raios das órbitas estáveis são dados por  $r_n = n^2 a_0$ , onde  $n$  é um inteiro e  $a_0$  é o menor raio.

## Bohr: níveis de energia



$$E_n = -Z^2 \frac{E_0}{n^2}$$

$$E_0 = 13,6 \text{ eV}$$

- $n_2 = 1$  série de Lyman
- $n_2 = 2$  série de Balmer
- $n_2 = 3$  série de Paschen

Figura 35-14 Diagrama dos níveis de energia do hidrogênio, mostrando algumas transições nas séries de Lyman, de Balmer e de Paschen. As energias dos níveis são dadas pela Eq. 35-26.

Qual a relação entre os números inteiros da fórmula de Rydberg –Ritz e as os raios das órbitas estacionárias de Bohr?

- núcleo qualquer com apenas 1 elétron.

## Desenvolvimento de Bohr

- Carga do núcleo:  $Q = +Ze$
- Um elétron:  $q = -e$
- Energia potencial:  $U = -\frac{kZe.e}{r}$
- Energia total:  $E_{tot} = K + U$   
 $E_{tot} = \frac{1}{2} m_e v^2 - \frac{kZe^2}{r}$

- A energia cinética pode ser relacionada com a potencial usando a 2ª lei de Newton na órbita circular:

$$\text{força elétrica} = m \cdot a_{cp}$$

### Desenvolvimento de Bohr

- $\frac{kZe^2}{r^2} = m_e \frac{v^2}{r}$
- $\frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2} \frac{kZe^2}{r}$  (Eq.35-18)
- $E_{tot} = \frac{1}{2} \frac{kZe^2}{r} - \frac{kZe^2}{r} = -\frac{1}{2} \frac{kZe^2}{r}$

### Desenvolvimento de Bohr

$$f = \frac{E_{final} - E_{inicial}}{h} = \frac{\frac{1}{2}kZe^2}{h} \left( \frac{1}{r_2} - \frac{1}{r_1} \right)$$

(Rydberg-Ritz)

$$\frac{1}{\lambda} = RZ^2 \left( \frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right)$$

$$f = c \frac{1}{\lambda} = c \cdot RZ^2 \left( \frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right)$$

Raios das órbitas proporcionais a quadrados de números inteiros

### Desenvolvimento de Bohr

Postulado do momento angular:  
 momento angular em uma órbita estável é o produto da constante de Planck por um número inteiro / 2π

$$mvr = \frac{nh}{2\pi} = n\hbar \quad \text{(Eq.35.21)}$$

$$\hbar = \frac{h}{2\pi} = 1,05 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

### Desenvolvimento de Bohr

(Eq.35.21) =>  $v^2 = n^2 \frac{\hbar^2}{(mr)^2}$

(Eq.35-18) =>  $v^2 = \frac{kZe^2}{mr}$

$$r = n^2 \frac{\hbar^2}{mkZe^2}$$

$$r = n^2 \frac{a_0}{Z}$$

Raio de Bohr (hidrogênio) =>  $a_0 = \frac{\hbar^2}{mke^2} = 0,0529 \text{ nm}$

### Desenvolvimento de Bohr

$$r = n^2 \frac{\hbar^2}{mkZe^2} = n^2 \frac{a_0}{Z}$$

$$f = \frac{E_2 - E_1}{h} = \frac{1}{2} \frac{kZe^2}{h} \left( \frac{1/r_2}{Z} - \frac{1/r_1}{Z} \right) = \frac{1}{2} \frac{kZ^2e^2}{ha_0} \left( \frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right)$$

$$a_0 = \frac{\hbar^2}{mke^2}$$

$$f = c \frac{1}{\lambda} = c \cdot RZ^2 \left( \frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right)$$

$$R = \frac{mk^2e^4}{4\pi c \hbar^3} \quad \text{(constante de Rydberg)}$$

### Energias das Órbitas Estacionárias

$$E_n = -\frac{mk^2e^4Z^2}{2\hbar^2n^2} = -Z^2 \frac{E_0}{n^2}$$

$$E_0 = -\frac{mk^2e^4}{2\hbar^2} = -13,6 \text{ eV}$$

Energia do estado fundamental – átomo de hidrogênio

## Tributo aos principais contribuintes do modelo atômico



Niels Bohr



Joseph John Thomson



Hans Geiger

Tributo aos principais contribuintes do modelo atômico



Ernest Marsden



Ernest Rutherford



## Conclusões

- No início do século XX, o modelo de Bohr constituiu-se em um avanço importante, no sentido de explicar a estabilidade e os espectros atômicos de átomos simples (1 elétron).

## Algumas questões:

- Por que o átomo clássico seria instável?
- Qual foi a solução proposta por Bohr em relação ao problema da estabilidade ?
- O que são linhas espectrais e como são medidas?
- Mostre que as linhas de Balmer podem ser deduzidas da expressão de Rydberg e Ritz com  $n_2 = 2$ .

## Referências

- Tipler, P. A. (1995). Física. Óptica e Física Moderna. Rio de Janeiro RJ, Guanabara Koogan.