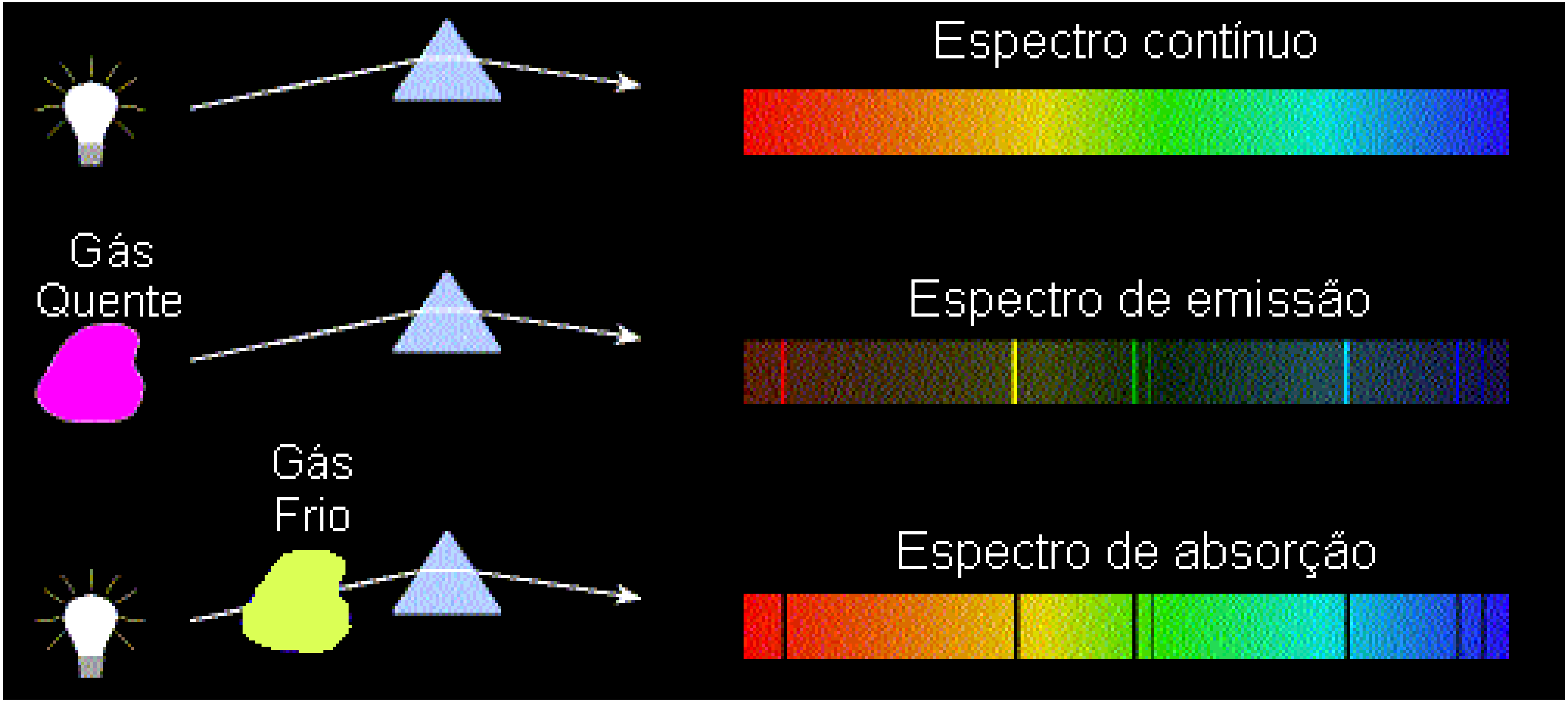
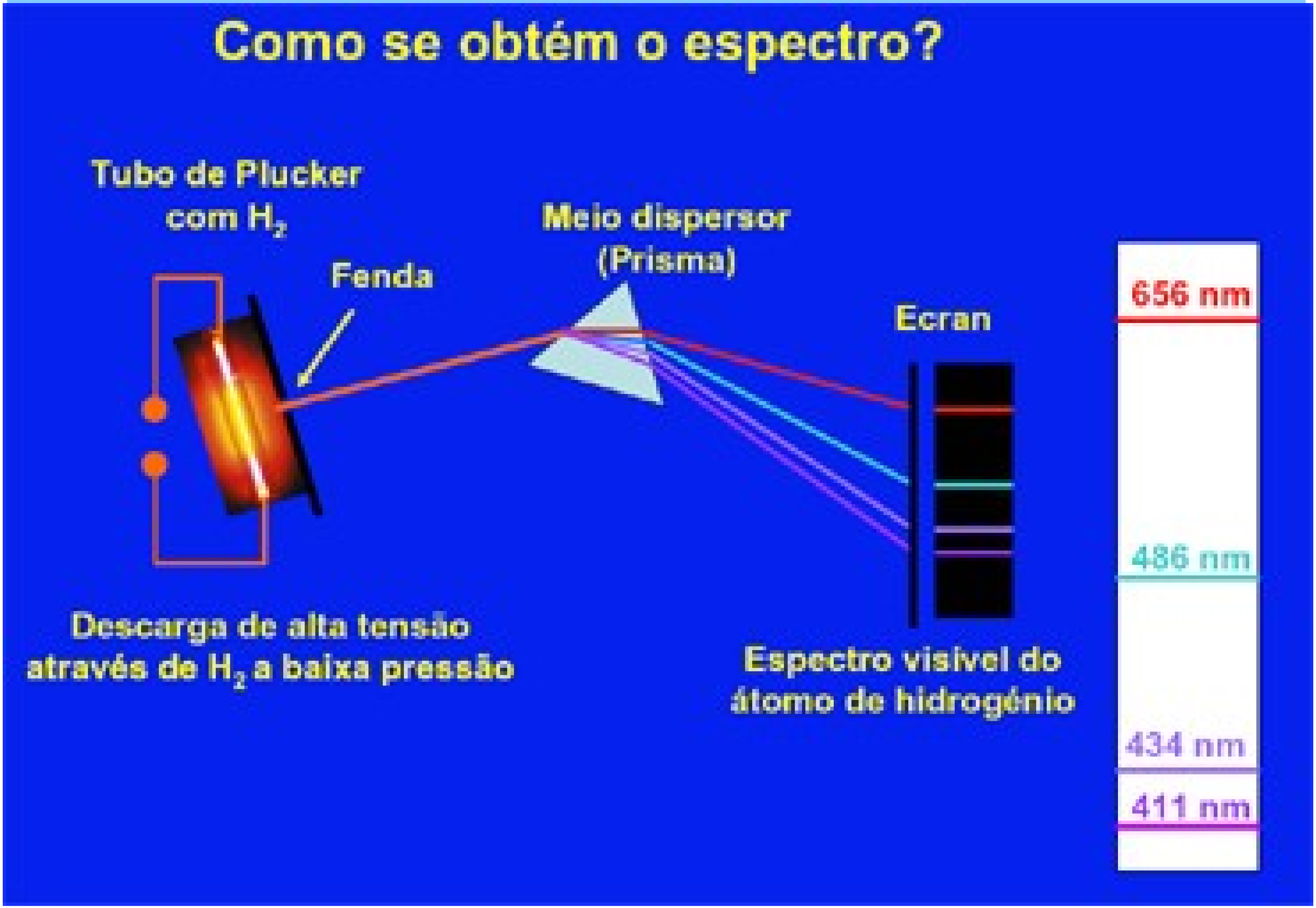
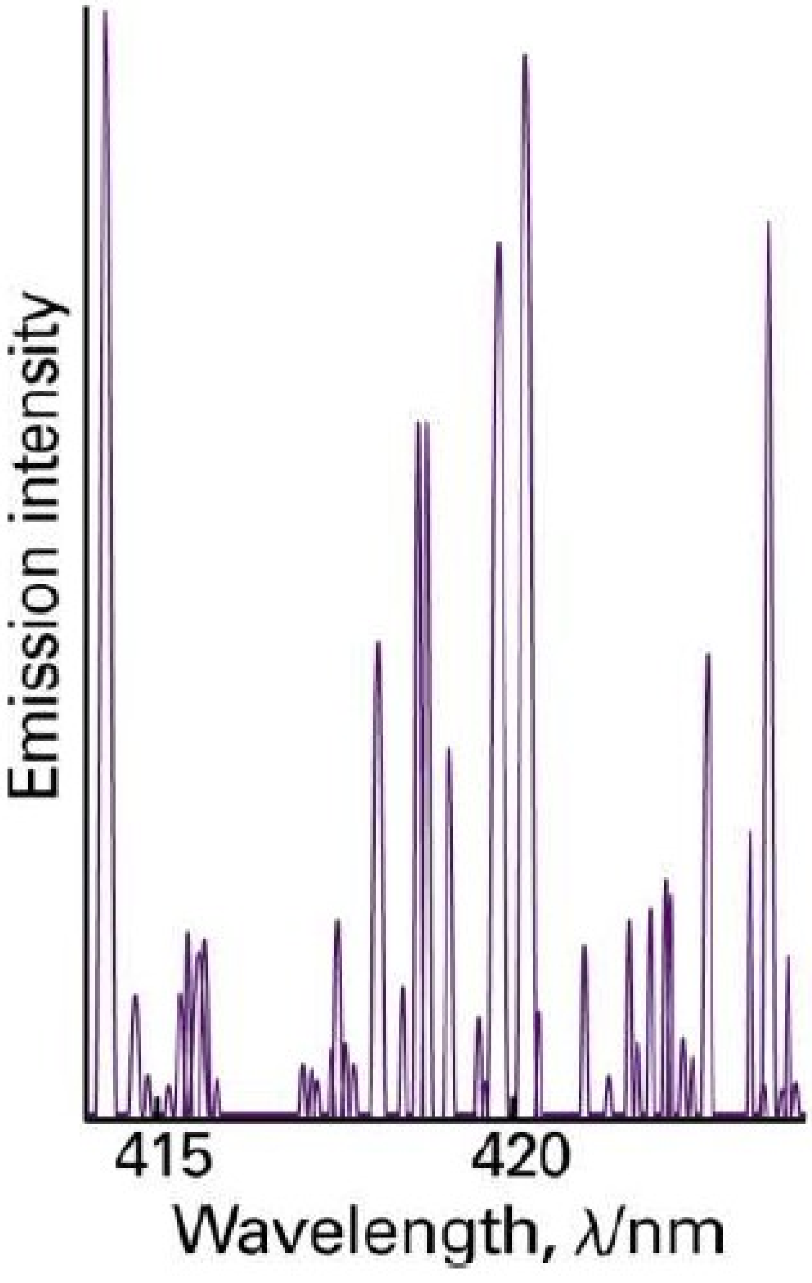
Átomo de Bohr - Espectroscopia



Átomo de Bohr - Espectroscopia



Espectros Atômicos

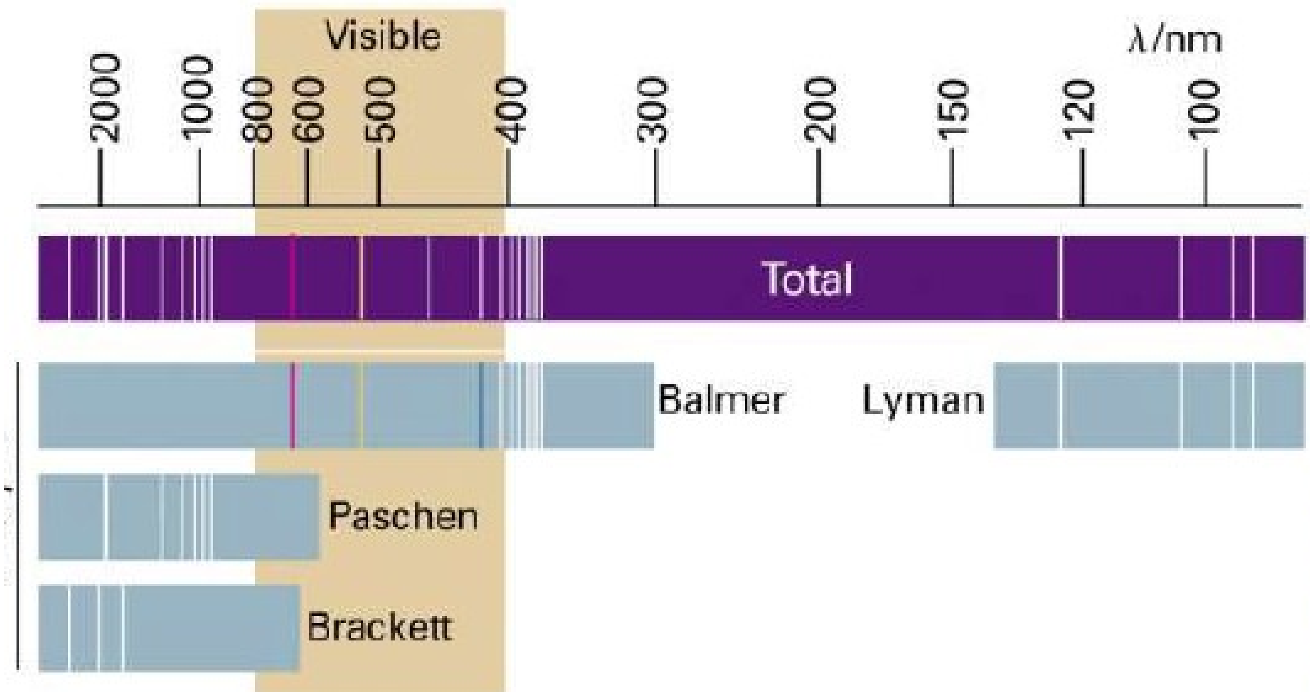


- Registro da intensidade da luz emitida por um átomo ou molécula em função da frequência ou comprimento de onda
- Observação de que a luz é emitida em conjuntos de frequências específicas, típicas para cada átomo

Isto quer dizer que o espectro é discreto e não quantizado.

A energia emitida ou absorvida por átomos também é quantizada

O Espectro do Átomo de H



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

$$n = 1,2,3, \ldots \text{ e } n_1 < n_2$$

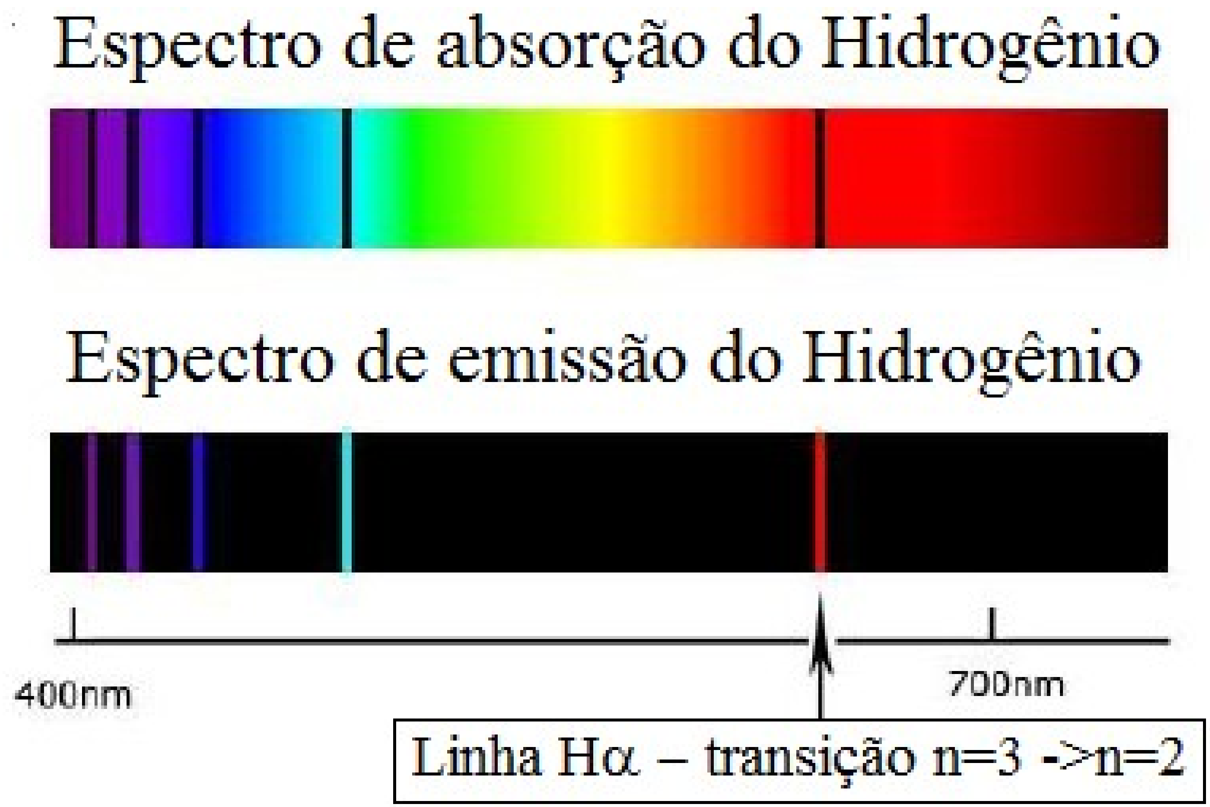
$$R_H = 1{,}096776.10^5 cm^{-1}$$

- Série de Lyman: $n_1 = 1$
- Série de Balmer: $n_1 = 2$
- Série de Paschen: $n_1 = 3$

- R_H, Constante de Rydberg: obtida experimentalmente
- Não havia explicação para essa relação até o desenvolvimento do átomo de Bohr

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

$$R_H = 1{,}096776.10^5 cm^{-1}$$



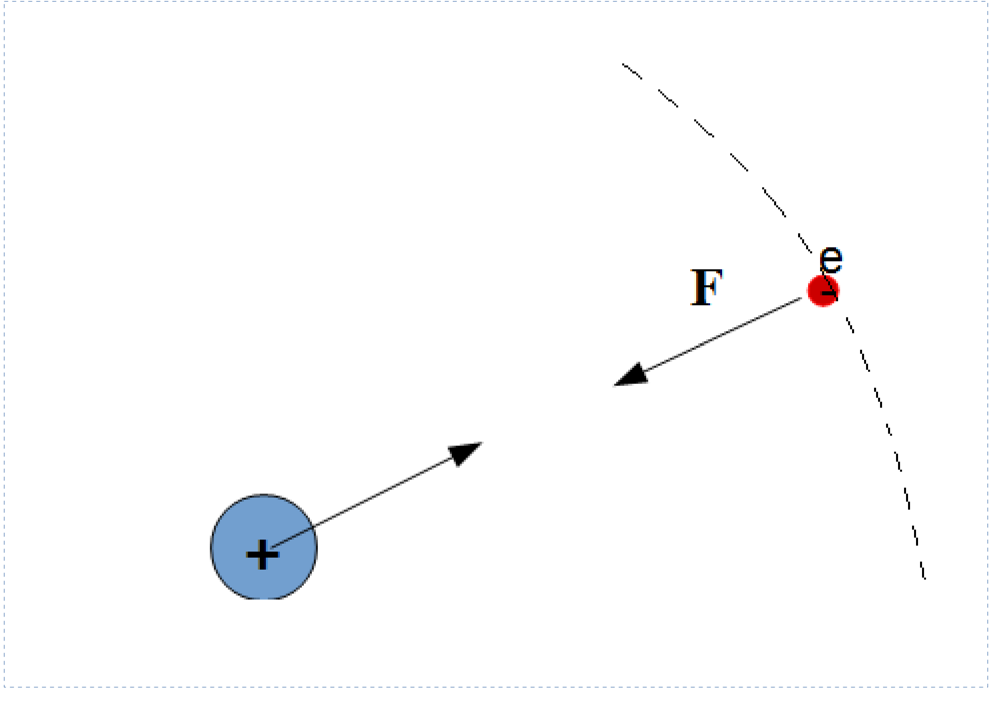
Exercício:

Considere a relação empírica acima.
(a) Verifique a validade da relação empírica mostrada acima, calculando os valores esperados para os comprimentos de onda de 410nm, 434nm, 486nm e 656 nm destacados na figura ao lado.

(b) Calcule a diferença relativa entre os valores calculados e os valores destacados como ditos no item a.

Modelo Atômico Clássico . Modelo Planetário (Modelo de Rutherford)

1- Núcleo massivo com carga positiva (próton).
2- Nuvem eletrônica com carga negativa.
3- Força central atrativa devido a atração eletrostática.
4- órbita circular implica que a força deve ser a centrípeta.



Questões sobre o modelo planetário

1- Ele pode ser usado para explicar uma radiação emitida pelo átomo?

2- Segundo este modelo existe alguma distância entre o elétron e o núcleo para que ele tenho uma orbita estacionária?

3- O que está errado então com respeito a este modelo Planetário (clássico) para o átomo?

O Modelo Atômico de Bohr

A energia de um átomo de H é quantizada

- Um átomo pode assumir apenas algumas energias distintas: E_1, E_2, E_3, ...
  - Cada energia constante é um estado estacionário do átomo
- Um átomo em um estado estacionário não emite radiação eletromagnética
- O espectro de linhas surge quando um átomo faz uma transição de um estado estacionário de energia maior ($E_{superior}$) para um estado estacionário com menor energia ($E_{inferior}$). A diferença de energia é liberada na forma de um fóton, que tem energia quantizada $E_{foton} = h\nu$

$$\Delta E = h\nu \qquad\qquad \frac{\nu}{c} = \frac{1}{\lambda} = R_H\left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2}\right)$$

Postulado de Bohr

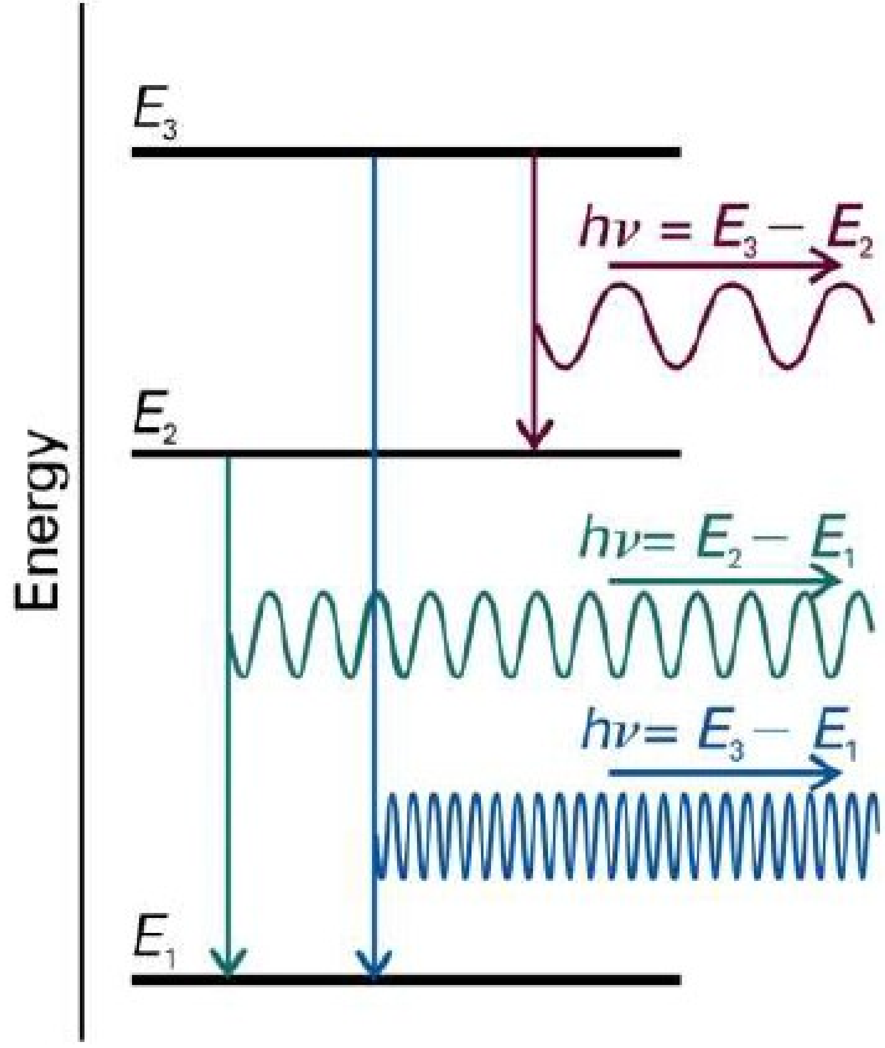
Observações espectroscópicas

$$\Delta E = R_H hc\left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2}\right) \Longrightarrow E_n = -\frac{R_H hc}{n^2},\ n = 1,2,3\ ...$$

Transições Espectroscópicas

- Quando um átomo absorve luz em frequências específicas, passa para um estado de energia mais excitado.
- Quando um átomo emite luz, ele perde energia e passa para um estado menos excitado
- Essas transições espectroscópicas só podem ocorrer quando a diferença de energia entre os estados obedece a condição de frequência de Bohr:

$$\boxed{\Delta E = h\nu}$$

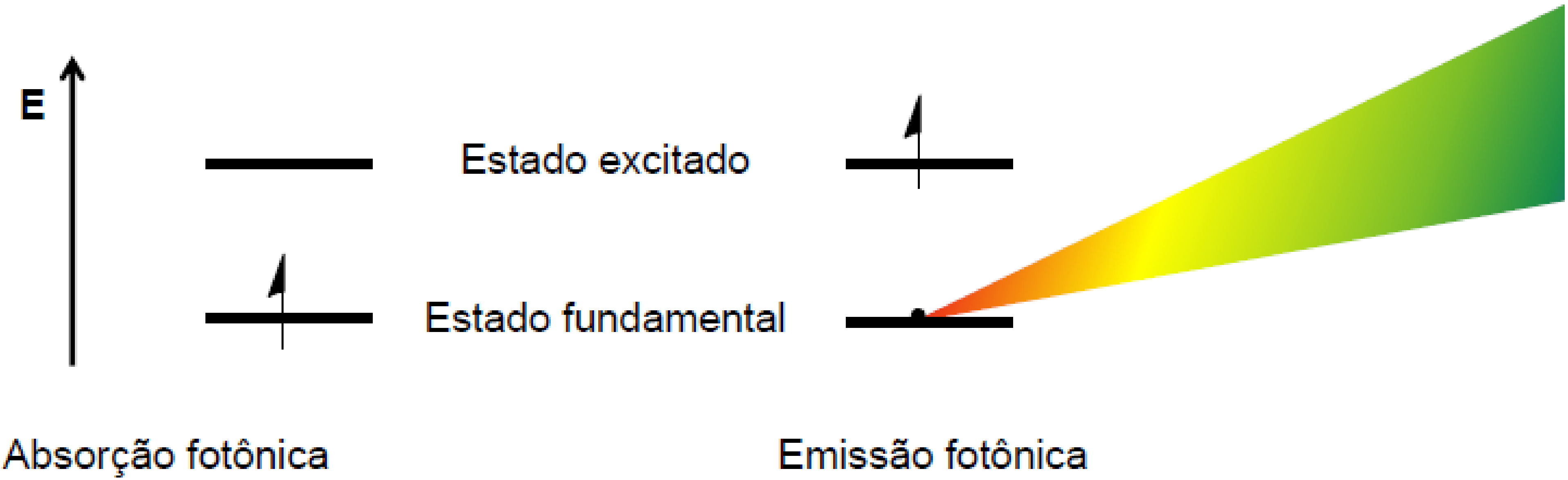


Átomo de Bohr - Espectroscopia

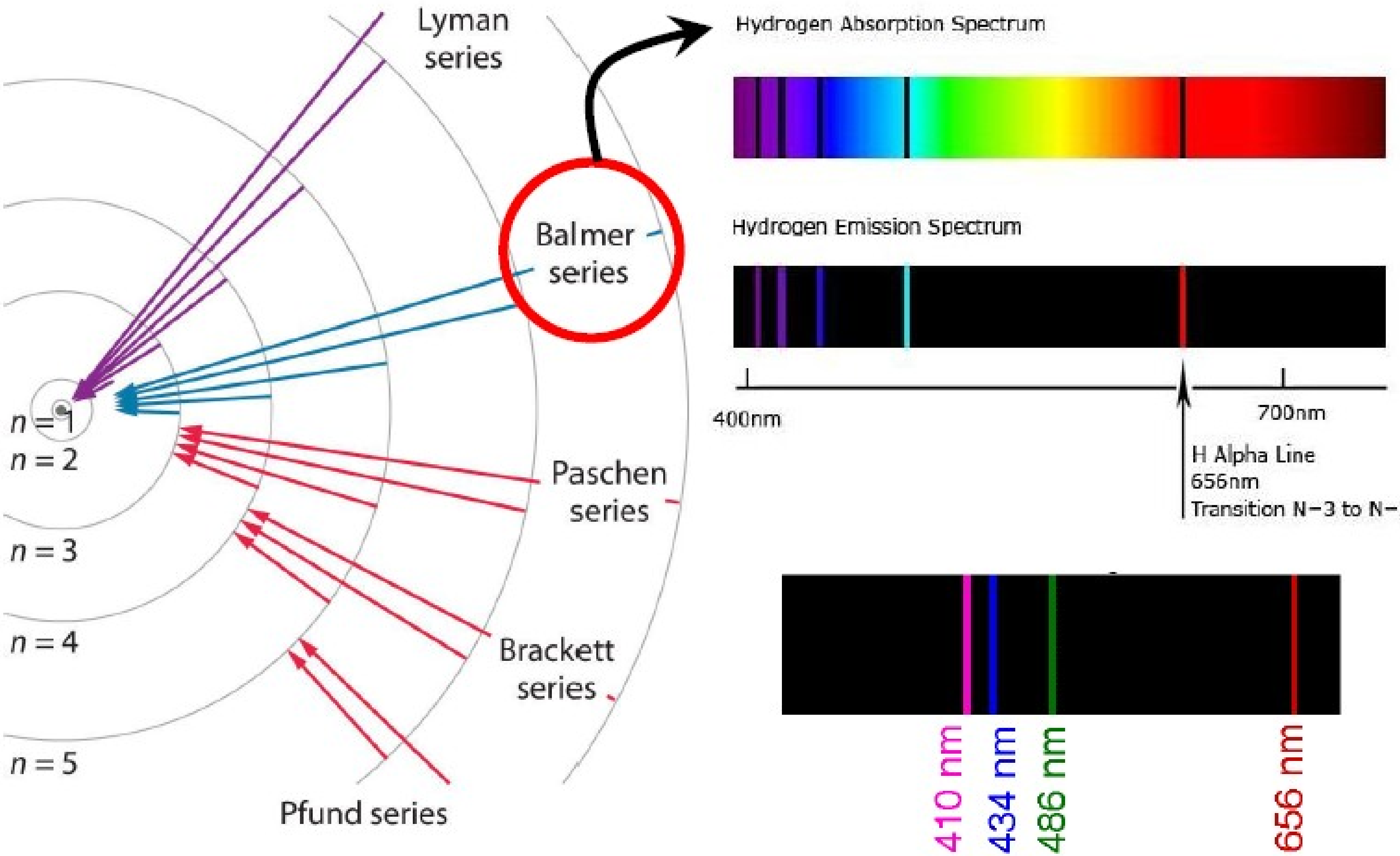
"Em um determinado átomo, é permitido aos e^- estarem em certos níveis estacionários (fixos) de energia mínima ***– Estado fundamental****"*

"Quando um e^- absorve radiação este é promovido à um nível energético superior – ***Estado excitado****"*

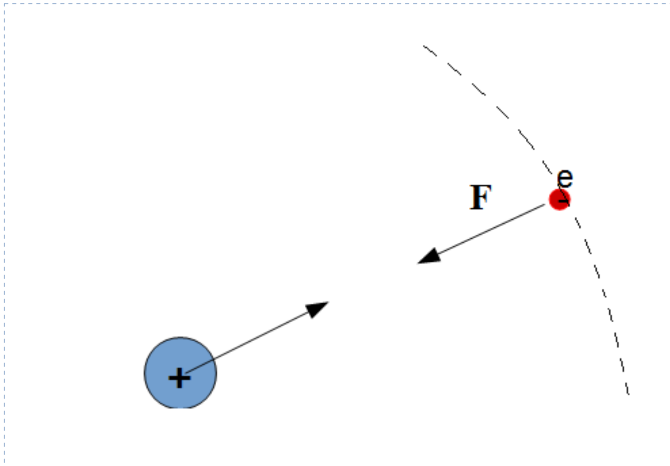
"Ao retornar a seu nível energético inicial, este e- emite radiação na mesma magnitude a qual foi previamente absorvida.



As Séries Lymann (UV), Balmer (visível) e Paschen (IV)



Modelo Atômico de Bohr



Para um campo de força central e se a órbita for circular, a força elétrica igual a centrípeta nos diz que :

$$\left|\vec{F}\right| = \frac{-1}{4\pi\varepsilon_0}\frac{|-e||e|}{r^2} = m\left(\frac{-v^2}{r}\right) \qquad (1)$$

Ou seja:

$$m\left(\frac{v^2}{r}\right) = \frac{1}{4\pi\varepsilon_0}\frac{e^2}{r^2} \Rightarrow \left(\frac{1}{2}\right) m v^2 = \frac{1}{8\pi\varepsilon_0}\frac{e^2}{r} \Rightarrow K = \frac{1}{8\pi\varepsilon_0}\frac{e^2}{r} \qquad (2)$$

A energia total do sistema é a energia potencial do elétron U mais sua energia cinética K. Para o hidrogênio, a energia potencial é dada por:

$$U = \frac{-1}{4\pi\varepsilon_0}\frac{e^2}{r} = -2K \Rightarrow E = K + U = \frac{1}{8\pi\varepsilon_0}\frac{e^2}{r} - \frac{1}{4\pi\varepsilon_0}\frac{e^2}{r}$$

Modelo Atômico de Bohr

Temos portanto que a energia total é dada por:

$$E=\frac{-1}{8\pi\varepsilon_0}\frac{e^2}{r} \tag{3}$$

Até o presente momento toda a dedução é clássica Note que não há restrição para valores de energia e raio da órbita. Eles podem ser quaisquer, desde que se obedeça o vínculo entre eles.

Bohr postulou a quantização do momento angular que nos diz que:

$L=n\hbar$ e como $\vec{L}=\vec{r}\times\vec{p}$ $\quad r\,m\,v=n\hbar\Rightarrow v=\dfrac{n\hbar}{r\,m}$ (4)

e por outro lado $\quad m\left(\dfrac{v^2}{r}\right)=\dfrac{1}{4\pi\varepsilon_0}\dfrac{e^2}{r^2} \Rightarrow m\left(\dfrac{n^2\hbar^2/m^2r^2}{r}\right)=\dfrac{1}{4\pi\varepsilon_0}\dfrac{e^2}{r^2}$

$$\boxed{r=\frac{h^2\varepsilon_0}{\pi m e^2}n^2=a_0 n^2} \tag{5}$$

Modelo Atômico de Bohr

Onde a_0 é o raio de Bohr do átomo de hidrogênio = 5,2191 772 x 10^{-11} m

Como consequência da quantização do momento angular, a energia também será quantizada e sua expressão pode ser obtida substituindo-se a equação 5 na 3 na forma:

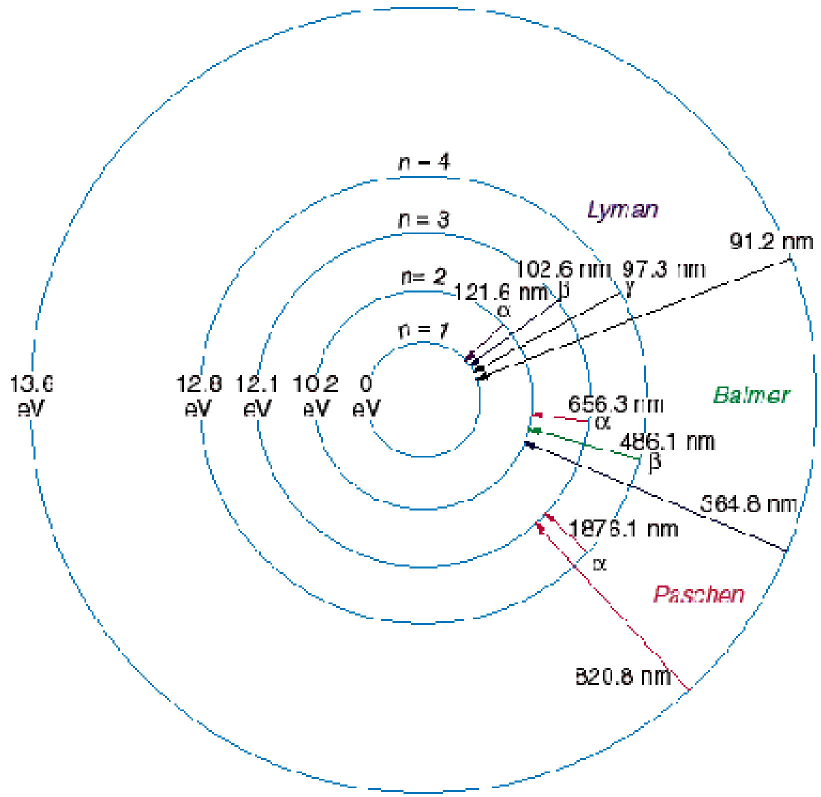
$$E = \frac{-1}{8\pi\varepsilon_0}\frac{e^2}{r} = \frac{-1}{8\pi\varepsilon_0}\frac{e^2}{\frac{h^2\varepsilon_0}{\pi m e^2}n^2}$$

ou ainda:

$$\boxed{E_n = \frac{-me^4}{8\pi\varepsilon_0^2 h^2}\frac{1}{n^2}} \qquad (6)$$

A partir da quantização da energia do átomo expressa pela equação 6, onde há a previsão do elétron se localizar em níveis de energia discretos, é possível obter uma relação analítica para a constante de Rydberg, obtida originalmente de forma empírica, ou seja, experimentalmente

O Átomo de Bohr



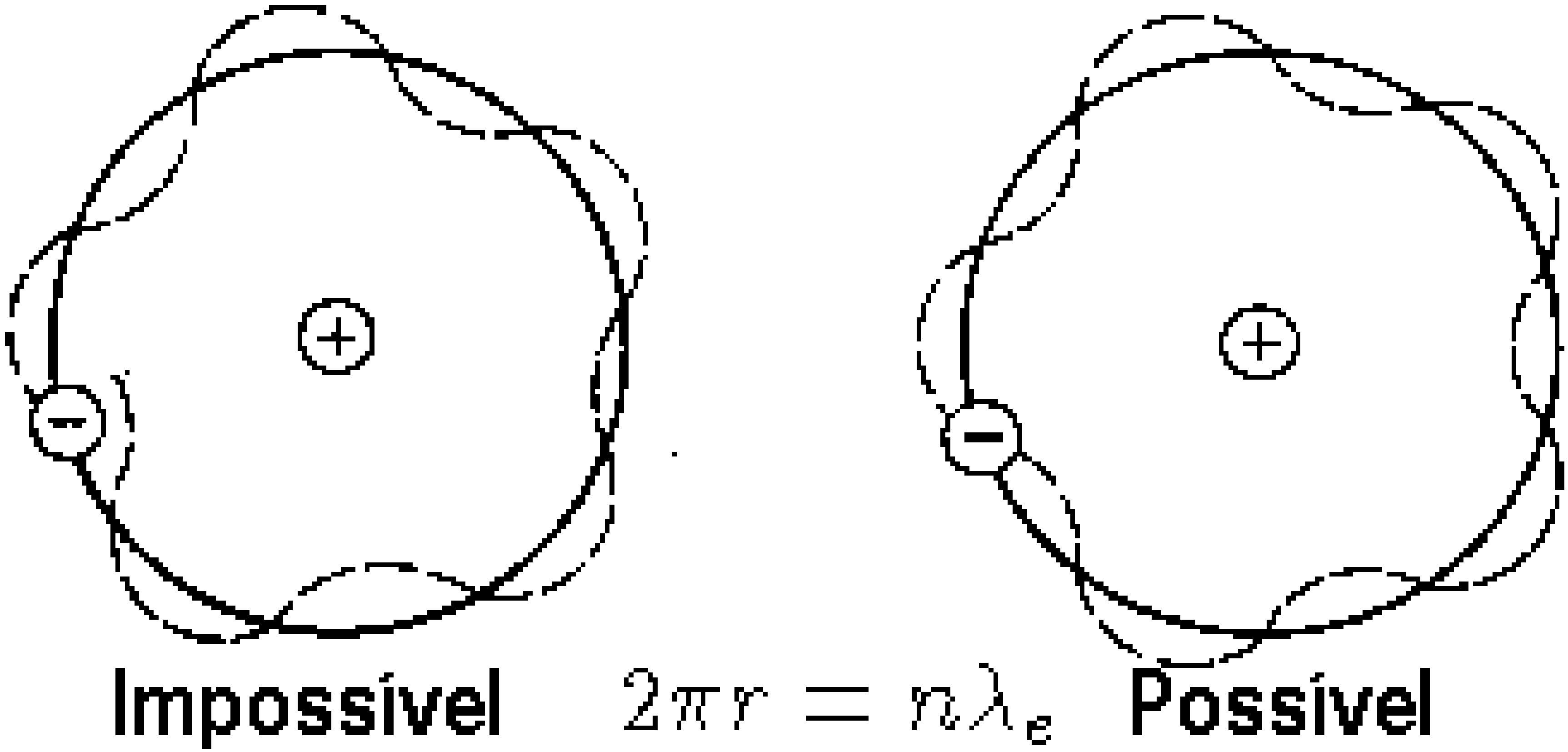
- O elétron em um estado estacionário move-se em um círculo em torno do núcleo obedecendo às leis da mecânica clássica
  - A energia total do elétron é:
    $$E_{eletron} = E_k + V$$
- A energia cinética do elétron depende da sua órbita, que é quantizada
  - As órbitas permitidas para o elétron são aquelas em que o momento angular está restrito a $n\frac{h}{2\pi} = n\hbar$

$$E_n = -\frac{R_H hc}{n^2}$$

$$E_n = -\frac{m_e e^4}{8\varepsilon_0^2 h^2 n^2}$$

$$R_H = \frac{m_e e^4}{8\varepsilon_0^2 h^3 c} = 1{,}096776.\,10^5\,\mathrm{cm}^{-1}$$

Quantização do momento angular- Interpretação gráfica - estacionária



$L = rp$; $L = n\hbar = nh/2\pi$; $p = h/\lambda \Rightarrow 2\pi r = n\lambda$