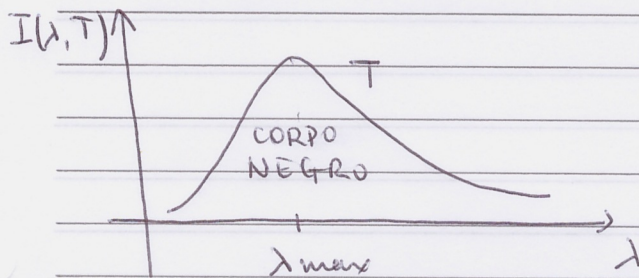


Espectros Atômicos

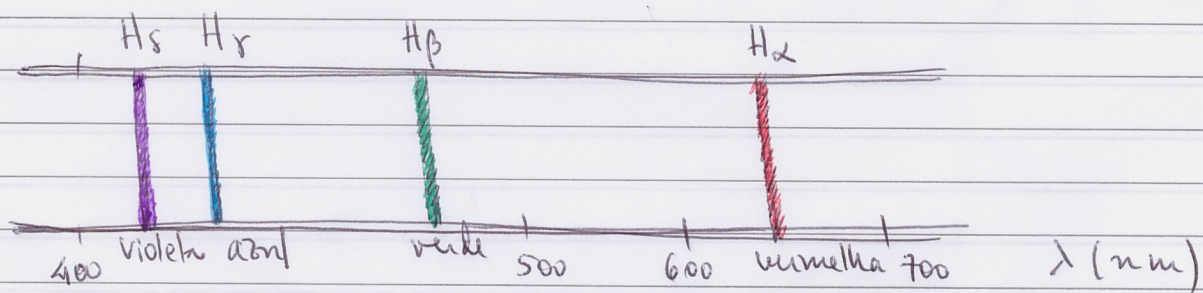
Vimos que substâncias sólidas, aquecidas a uma certa temperatura T , emitem radiação térmica com uma distribuição contínua de comprimentos de onda.



$I(\lambda, T)$: "emissão espectral"

Em contraste, um gás rarefeito (ou uma solução diluída) submetida a uma descarga elétrica, exibe um espectro (discreto) de linhas. Isto significa que apenas certas frequências (ou λ 's) são emitidos pelo gás.

Exemplo: o espectro de emissão do hidrogênio na região do VISÍVEL: "espectro de linhas"



$$H\alpha : \lambda = 656,3 \text{ nm}$$

$$H\beta : \lambda = 486,1 \text{ nm}$$

$$H\gamma : \lambda = 434,1 \text{ nm}$$

$$H\delta : \lambda = 410,2 \text{ nm}$$

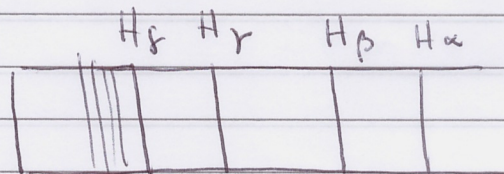
Em 1885 (Johann Balmer) encontrou a fórmula EMPÍRICA que prevê as 4 primeiras raías do espectro do Hidrogênio.

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 3, 4, 5, 6, \dots$$

"série de Balmer"

$R_H = 1,097 \times 10^7 / m =$ constante de Rydberg

A fórmula localiza os λ 's do elemento Hidrogênio no espectro de emissão com apenas 0,1% de erro!



A série não se encerra em $n=6$!!

→ existem outras raías (linhas). A série construída desta forma chama-se "série de Balmer"

raia	cor	n
H α	vermelha	3
H β	verde	4
H γ	azul	5
H δ	violeta	6

Outras séries (após Balmer) que descrevem as demais regiões do espectro de linhas do H: (emissão):

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left(1 - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 2, 3, 4 \dots \quad (\text{Lyman: ultravioleta})$$

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 4, 5, 6, \dots \quad (\text{Paschen: infravermelho})$$

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 5, 6, 7, \dots \quad (\text{Brackett: infravermelho})$$

Apical: o que significa este "n" inteiro que aparece nestas equações?

E o que significa o termo: $\frac{1}{2^2}, 1, \frac{1}{3^2}, \frac{1}{4^2}$

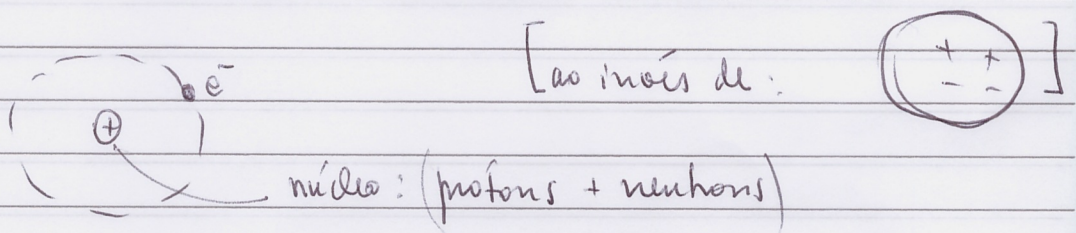
?, ?

O modelo de Bohr para o átomo de Hidrogênio H.

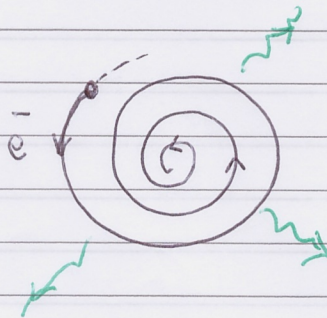
Em (1913) : Niels Bohr obteve a explicação para as séries espectrais do H.

Adequada também para He^+ , Li^{++} ("íons hidrogenóides")
(1 elétron)

Hipóteses do modelo atômico com base nos resultados experimentais de Rutherford (espalhamento de partículas α) sugerindo que o átomo possa ser descrito por um "MODELO PLANETÁRIO"



Note :



Classicamente, o elétron acelerado (centrípeta) emite radiação e.m! →
perde energia continuamente
→ espectro contínuo ?!
→ instável ...

Bohr supôs que :

1. O elétron move-se em órbita CIRCULAR sob ação da força de Coulomb.
2. Apenas algumas órbitas são ESTÁVEIS. nelas, a energia está fixa e a mecânica clássica se aplica. (= "estado estacionário") $n = 1, 2, 3, \dots$
3. A radiação é emitida (espectro de emissão) e pode ser detectada quando o elétron "salta" de uma órbita (ou de um estado estacionário) para outra, com energia menor. A frequência da luz emitida é dada por:

$$E_i - E_f = hf = \frac{hc}{\lambda} \quad E_i > E_f$$

observado no espectro de linhas de emissão

E_i = energia do estado inicial

E_f = energia do estado final

hf = energias de um fóton emitido na transição.

- 4. O momento angular do elétron na n -ésima órbita estável é quantizado e vale:

$$mvr = n\hbar$$

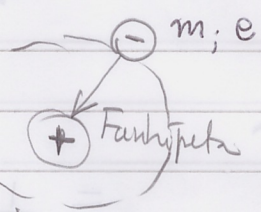
$$\hbar = \frac{h}{2\pi}$$

$$[h] = [\hbar] = \text{momento angular} = [p \cdot r]$$

18 Física

Em uma órbita clássica "n" estável como que E_n depende de n de modo a satisfazer a relação $|mvr = nh|$?

1) Fenômeno $|e| = |carga\ elétron| =$
 $=$ carga próton



$$\frac{m v^2}{r} = \frac{k e^2}{r^2} \rightarrow m v^2 \cdot r = k e^2 \quad (*)$$

componente centrípeta de aceleração em coordenadas polares

$$k = \frac{1}{4\pi\epsilon_0}$$

$$\rightarrow \underbrace{(m \cdot v \cdot r)}_{nh} \cdot v = k e^2 \rightarrow v = \frac{k e^2}{h} \cdot \frac{1}{n}$$

2) Substituindo v em (*)

$$\rightarrow r = \frac{k e^2}{m \cdot \left(\frac{k e^2}{h} \cdot \frac{1}{n}\right)^2} = \left(\frac{h^2}{k e^2 \cdot m}\right) \cdot n^2$$

$$r \Rightarrow r_n = a_0 \cdot n^2$$

depende de n^2 !

$$r_1 = a_0 \approx 0,529 \text{ \AA} \quad (\text{raio de Bohr})$$

3) \rightarrow Energia total = $E_c + U$

3) Energia Total = $E_c + U$

$$E = \frac{1}{2} m v^2 - \frac{k e^2}{r}$$

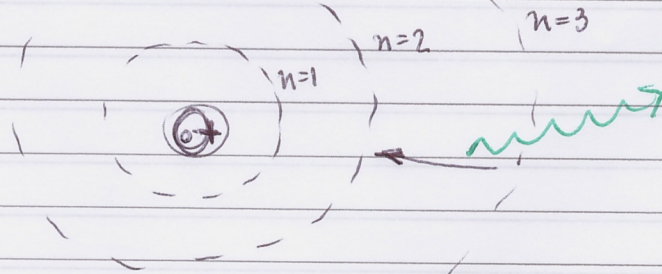
$$E_n = \frac{\frac{1}{2} m k^2 (e^2)^2}{\hbar^2 \cdot n^2} - \frac{k e^2}{\hbar^2 \cdot n^2}$$

$$= \frac{\frac{1}{2} m k^2 (e^2)^2}{\hbar^2 \cdot n^2} - \frac{m k^2 (e^2)^2}{\hbar^2 \cdot n^2} =$$

$$= -\frac{1}{2} m k^2 \cdot \frac{e^4}{\hbar^2} \cdot \frac{1}{n^2} = -\frac{1}{2} m \left(\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 \hbar} \right)^2 \cdot \frac{1}{n^2}$$

$$E_n = -\frac{13.6}{n^2} \cdot eV$$

quanto maior n , maior é a
↓ energia do "estado".



Frequência do fóton emitido (ou absorvido)

$$hf = E_i - E_f \quad \begin{matrix} \downarrow \\ E_i \rightarrow E_f \end{matrix} \quad (E_i > E_f)$$

$$f = \frac{E_i - E_f}{h} = \frac{-13.6 \text{ eV}}{h} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

$$\rightarrow f = \frac{+13.6 \text{ eV}}{h} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

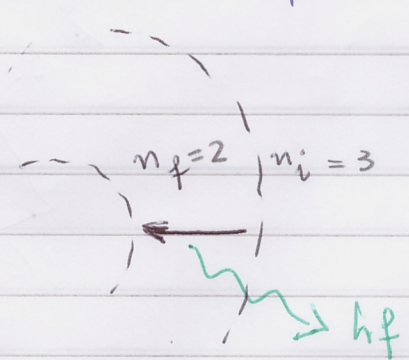
ou

$$f = \frac{c}{\lambda} \Rightarrow \left[\frac{1}{\lambda} = \frac{+13.6}{h \cdot c} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \right]$$

R_H

$$R_H = \frac{k \cdot e^2}{2 a_0 \cdot hc} \quad \text{com erro menor que } 1/10!$$

↑
Rydberg



Balmer : $\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$

$$\begin{cases} n_f = 2 \\ n_i = 3, 4, 5 \end{cases} \quad \begin{matrix} \uparrow \\ n_i \end{matrix}$$

Paschen : $\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right)$

$$\begin{cases} n_f = 3 \\ n_i = 4, 5, 6, \dots \end{cases}$$

$$E_n = -\frac{13.6 \text{ eV}}{n^2}$$

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

- Estado de menor energia: $n=1$

$$E_1 = -13.6 \text{ eV} \quad \equiv \text{"estado fundamental"}$$

- $|E_1|$ = energia de ionização do átomo de hidrogênio no estado fundamental

