

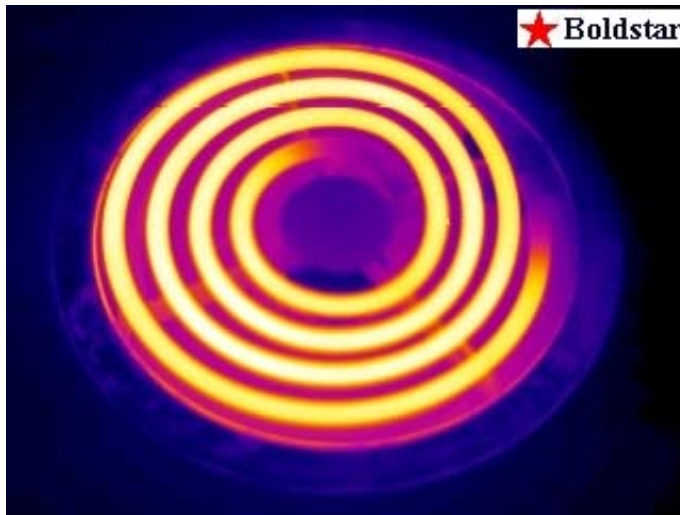
Física Experimental IV

Espectros atômicos

Prof. Dr. Lucas Barboza Sarno da Silva

Espectros atômicos

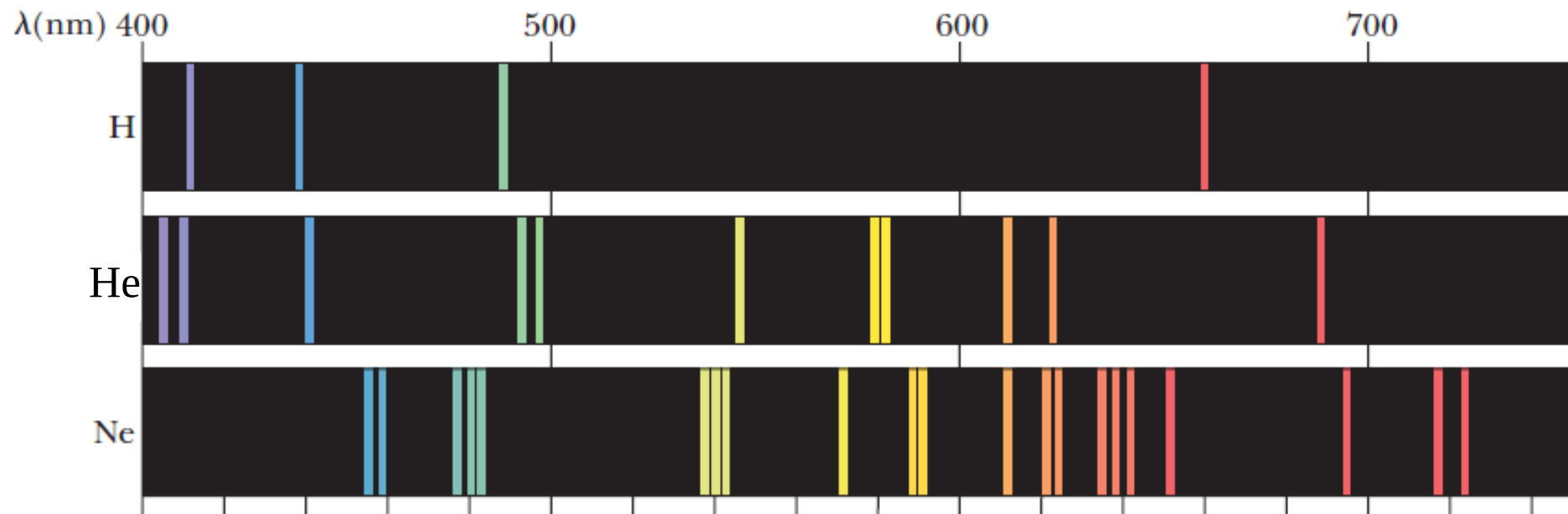
Toda substância a uma certa temperatura emite radiação térmica, caracterizada por uma distribuição contínua de comprimentos de onda. A forma da distribuição depende da temperatura e das propriedades da substância.



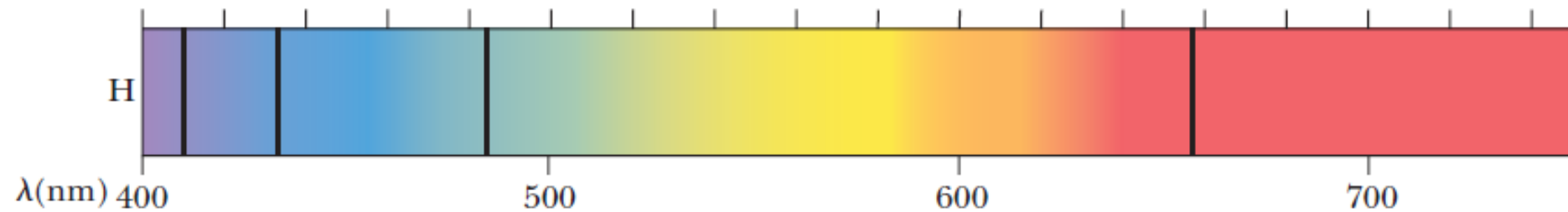
Material aquecido emite
no visível

Um gás rarefeito sujeito a uma descarga elétrica emite um **espectro de linhas**, que difere da distribuição contínua.

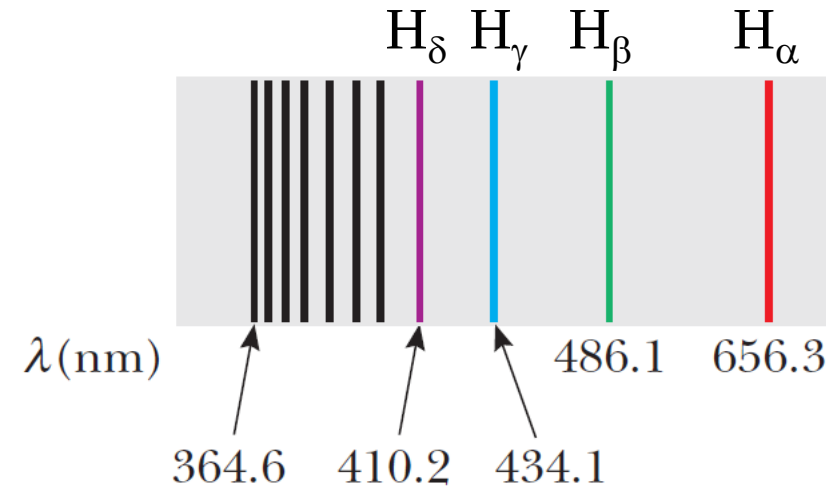
Espectro de emissão



Espectro de absorção



A série de Balmer das
raias espectrais do
hidrogênio



Série de Balmer:

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

$$n = 3, 4, 5, 6, \dots$$

$$R_H = 1,0973732 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

(Constante de Rydberg)

Outras séries espectrais para o hidrogênio foram descobertas:

Série de Lyman: $\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 2, 3, 4, 5, \dots$

Série de Paschen: $\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 4, 5, 6, 7, \dots$

Série de Brackett: $\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 5, 6, 7, 8, \dots$

Série de Pfund: $\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 6, 7, 8, 9, \dots$

O modelo quântico de Bohr para o átomo



NIELS BOHR, Danish Physicist
(1885–1962)

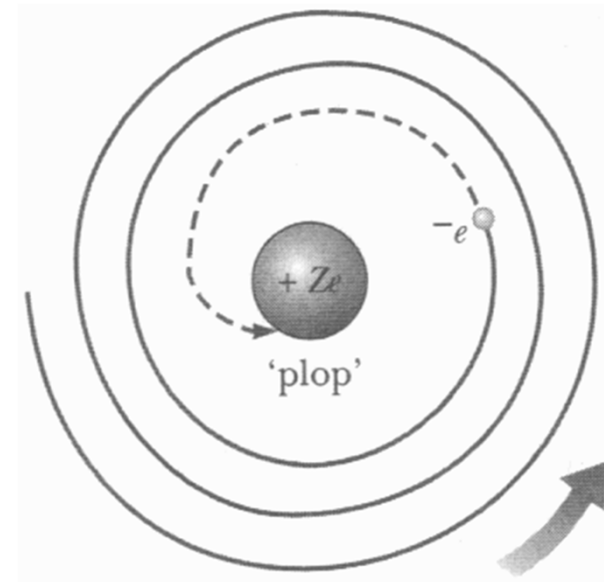
No início do século XX, os cientistas estavam perplexos ante ao fracasso da física clássica em explicar as características dos espectros atômicos.

- Por que o hidrogênio só emite certas raías na região do espectro visível?
- Por que o hidrogênio só absorve as raías que têm os comprimentos de onda que emite?

O átomo na “Antiga” Mecânica Quântica

- Rutherford então propôs um modelo no qual toda a carga positiva dos átomos, que comportaria praticamente toda a sua massa, estaria concentrada numa pequena região do seu centro: **o núcleo**. Os elétrons, então, ficariam orbitando em torno deste núcleo: Modelo “**planetário**”.

Entretanto, estes elétrons em órbita estariam acelerados (aceleração centrípeta). Assim, segundo o eletromagnetismo, deveriam **emitir energia na forma de radiação eletromagnética**, até colapsarem para o núcleo!



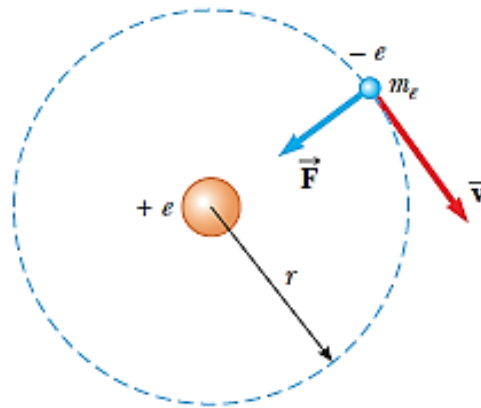
A teoria de Bohr era uma combinação de ideias:

- Da teoria quântica original de Planck
- Da teoria de fótons de luz, de Einstein
- Do modelo atômico de Rutherford

O modelo de átomo de Bohr tem aspectos clássicos e também postulados revolucionários.

As ideias básicas da teoria de Bohr para o átomo de hidrogênio são as seguintes:

1) **O elétron se move em órbitas circulares em torno do próton**, sob influência da força de atração coulombiana do núcleo.
(Mecânica Clássica)



2) **Somente certas órbitas são estáveis**. Estas órbitas estáveis são aquelas nas quais o elétron não irradia. Então, a energia está fixa, ou estacionária, e a mecânica clássica pode ser usada para descrever o movimento do elétron.

3) A radiação é emitida pelo átomo quando o elétron “salta” de um estado estacionário inicial, com energia maior, para um estado com menor energia. Este “salto” não pode ser visualizado ou tratado classicamente. Em particular, a frequência f do fóton emitido no salto é independente da frequência do movimento orbital do elétron. A frequência da luz emitida está relacionada com a variação da energia do átomo e é dada pela fórmula de Planck-Einstein

$$E_i - E_f = h f$$

E_i é a energia do estado inicial

E_f a energia do estado final

$$E_i > E_f$$

4) O tamanho das órbitas permitidas do elétron é determinado pela condição quântica adicional imposta ao movimento angular orbital do elétron. Ou seja, as órbitas permitidas são aquelas nas quais o movimento angular orbital do elétron é um múltiplo inteiro de $\hbar$

$$mvr = n\hbar \quad n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

$$(\hbar = h/2\pi)$$

Níveis de Energia e comprimentos de onda permitidos

$$r_n = \frac{n^2 \hbar^2}{m k e^2} \longrightarrow \text{O raio das órbitas estacionárias}$$

$n = 1, 2, 3, 4, \dots$

$$a_0 = \frac{\hbar^2}{m k e^2} = 0,0529 \text{ nm} \longrightarrow \text{A órbita com } n = 1 \text{ tem o menor raio, é o chamado raio de Bohr}$$

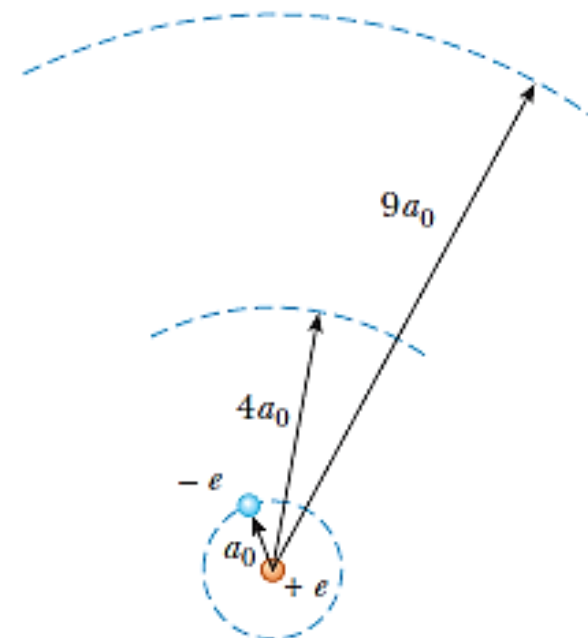
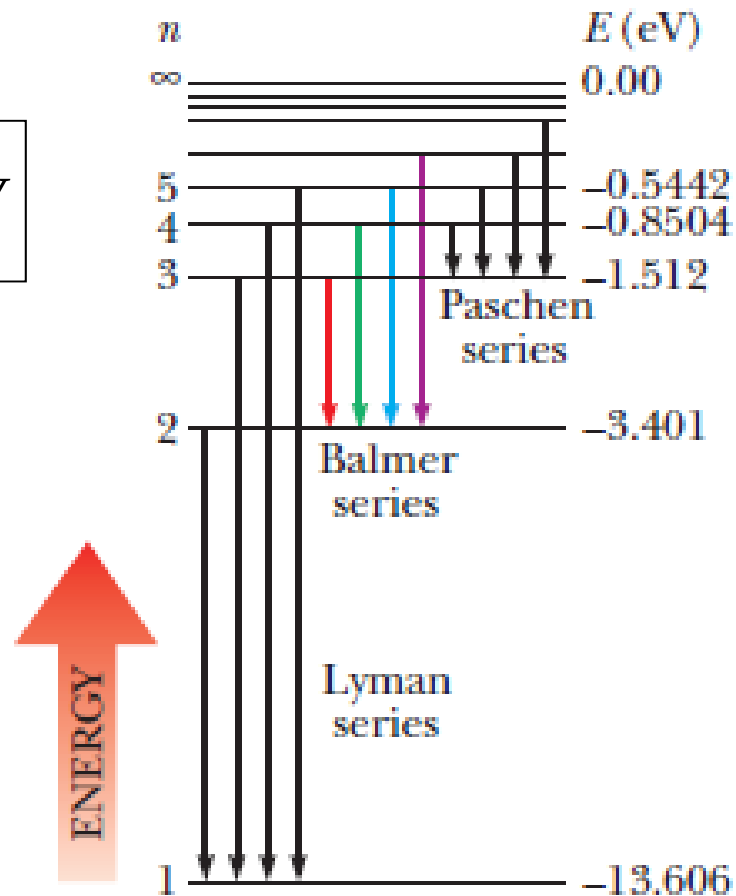
$$E_n = -\frac{k e^2}{2 a_0} \left(\frac{1}{n^2} \right)$$

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

Quantização da energia
 $n = 1, 2, 3, 4, \dots$

- O **estado fundamental**, $n = 1$, tem a energia: $E_1 = -13,6eV$
- O **primeiro estado excitado**, $n = 2$, tem a energia: $E_2 = -\frac{E_1}{2^2} = -3,4eV$

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



Juntamente com o terceiro postulado de Bohr, permite que se calcule a frequência do fóton emitido quando o elétron salta de uma órbita mais externa para uma órbita mais interna:

Frequência:

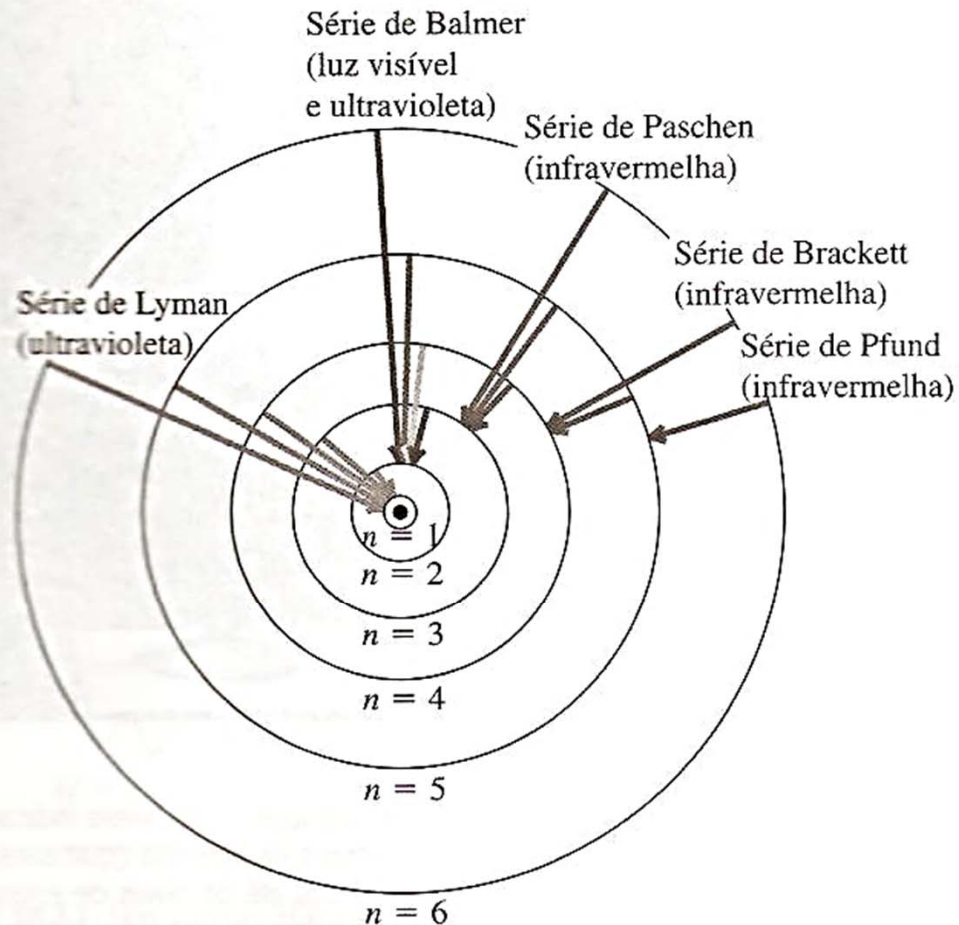
$$f = \frac{E_i - E_f}{h} = \frac{ke^2}{2a_0h} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

Comprimento
de onda:

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{f}{c} = \frac{ke^2}{2a_0hc} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

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

(a) Órbitas 'permitidas' para um elétron no modelo de Bohr do átomo de hidrogênio (não em escala). As transições responsáveis por algumas das linhas das diversas séries são indicadas por setas.



(b) Diagrama dos níveis de energia do hidrogênio, mostrando algumas transições correspondentes às diferentes séries.

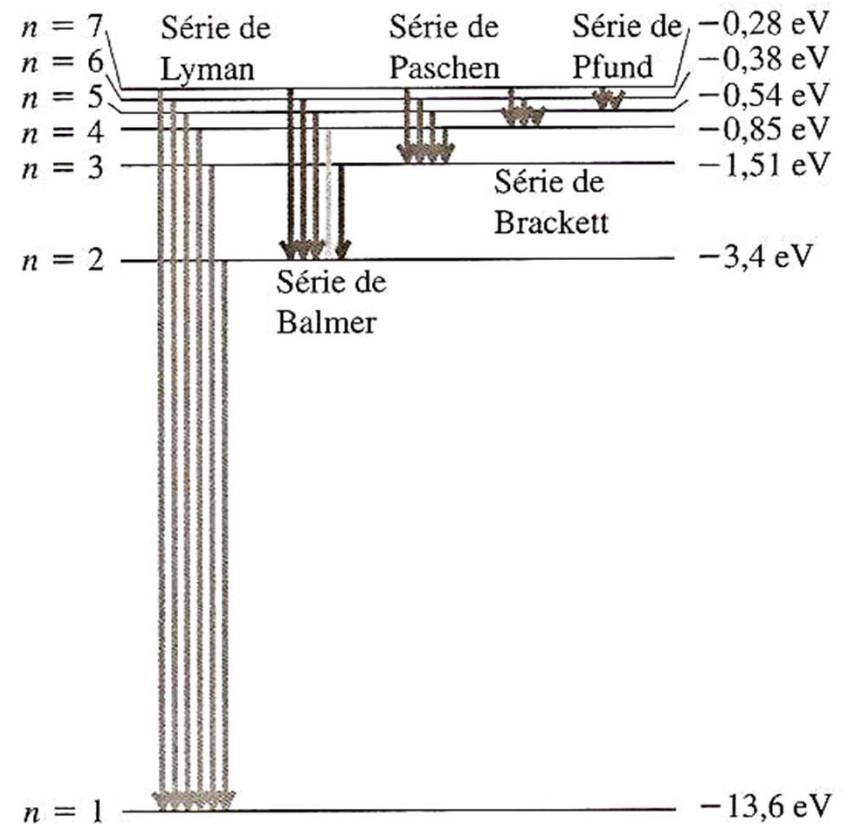


Figura 38.9 Duas formas de representar os níveis de energia do átomo de hidrogênio e transições entre as diferentes séries.

Bohr generalizou imediatamente o seu modelo para o hidrogênio e aplicou-o a outros elementos em que todos os elétrons, exceto um, tivessem sido removidos.

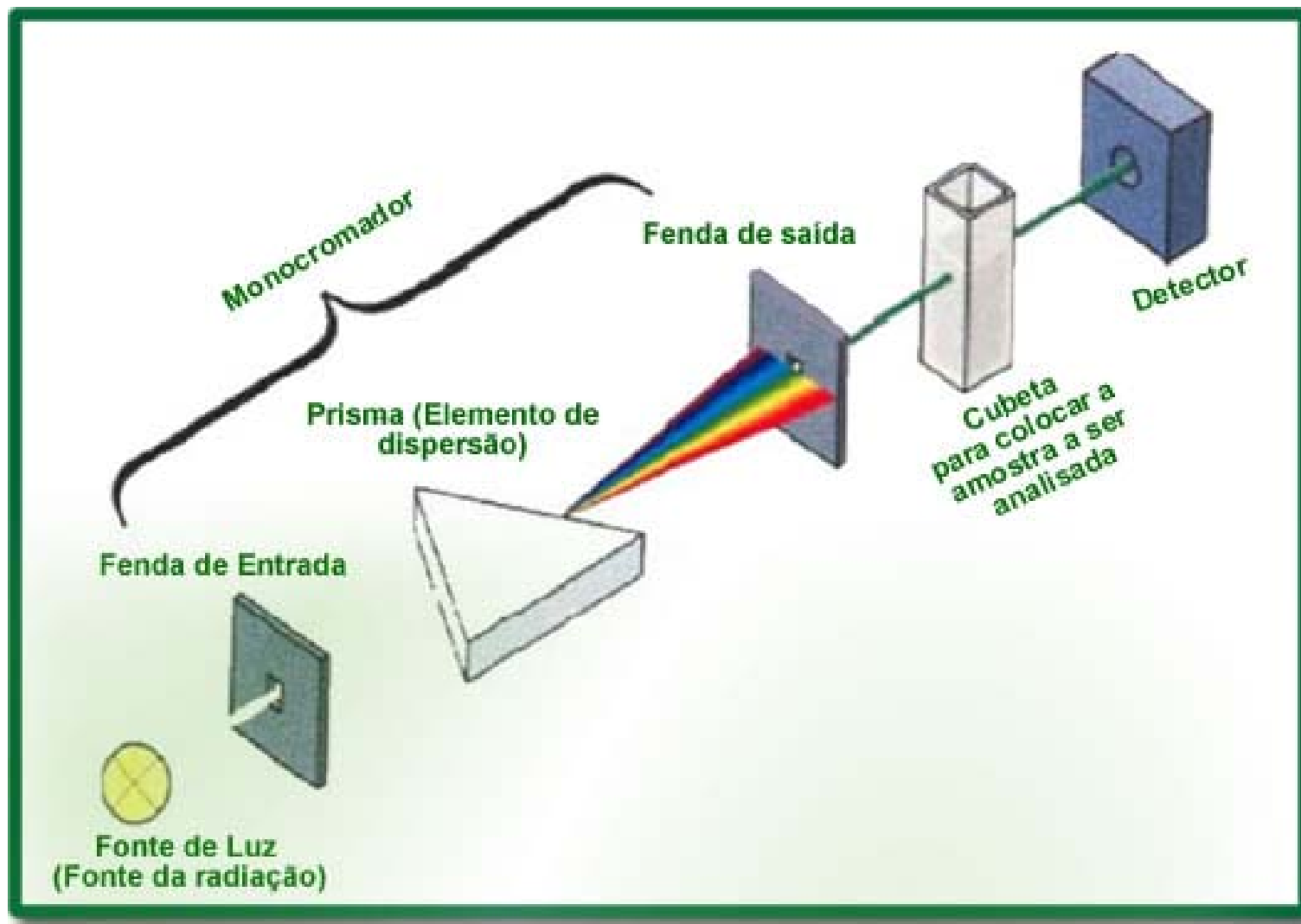
Elementos ionizados como: He^+ , Li^{++} e Be^{+++}

Carga do núcleo $+Ze$

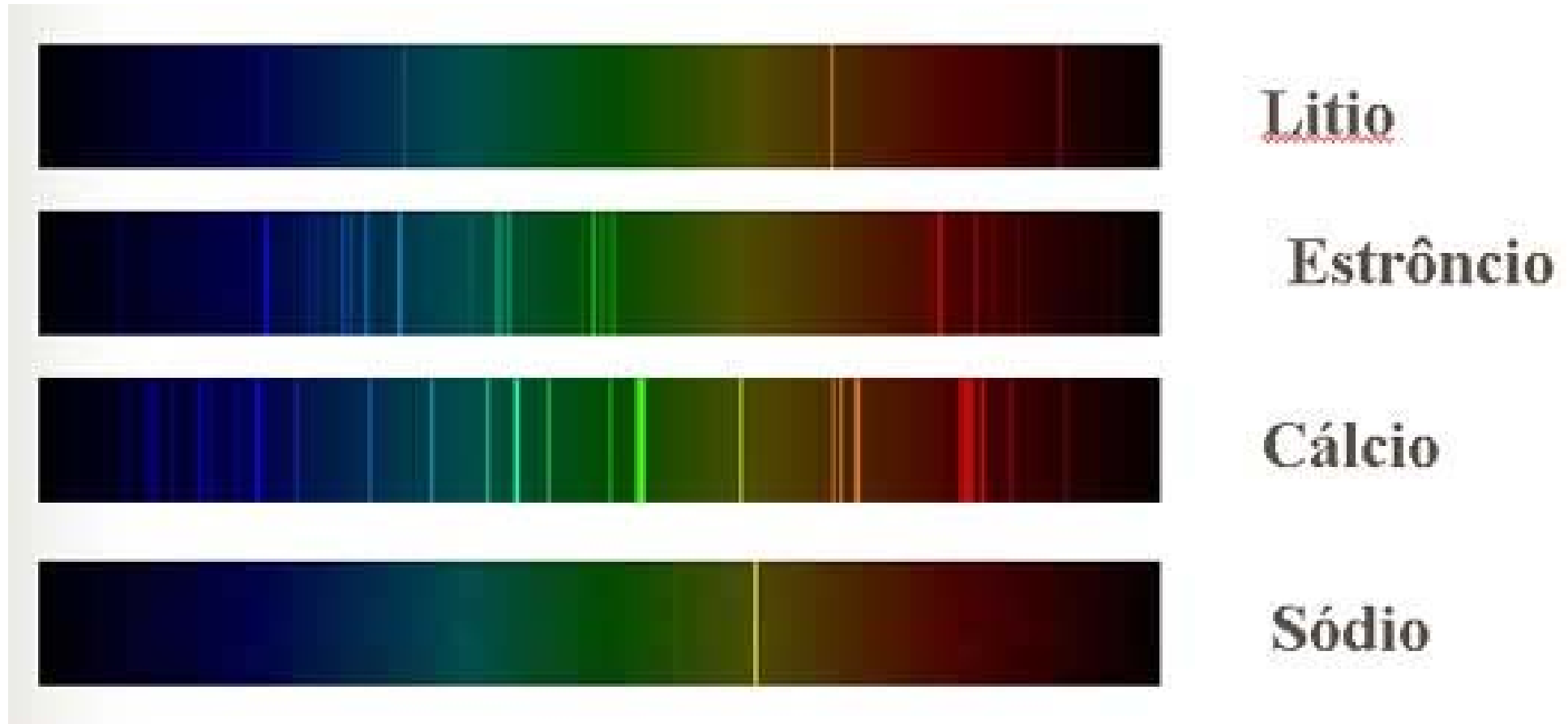
$$\longrightarrow r_n = n^2 \frac{a_0}{Z}$$

$$\longrightarrow E_n = -\frac{ke^2}{2a_0} \left(\frac{Z^2}{n^2} \right) \quad n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

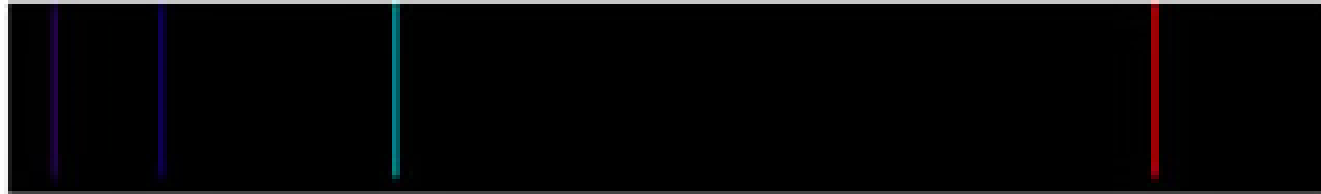
Espectrofotometria



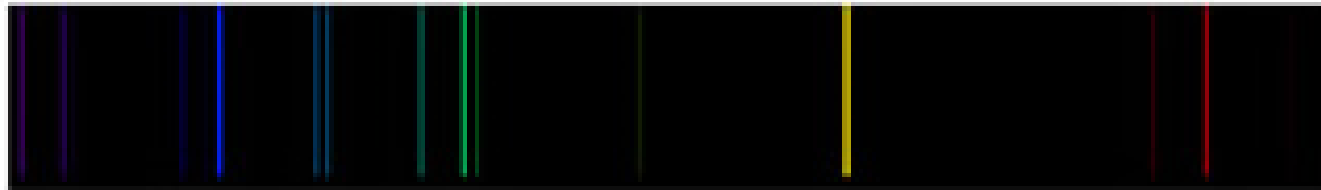
Espectro de emissão



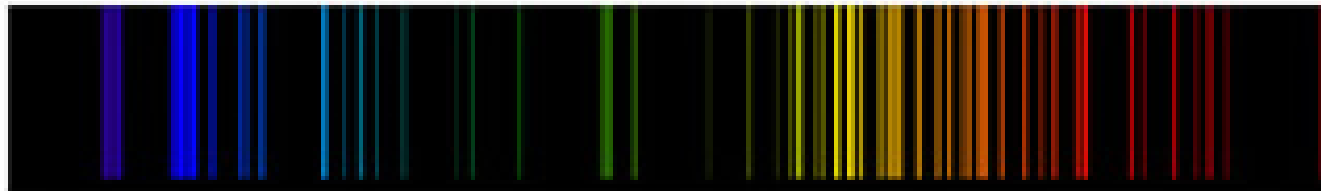
Espectro de emissão



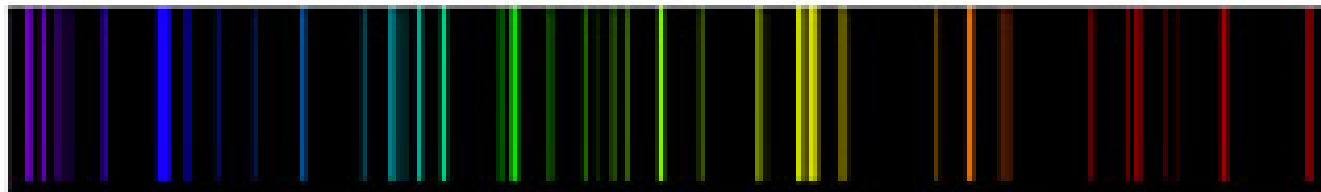
Hidrogênio



Hélio



Neônio



Mercúrio