Universidade de São Paulo
Instituto de Física

EVIDÊNCIAS EXPERIMENTAIS DA NATUREZA QUÂNTICA DA RADIAÇÃO E DA MATÉRIA

AULA 08 – PARTE 1

Profa. Márcia de Almeida Rizzutto

Pelletron – sala 220

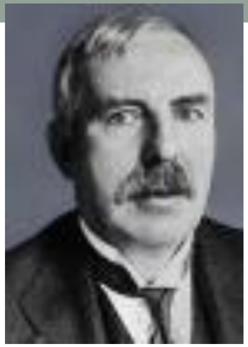
rizzutto@if.usp.br

rodrigo.fernandes.me@gmail.com

2º. Semestre de 2023

Monitores: Rodrigo Fernandes de Almeida
Samuel Pizzol

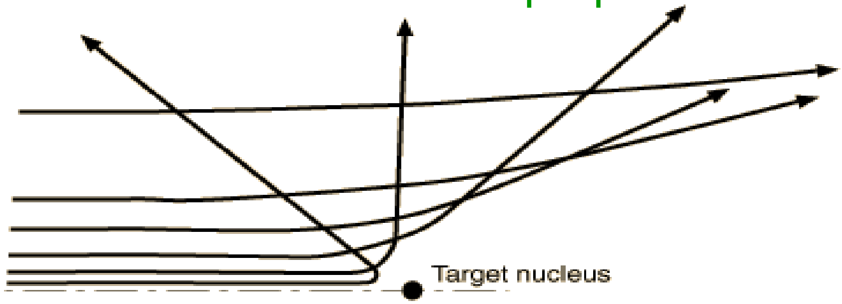
Estrutura do átomo



•As primeiras experiências que determinaram a estrutura do átomo foram as de espalhamento

Rutherford em 1911 propõe um novo modelo

Rutherford observou grandes deflexões, sugerindo um núcleo duro e pequeno



•Ernest Rutherford: experimento com um feixe de partículas α descobriu a estrutura nuclear do átomo. Primeiro experimento de colisão de partículas sub-atômicas.

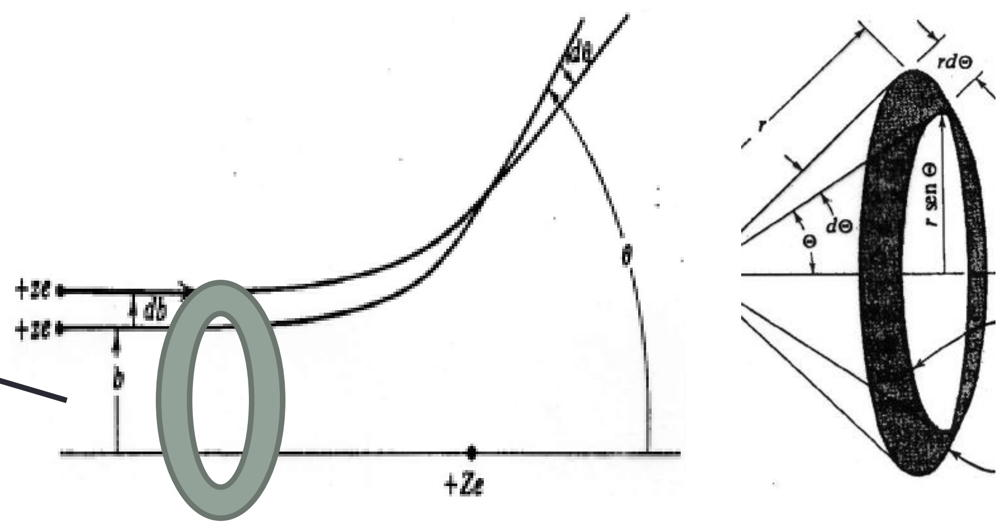
Seção de choque σ

❑Está relacionada a probabilidade de uma partícula ser espalhada por um núcleo

Vemos que na vida real o detector está posicionado sobre um intervalo de ângulo θ e θ+dθ

que corresponde a um parâmetro de impacto b e b+db

Área=2πbdb



Modelo de Rutherford

De acordo com o modelo de Rutherford o número de partículas espalhadas α por núcleo observadas na tela de um cintilômetro de área A será a uma distância r da folha espalhadora:

Equação de espalhamento de Rutherford

$$\Delta N = Int\left(\frac{A}{r^2}\right)\left(\frac{1}{4\pi\varepsilon_o}\right)^2\left(\frac{Z_1 Z_2 e^2}{2E_\alpha}\right)^2 \frac{1}{4}\frac{1}{sen^4 \theta/2}$$

Intensidade do feixe α

é o número de núcleos por unidade de área (átomos/cm^2)

partículas α

Partículas espalhadoras

Energia cinética das partículas α antes do espalhamento

Se a folha tem uma espessura **t** (cm) temos que ***nt*** é o número de átomos por unidade de área (átomos/cm^2)

Fator devido a área do cintilômetro e a distância deste da folha espalhadora

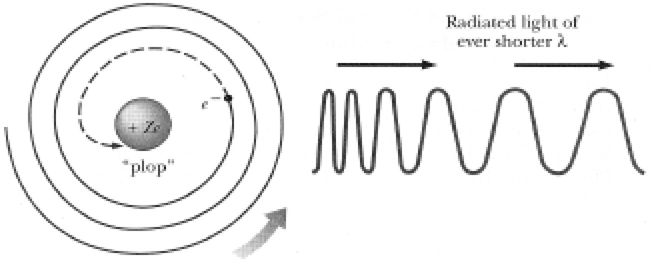
ESPALHAMENTO DE RUTHERFORD PARA O ÁTOMO

- Rutherford foi capaz de estimar o raio do núcleo, a partir da distância de maior aproximação:

$$a = \frac{1}{4\pi\varepsilon_o}\frac{Z_1 Z_2 e^2}{\frac{1}{2} m v^2}$$

- Ele obteve valores da ordem de 10^{-15}m (1fm) para partículas α com E de p ~5MeV/c !!!

Estabilidade do átomo proposto por Rutherford



- Este modelo proposto por Rutherford tinha um sério problema conceitual:
  - Como é possível um sistema físico composto de elétrons "orbitando" o núcleo ser estável?
  - Esse sistema deveria colapsar segundo as leis da física clássica…
- Como resolver isso?

O Modelo de Bohr

- Em 1913, Niels Bohr propõe um modelo baseado nas ideias de Rutherford – artigo “On the constitution of atoms and molecules”:
  - Considerou que o elétron se move em torno do núcleo (muito + massivo) e com carga positiva

POSTULADOS:

- O elétron em um átomo se move em uma órbita circular em torno do núcleo sob a influência da atração Coulombiana entre o elétron e o núcleo, obedecendo as leis da mecânica clássica.
- Em vez de infinitas orbitas que seriam possíveis segundo a mecânica clássica, o elétron só pode se mover em certas órbitas na qual seu momento angular orbital L é um múltiplo inteiro de ħ (h/2π)

$$L = n\hbar \quad , \quad n = 1,2,3....$$

O Modelo de Bohr

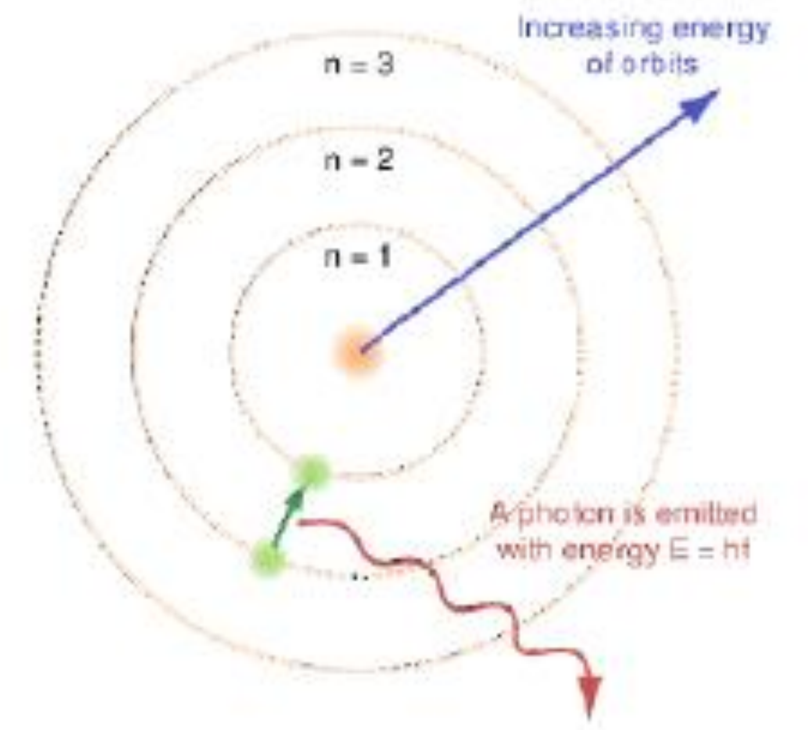
POSTULADOS:

- Apesar dos elétrons estarem acelerados, um elétron que se move em uma destas órbitas possíveis não emite radiação eletromagnética. Portanto as energia total E permanece constante.
- É emitida radiação eletromagnética se um elétron se move inicialmente sobre uma órbita de energia E_i e depois muda seu movimento descontinuamente de forma a se mover em uma orbita E_f. A frequência da radiação emitida ν é igual a:

$$h\nu = E_i - E_f$$

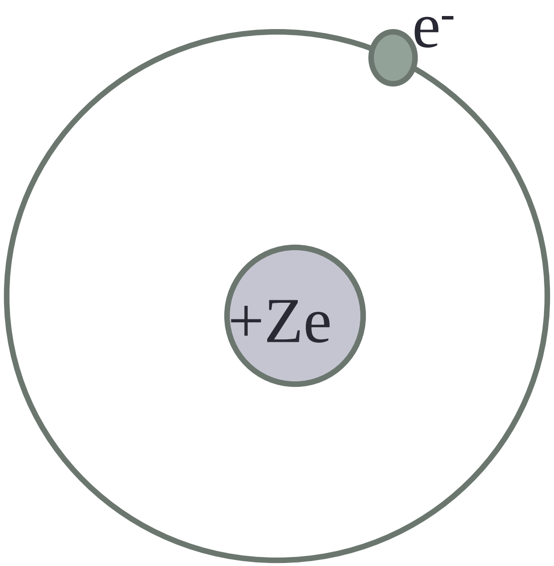
o elétron pode transitar de uma órbita permitida para outra “num salto” emitindo um fóton e conservando energia do sistema

O Modelo de Bohr



- Orbita circular
- L = nħ
- Energia total constante
- $$\nu = \frac{E_i - E_f}{h}$$

O Modelo de Bohr



- Átomo com núcleo de carga Ze e massa M e elétron com carga –e e massa m_e
- m_e desprezível em relação a M
- Estabilidade mecânica
- Forca centrípeta = Força Coulombiana

$$\frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_o r^2} = \frac{mv^2}{r} \qquad mv^2 = \frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_o r}$$

- Momento angular

$$mvr = n\hbar$$

$$\left.\begin{array}{l} L = n\hbar \\ L = mvr \end{array}\right\} \qquad v = \frac{n\hbar}{mr}$$

O Modelo de Bohr – raio e velocidade

$$\frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_o r^2} = \frac{mv^2}{r}$$

$$v = \frac{n\hbar}{mr}$$

$$Ze^2 = 4\pi\varepsilon_o r^{\cancel{2}}\frac{mv^2}{\cancel{r}} = 4\pi\varepsilon_o rmv^2$$

$$Ze^2 = 4\pi\varepsilon_o rm\left(\frac{n\hbar}{mr}\right)^2$$

$$Ze^2 = 4\pi\varepsilon_o \frac{n^2\hbar^2}{mr}$$

$$r = 4\pi\varepsilon_o \frac{n^2\hbar^2}{Ze^2 m} \longrightarrow a_0 = \frac{4\pi\varepsilon_0\hbar^2}{me^2}$$

Raio de Bohr=0,529Å

$$v_n = \frac{n\hbar}{mr} = \frac{n\hbar}{m}\frac{Ze^2 m}{4\pi\varepsilon_0 n^2\hbar^2}$$

Raio atômico é quantizado

$$\boxed{r_n = \frac{n^2 a_o}{Z}}$$

H=1, Z=1, n=1
r_1=0,05nm
v_1~2,2x10^6m/s

$$\boxed{v_n = \frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_0 n\hbar}}$$

Velocidade é quantizada

O Modelo de Bohr – Energia

- A energia de um elétron atômico se movendo em uma das órbitas possíveis
- A energia cinética do sistema é devido ao elétron
- $K = \frac{1}{2} mv^2$
- O núcleo é massivo comparado com o elétron ($m_{próton} = 1836 m_e$) e o núcleo pode ser considerado em repouso.
- A energia potencial V é

$$V = -\frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_o r}$$

- A energia mecânica total:

$$E = K + V = \frac{1}{2}mv^2 - \frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_o r}$$

- Vimos que

Forca centrípeta = Força Coulombiana

$$mv^2 = \frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_o r}$$

$$E = \frac{1}{2}\frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_o r} - \frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_o r}$$

$$\boxed{E = -\frac{1}{2}\frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_o r}}$$

O Modelo de Bohr – Energia

$$E = \frac{1}{2}\frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_o r} - \frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_o r}$$

$$\boxed{E = -\frac{1}{2}\frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_o r}}$$

$$r_n = \frac{n^2 a_o}{Z}$$

$$E_n = -\frac{1}{2}\frac{Z^2e^2}{4\pi\varepsilon_o n^2 a_0}$$

$$a_0 = \frac{4\pi\varepsilon_0\hbar^2}{me^2}$$

$$E_0 = -\frac{1}{2}\left(\frac{1}{4\pi\varepsilon_0}\right)^2\frac{e^4 m}{\hbar^2}$$

$$E_n = -\frac{1}{2}\left(\frac{1}{4\pi\varepsilon_0}\right)^2\frac{Z^2e^4m}{\hbar^2 n^2}$$

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

Energia quantizada

O estado de energia mais baixo para H:

n=1 $E_1 = E_o$ menor raio

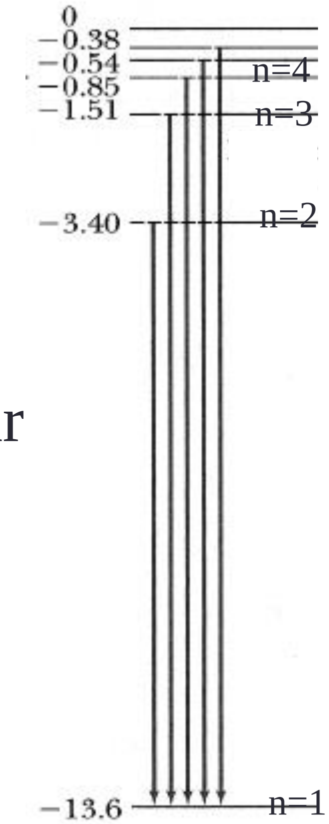
$E_1 = E_o$ = -13,6eV

Postulados do Modelo de Bohr

- A quantização do momento angular orbital do elétron implica na quantização da energia
- n=1 estado fundamental – menor energia

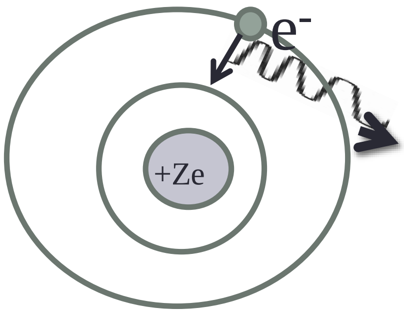
 Hidrogênio

$$E_n = -\frac{13{,}6}{n^2}$$



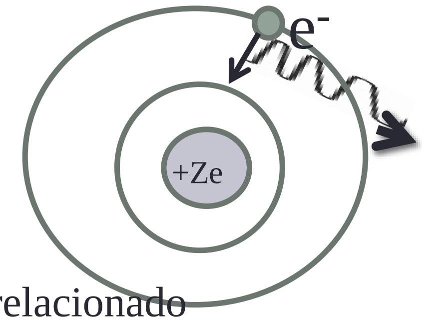
- Níveis discretos de energia
- Os elétrons se movem em certas órbitas sem irradiar energia
- átomo só pode existir em “estados estacionários” com energias quantizadas, E_n, definidas
- Átomos irradiam quando um elétron sofre uma transição de um estado estacionário para outro.
- A frequência da radiação emitida esta relacionadas às energias das órbitas:

$$h\upsilon = E_{ni} - E_{nf}$$



Modelo de Bohr

- A frequência da radiação emitida está relacionada às energias das órbitas:



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

$$h\upsilon = E_{ni} - E_{nf}$$

$$h\upsilon = -E_0 \frac{Z^2}{n_i^2} - \left(-E_0 \frac{Z^2}{n_f^2} \right)$$

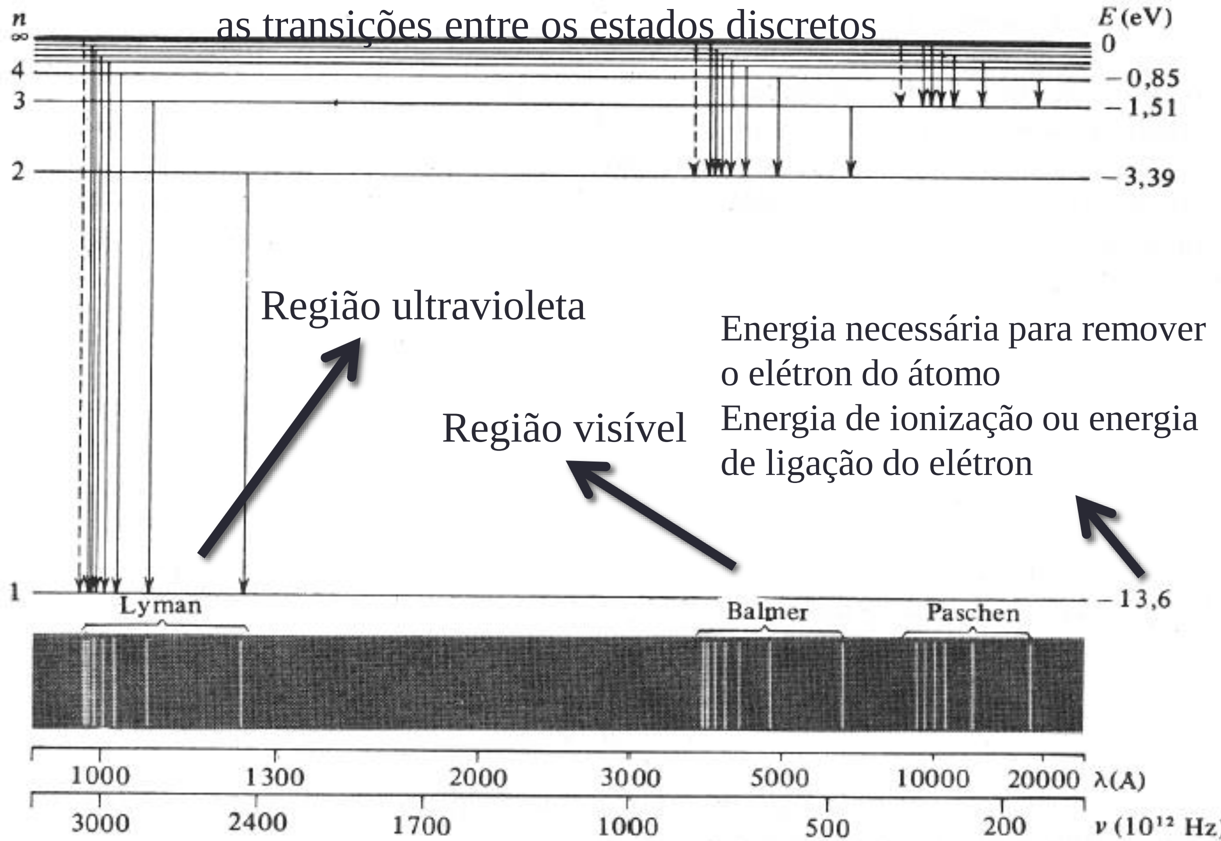
$$\upsilon = \frac{E_0 Z^2}{h} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{E_0 Z^2}{hc} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

Valor teórico obtido por Bohr para a constante de Rydberg

Calculou R=1,097x10^{7} m^{-1}

Para o átomo de H: espectro está relacionado as transições entre os estados discretos



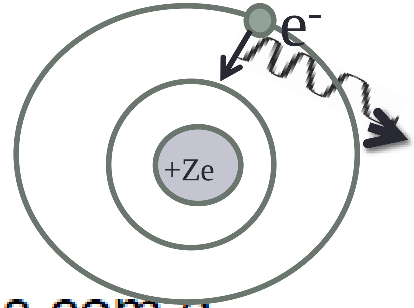
Região ultravioleta

Região visível

Energia necessária para remover o elétron do átomo

Energia de ionização ou energia de ligação do elétron

Modelo de Bohr



1. $n = 1 \Rightarrow$ estado fundamental (menor energia)
2. Excitação $\Rightarrow$ transições para n maior $(n > 1)$
3. Volta para o estado fundamental: emissão de fótons com a diferença de energia entre os estados. Caso particular do H:

$Z = 1$ e $n_f = 2$ ($n_i > n_f \Rightarrow$ desexcitação)

$$\kappa = R_\infty \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = R_\infty \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

$$R_n = \frac{E_0}{hc} = \frac{mk^2e^4}{4\pi c\hbar^3}$$

Espectro de Balmer, se $R_H = R_\infty$. Bohr obteve valor bastante próximo.

Correção para massa nuclear finita $\Rightarrow$ massa reduzida no lugar da massa do e^-.

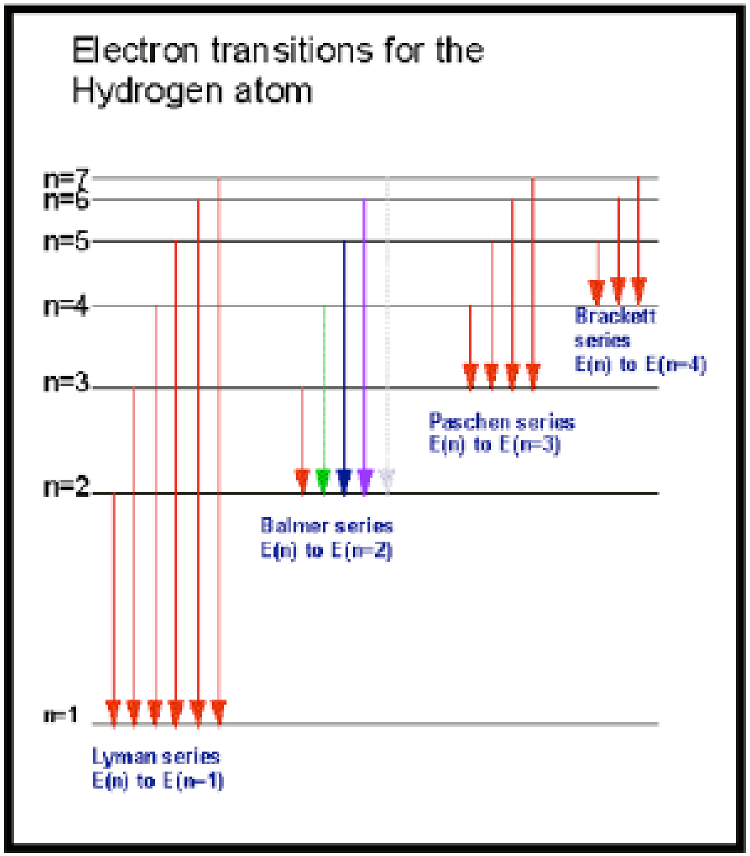
$$\mu = \frac{mM}{m + M}$$

$m = m_e = 9{,}109\times10^{-31}$kg
e
$M = m_p = 1{,}673\times10^{-27}$kg

Na suposição de Bohr o núcleo estava imóvel (significa que sua massa era considerada infinita)

Espectros Atômicos

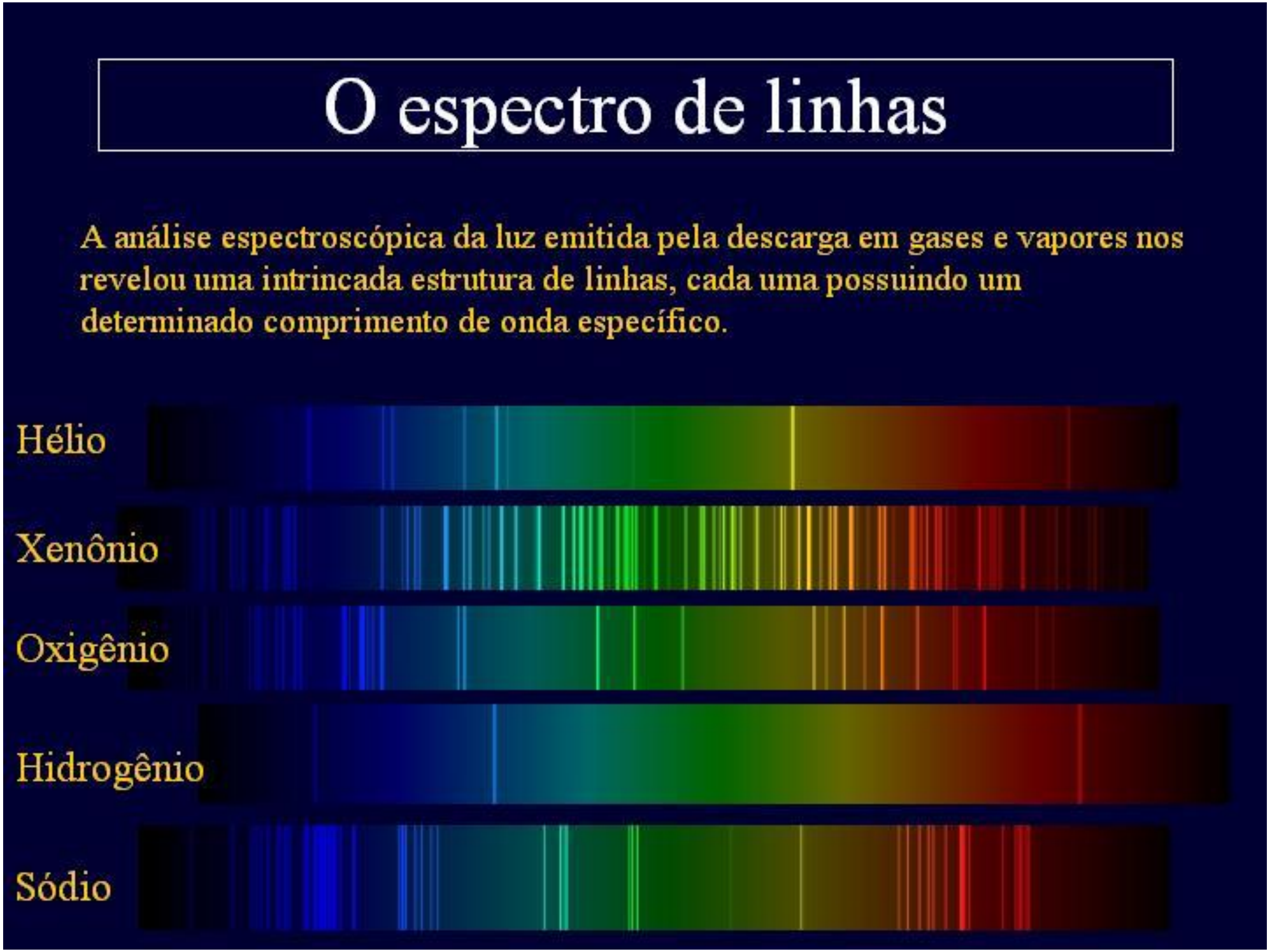
- Podemos compreender as várias linhas do espectro do Hidrogênio como transições entre os estados de discretos de energia dos átomos deste elemento:



- Essas transições fazem com que os fótons de energia possuam comprimento de onda bem definidos quando emitidos

$$h\upsilon = E_{ni} - E_{nf}$$

Transições óticas



http://www.labdid.if.usp.br