

Evidências Experimentais da Natureza Quântica da Matéria

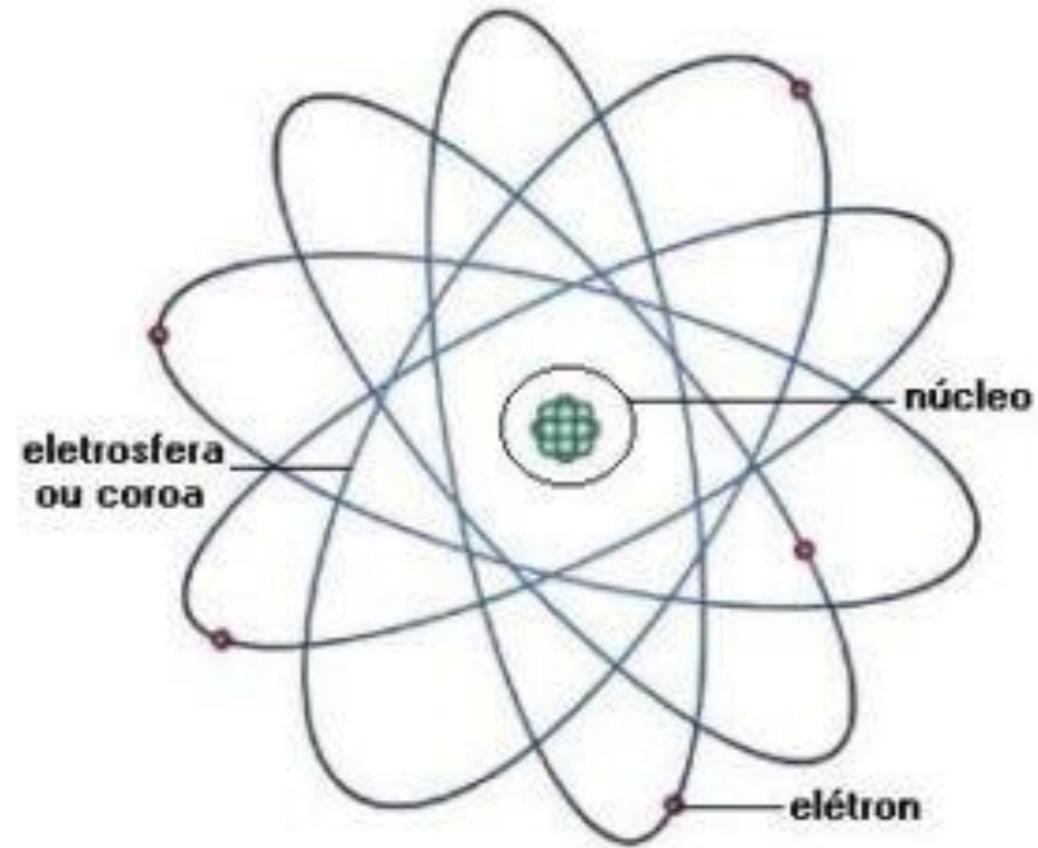
O modelo atômico de Bohr

Rosangela Itri

[Agradecimentos: prof Marcelo Munhoz](#)



Rutherford (1911)

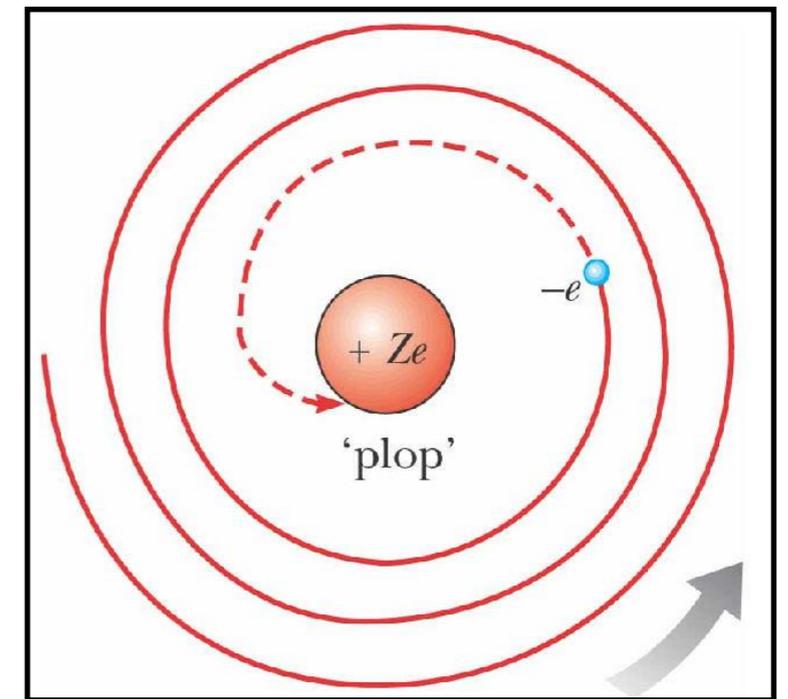


Núcleo pequeno,
denso e positivo

Elétrons viajando em
orbitas circulares ao
redor do núcleo

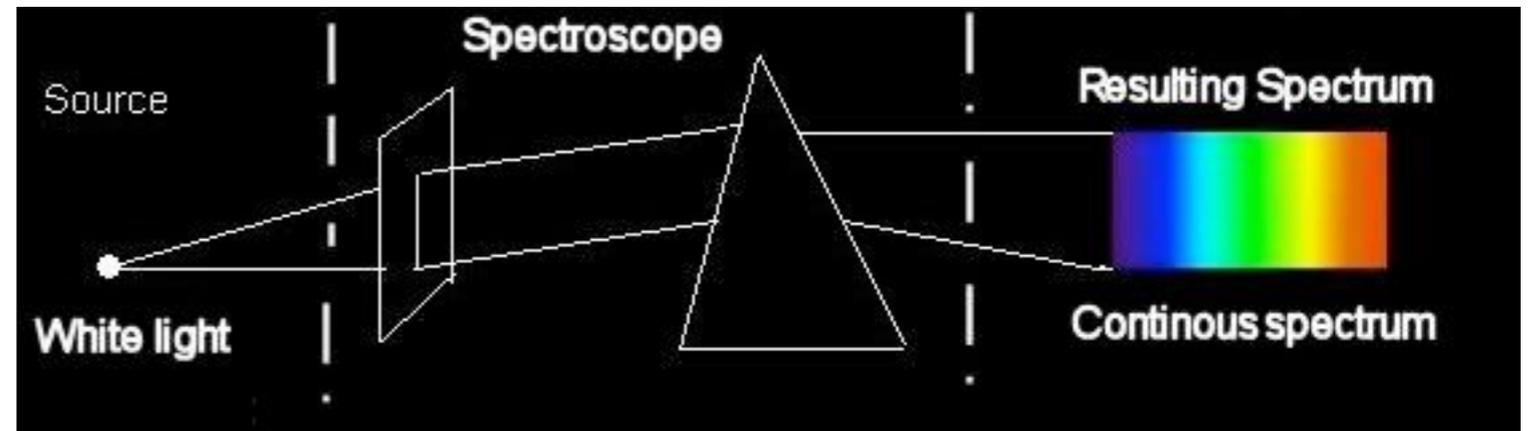
→ Inconsistências do modelo de Rutherford

- e^- → órbitas circulares: constantemente acelerado
- Se existe aceleração: elétron deveria emitir radiação eletromagnética e conseqüentemente perder energia e em um tempo finito ele deveria cair no núcleo.
- Segundo a teoria clássica, o modelo de Rutherford é instável

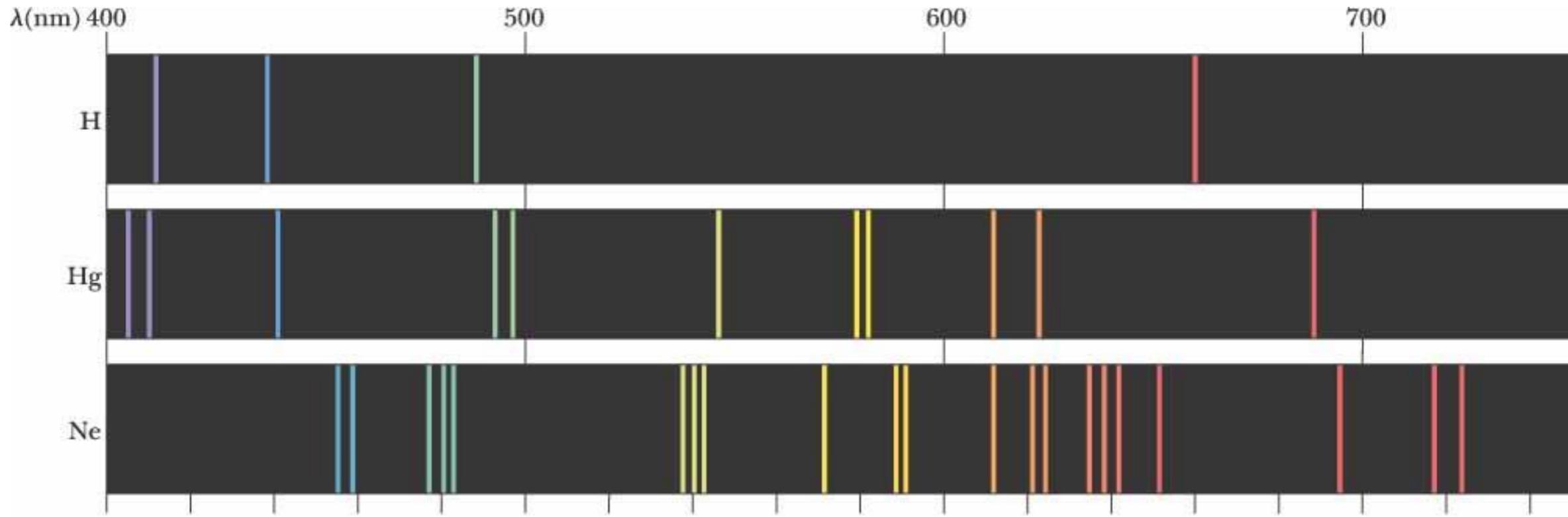


Espectros Atômicos

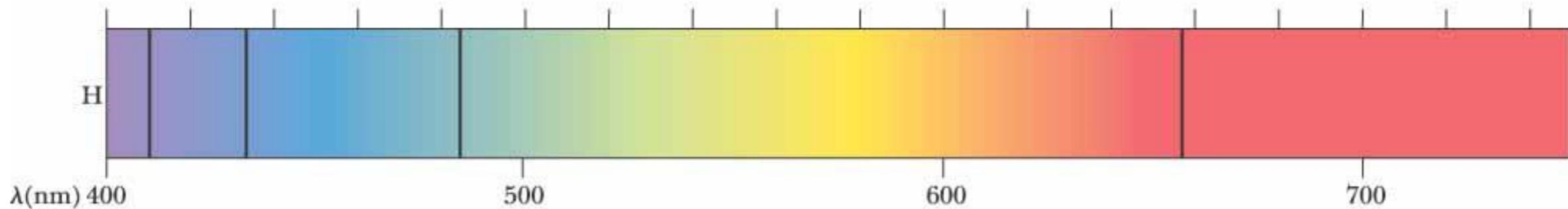
- Luz (visível) branca: espectro contínuo
- Luz emitida por certos gases: espectro **discreto**
- Luz absorvida por certos gases: espectro **discreto**



Espectros Atômicos



(a)

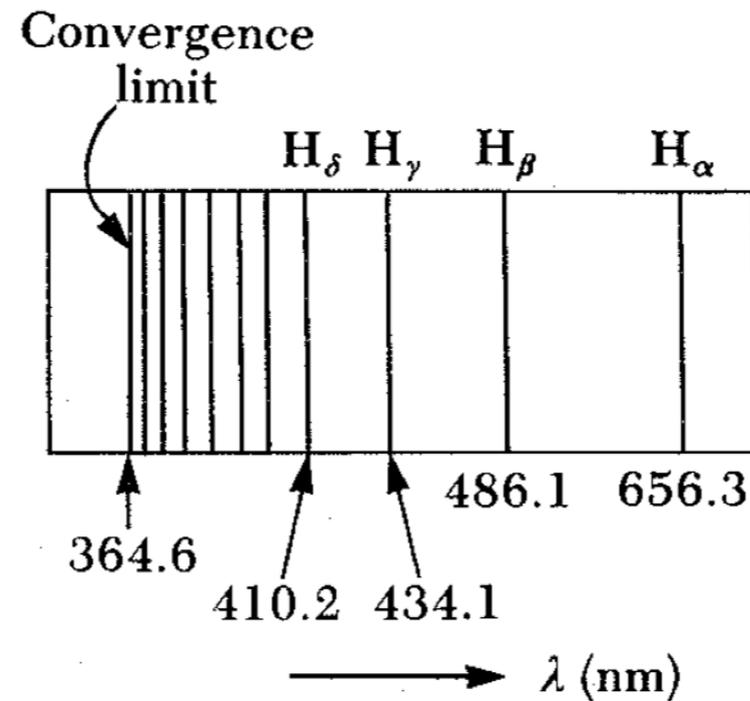


(b)

©2004 Thomson - Brooks/Cole

- Esses espectros discretos são observados para diferentes elementos

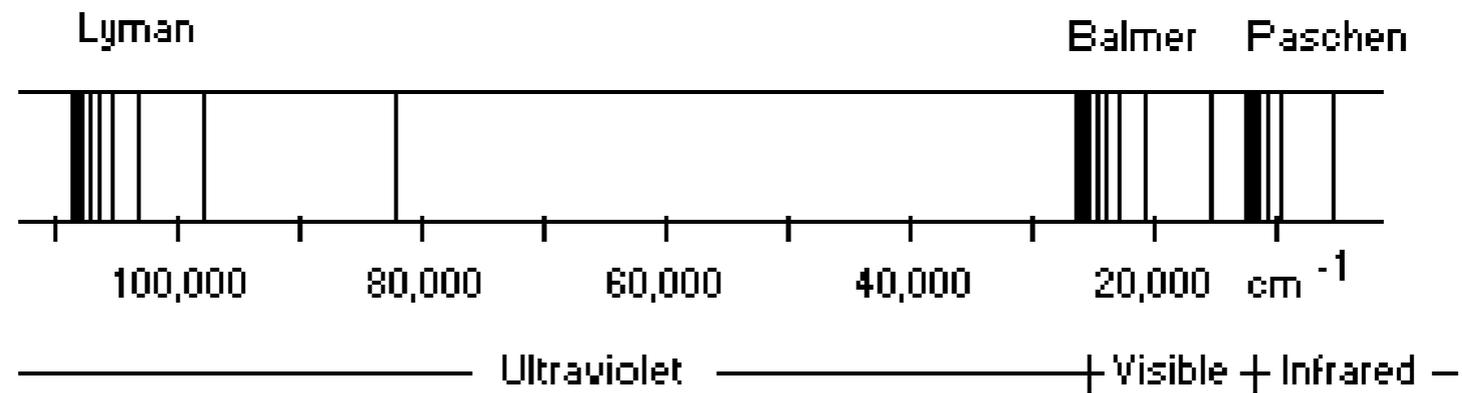
Espectro do Hidrogênio



- **Em 1885**, Johannes Balmer, um professor suíço de ensino fundamental, foi o primeiro a extrair uma fórmula matemática que reproduz a regularidade observada na faixa do visível:

$$\lambda = 3646 \frac{n^2}{n^2 - 4} \quad \text{com } n = 3, 4, 5, \dots$$

Espectro do Hidrogênio



Emission spectrum of heated hydrogen

- **Em 1890**, Rydberg generalizou esse estudo criando uma expressão mais geral para várias séries observadas:

$$\kappa = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_0^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

com $n_0 = 1, 2, 3, 4, \dots$ e $n > n_0$

Espectro do Hidrogênio

| Nomes | Faixa de comprimentos de onda | Fórmulas | |
|----------|--------------------------------|---|----------------------|
| Lyman | Ultravioleta | $\kappa = R_H \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right)$ | $n = 2, 3, 4, \dots$ |
| Balmer | Ultravioleta próximo e visível | $\kappa = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$ | $n = 3, 4, 5, \dots$ |
| Paschen | Infravermelho | $\kappa = R_H \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right)$ | $n = 4, 5, 6, \dots$ |
| Brackett | Infravermelho | $\kappa = R_H \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right)$ | $n = 5, 6, 7, \dots$ |
| Pfund | Infravermelho | $\kappa = R_H \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2} \right)$ | $n = 6, 7, 8, \dots$ |

Modelo de Bohr



- Como explicar a estabilidade do átomo proposto por Rutheford?
- Como explicar os comprimentos de luz discretos emitidos por alguns gases estudados?
- **Em 1913**, Niels Bohr propõe um modelo atômico baseado nas idéias de Rutherford que procura resolver o problema da estabilidade e explica quantitativamente os espectros de luz observados

Postulados de Bohr

- Eisberg e Resnick, pag 138
- Um elétron em um átomo se move em uma órbita circular em torno do núcleo sob influência da atração coulombiana entre o elétron e o núcleo, obedecendo às leis da mecânica clássica
- Em vez da infinidade de órbitas que seriam possíveis segundo a mecânica clássica, um elétron só pode se mover em uma órbita na qual seu momento angular orbital L é um múltiplo inteiro de $h/2\pi$ (a constante de Planck dividida por 2π), os chamados estados estacionários

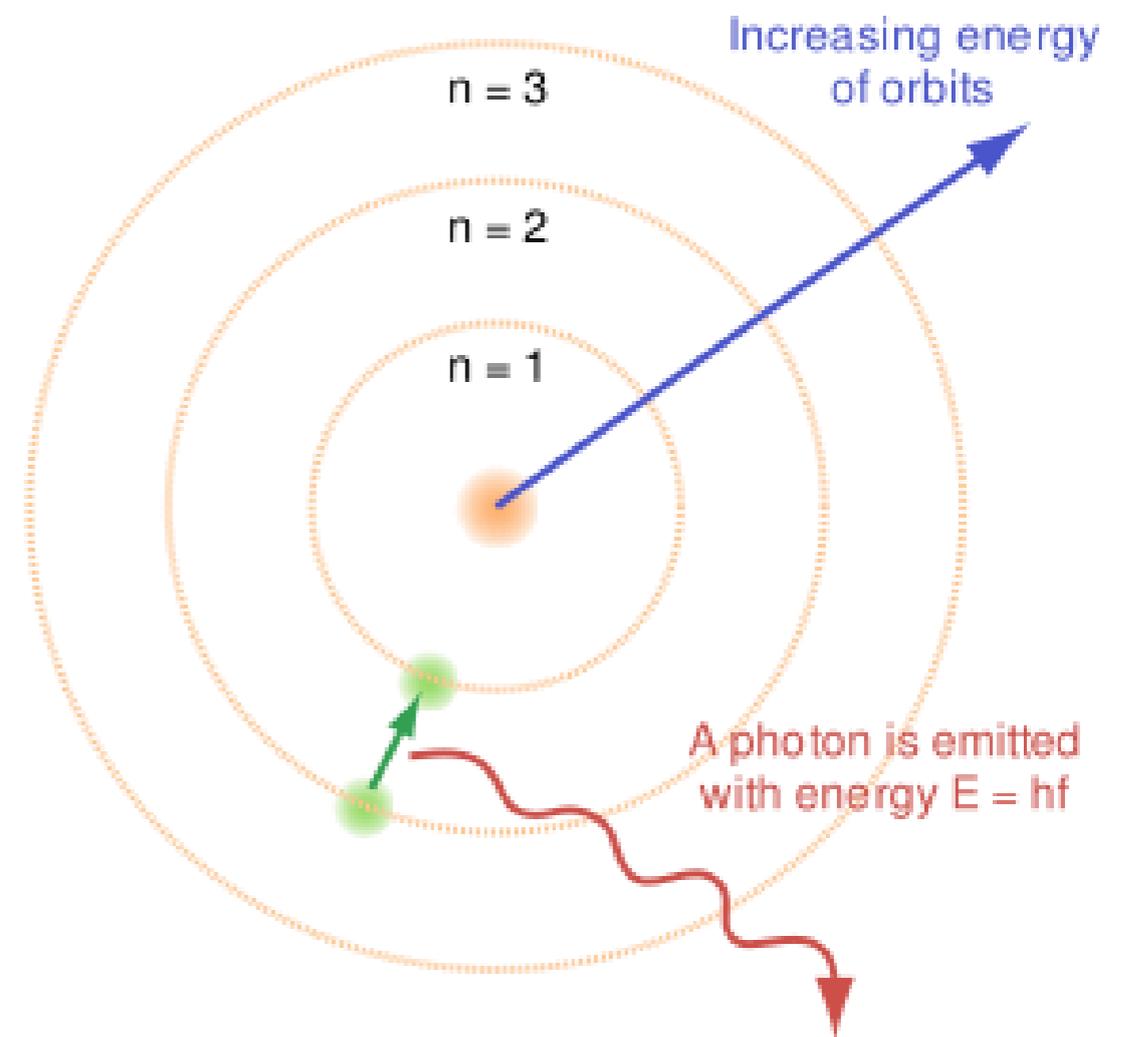
Postulados de Bohr

- Apesar de estar constantemente acelerado, um elétron que se move em uma dessas órbitas possíveis não emite radiação eletromagnética. Portanto sua energia total E permanece constante
- É emitida radiação eletromagnética se um elétron, que se move inicialmente sobre uma órbita de energia total E_i , muda seu movimento descontinuamente de forma a se mover em uma órbita de energia total E_f . A frequência da radiação emitida ν é igual à quantidade $(E_i - E_f)$ dividida pela constante de Planck h .

Modelo de Bohr

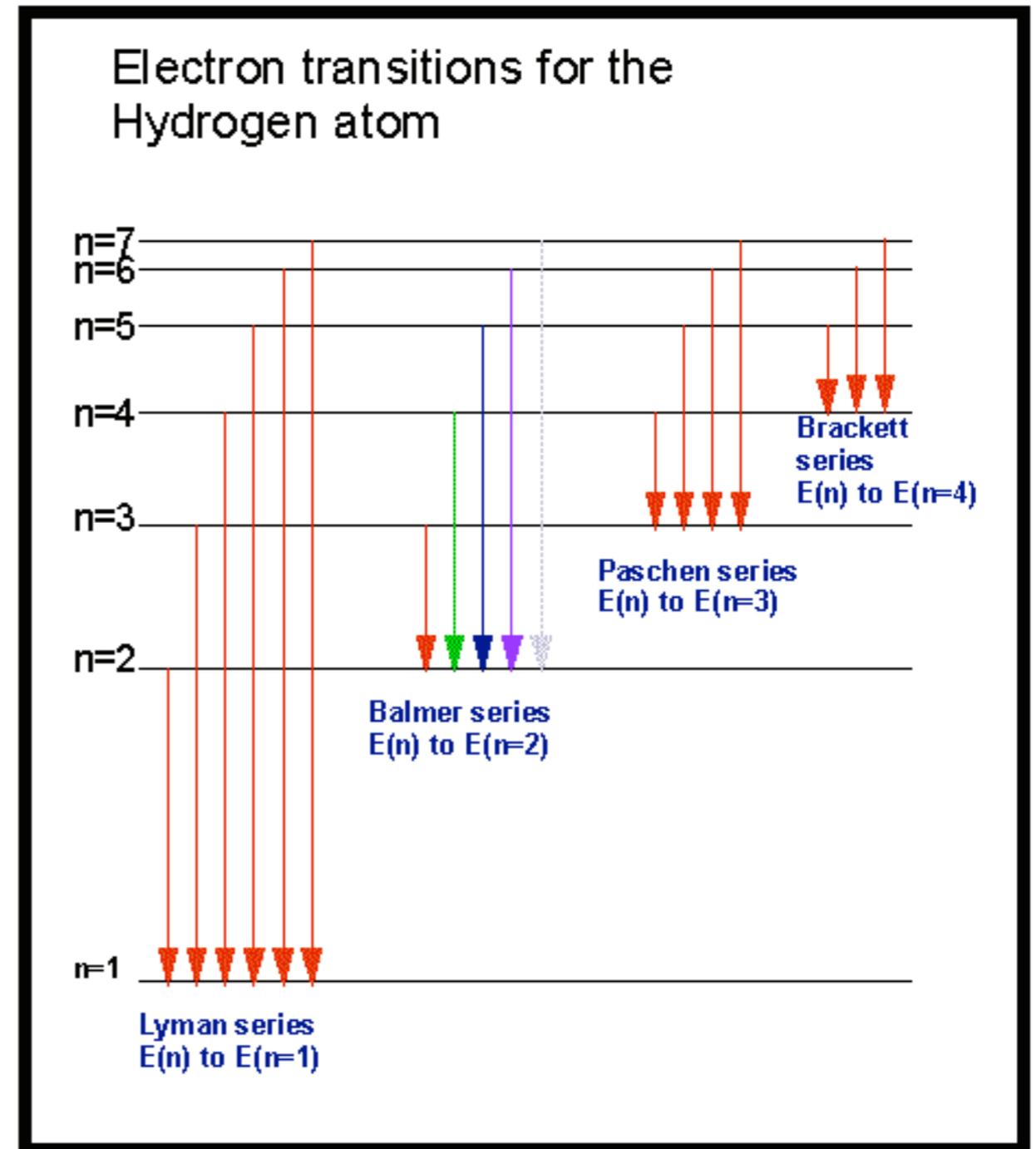
- Órbita circular
- $L = n\hbar$
- Energia total constante

$$\nu = \frac{E_i - E_f}{h}$$



Espectros Atômicos

- Podemos compreender as várias linhas do espectro de hidrogênio como transições entre os estados discretos de energia dos átomos desse elemento
- Essas transições fazem com que fótons de energia e , portanto, comprimento de onda bem definidos sejam emitidos



Verificar a natureza quântica dos níveis de energia de um átomo.

1914

Um ano após Bohr propor seus postulados para explicar o comportamento do átomo de hidrogênio.



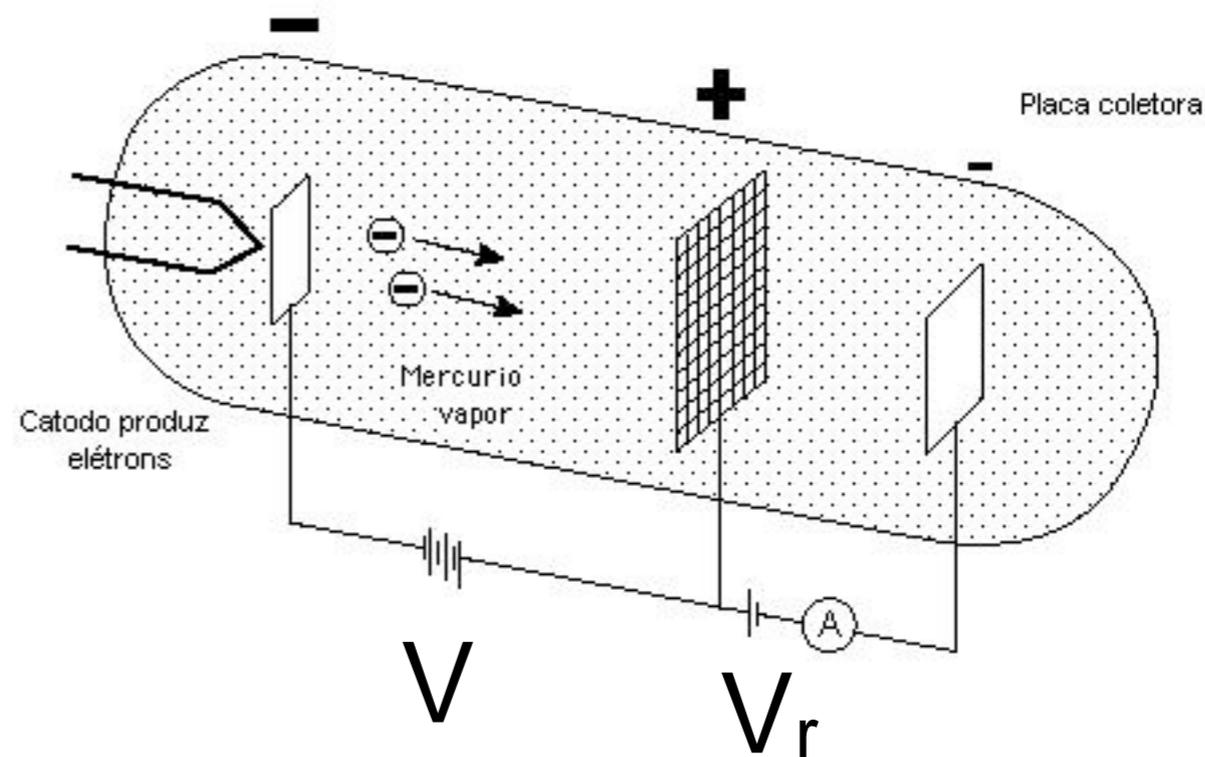
1925

Premio Nobel de Física

A Experiência de Franck-Hertz:

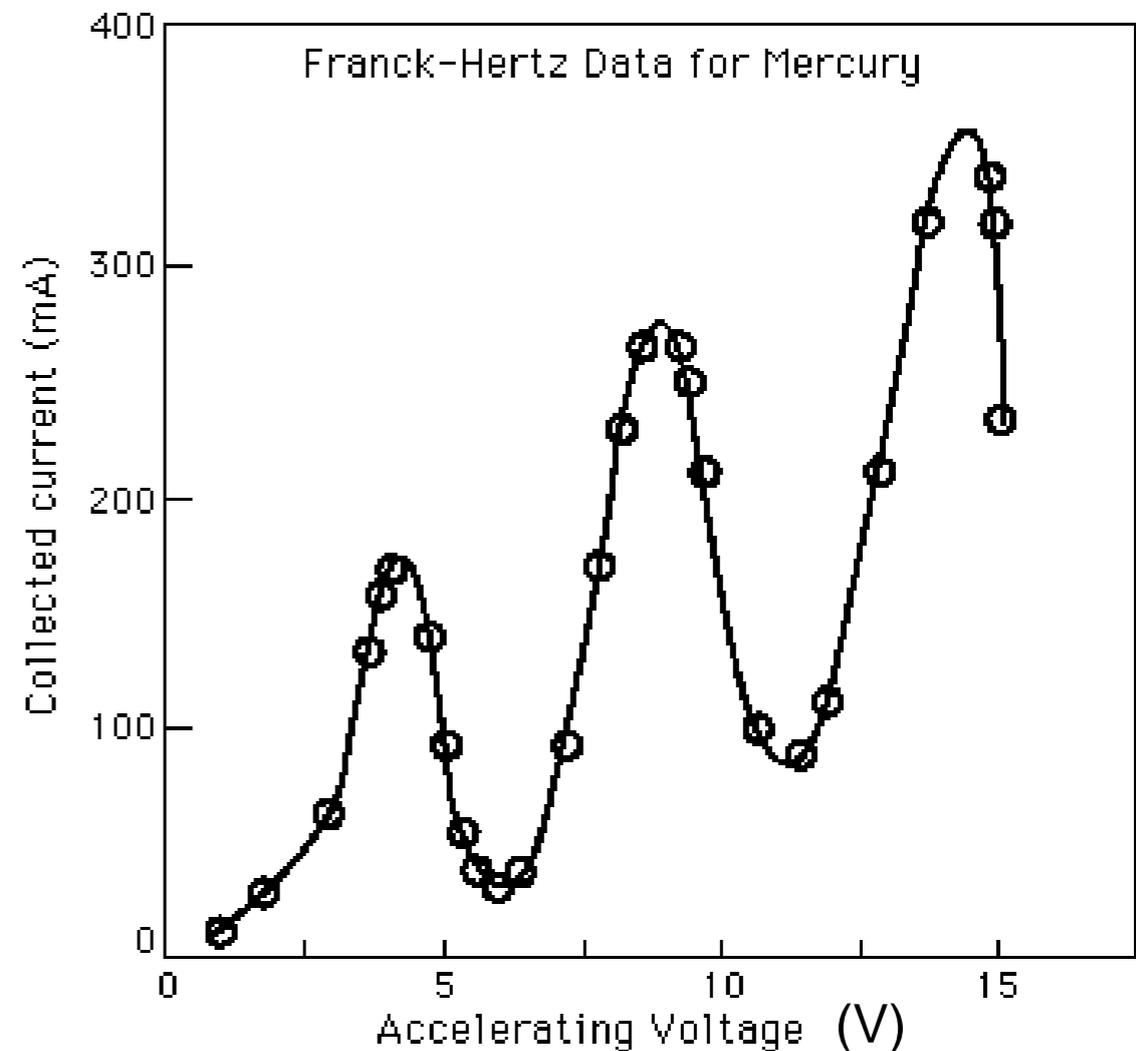
Experiência de Frank-Hertz

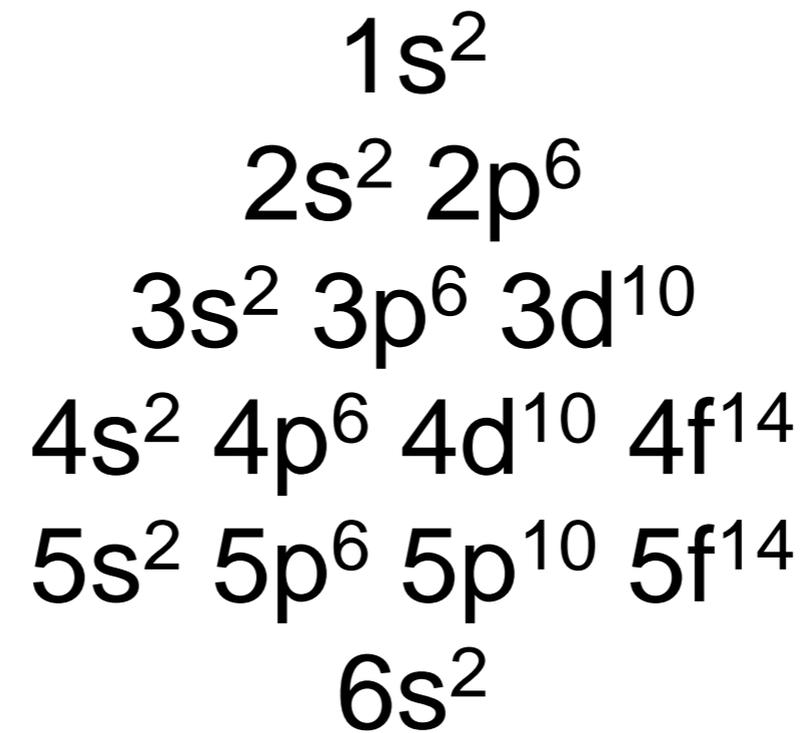
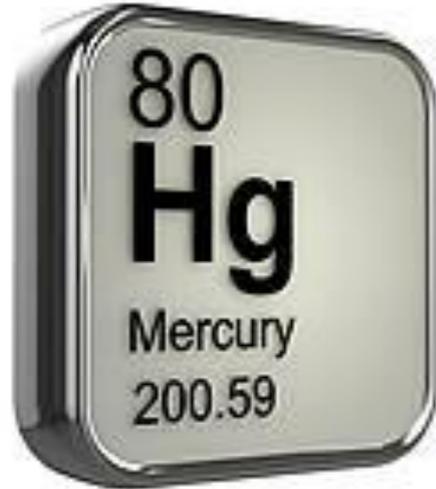
- **Em 1914**, Franck e Hertz realizaram um experimento que confirmou a quantização de energia dos átomos
- Elétrons são acelerados por um potencial V até uma grade
- Aqueles que passam a grade são desacelerados por um potencial V_r



Experiência de Frank-Hertz

- A corrente na placa coletora é medida em função do potencial acelerador V
- Nota-se uma estrutura no valor da corrente que é devida à interação dos elétrons com os átomos de Hg
- [Animação:](http://phys.educ.ksu.edu/vqm/html/FranckHertz.html)
<http://phys.educ.ksu.edu/vqm/html/FranckHertz.html>





$$2S+1 L_J$$

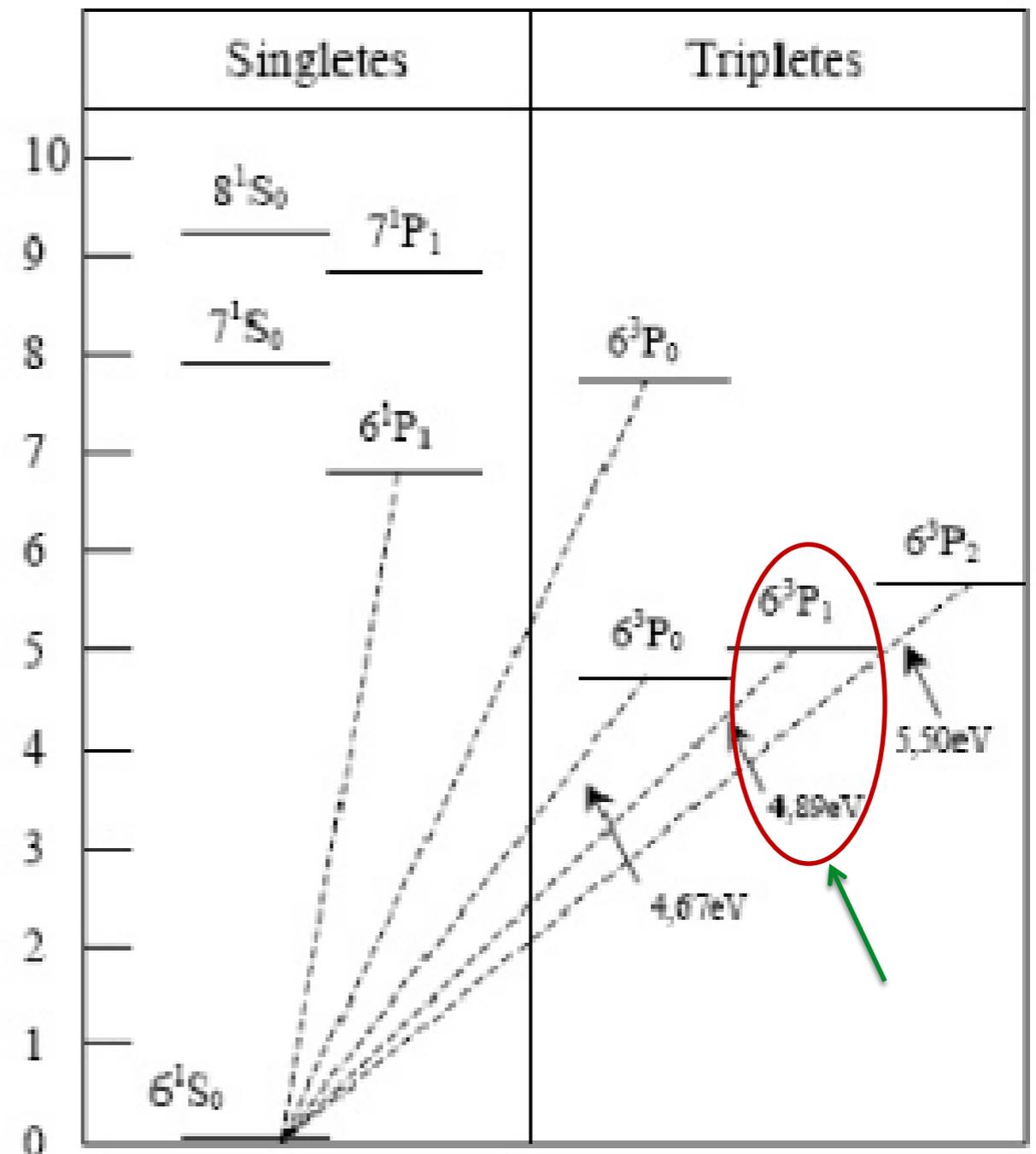
S - spin total

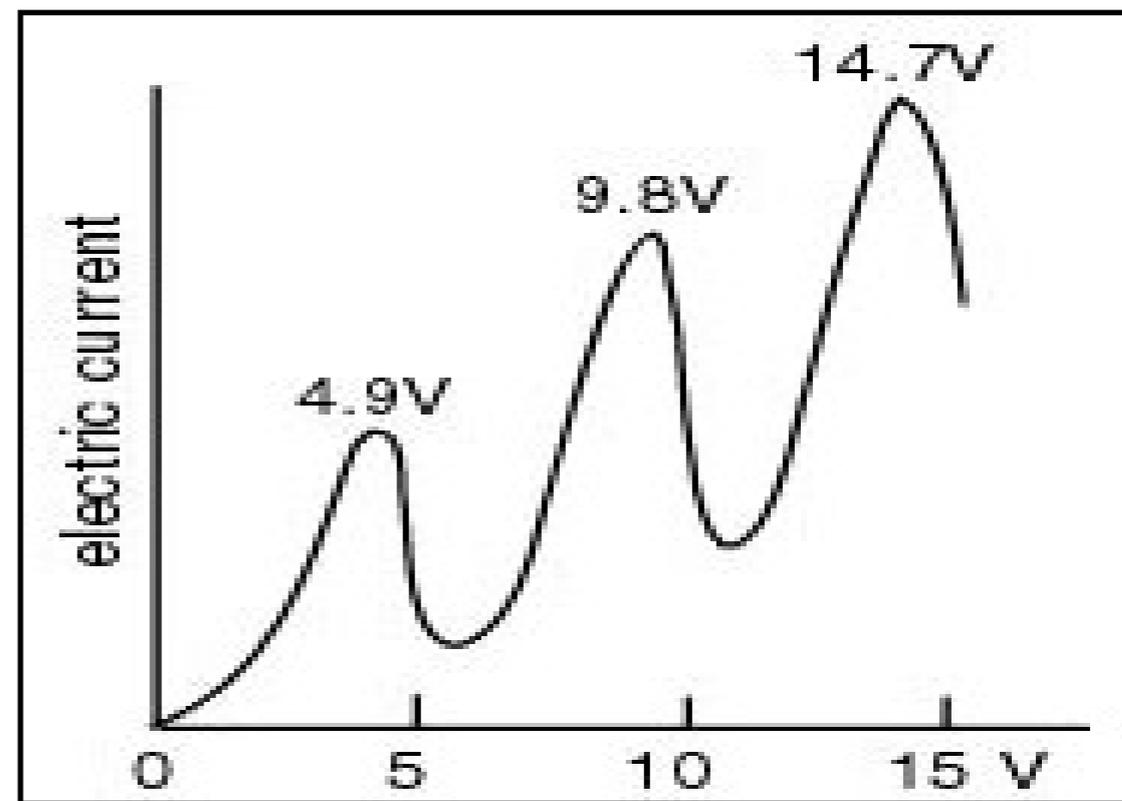
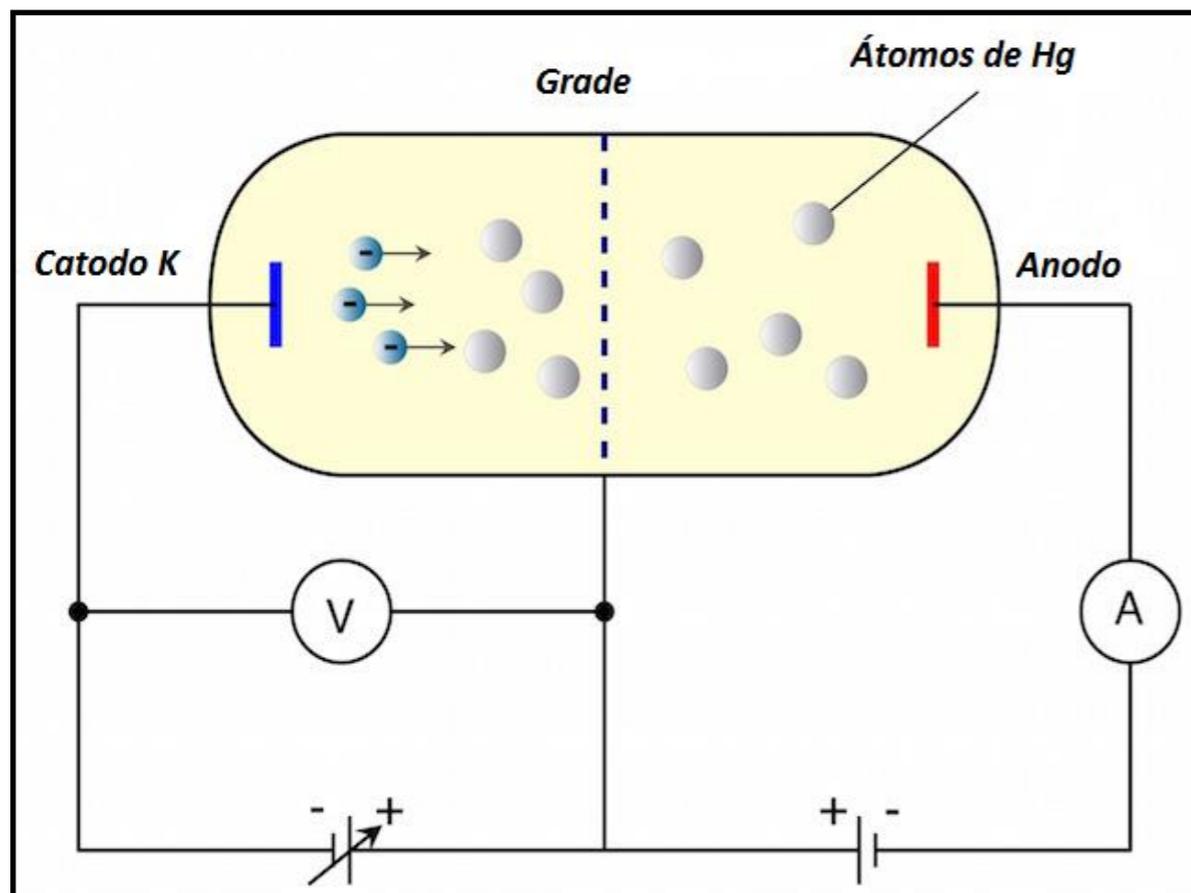
L - momento angular orbital total

J - momento angular total.

Os níveis 1P_1 e 3P_1 são estáveis e um elétron nesse nível possui um tempo de vida da ordem de 10^{-8} s antes de decair para o nível fundamental 1S_0 com a emissão de um fóton.

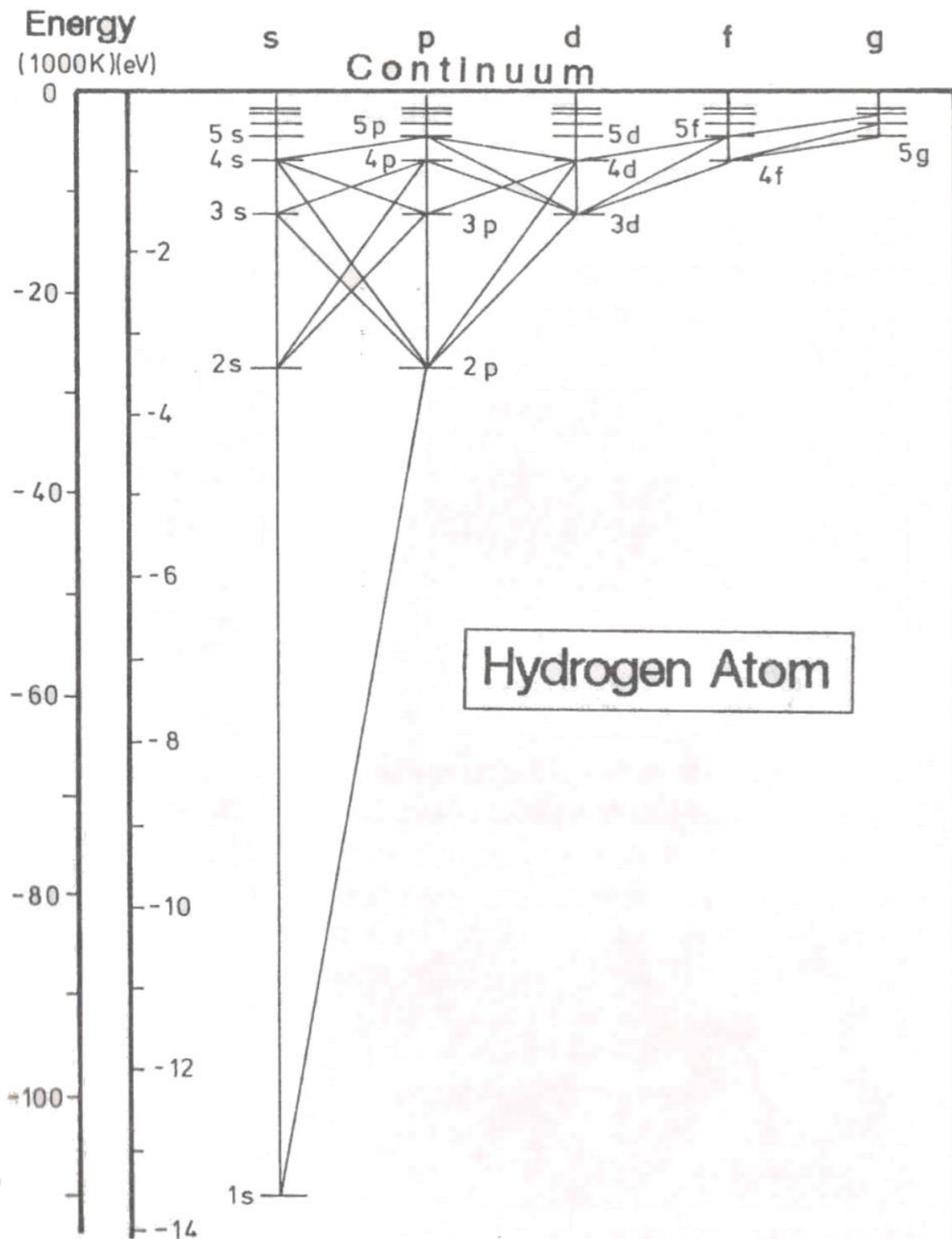
Os níveis 3P_2 e 3P_0 são metaestáveis com tempo de vida da ordem de 10^{-3} s.





VA

Diagrama de energias do Hidrogênio

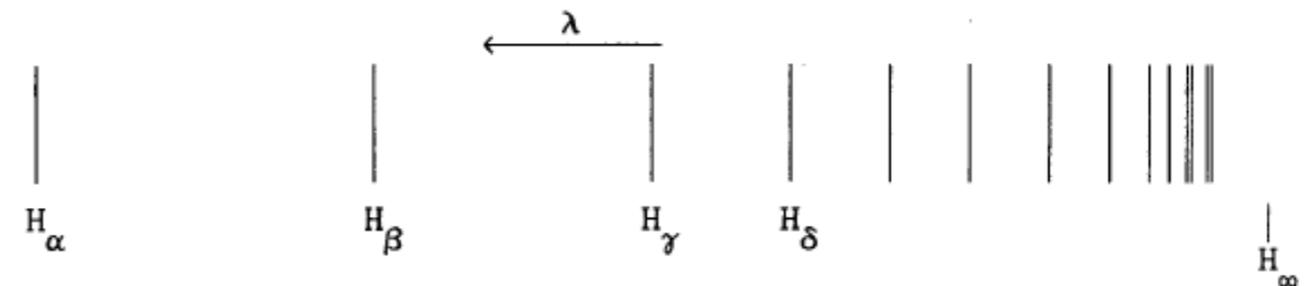


Em 1885 Balmer encontrou uma fórmula empírica

$$\lambda = b \frac{m^2}{m^2 - n^2}$$

com $b = \text{cte} = 3645,6 \text{ \AA}$, $m = 3, 4, 5, \text{ etc}$ e $n = 2$.

Para a região do visível



Bohr, em 1913

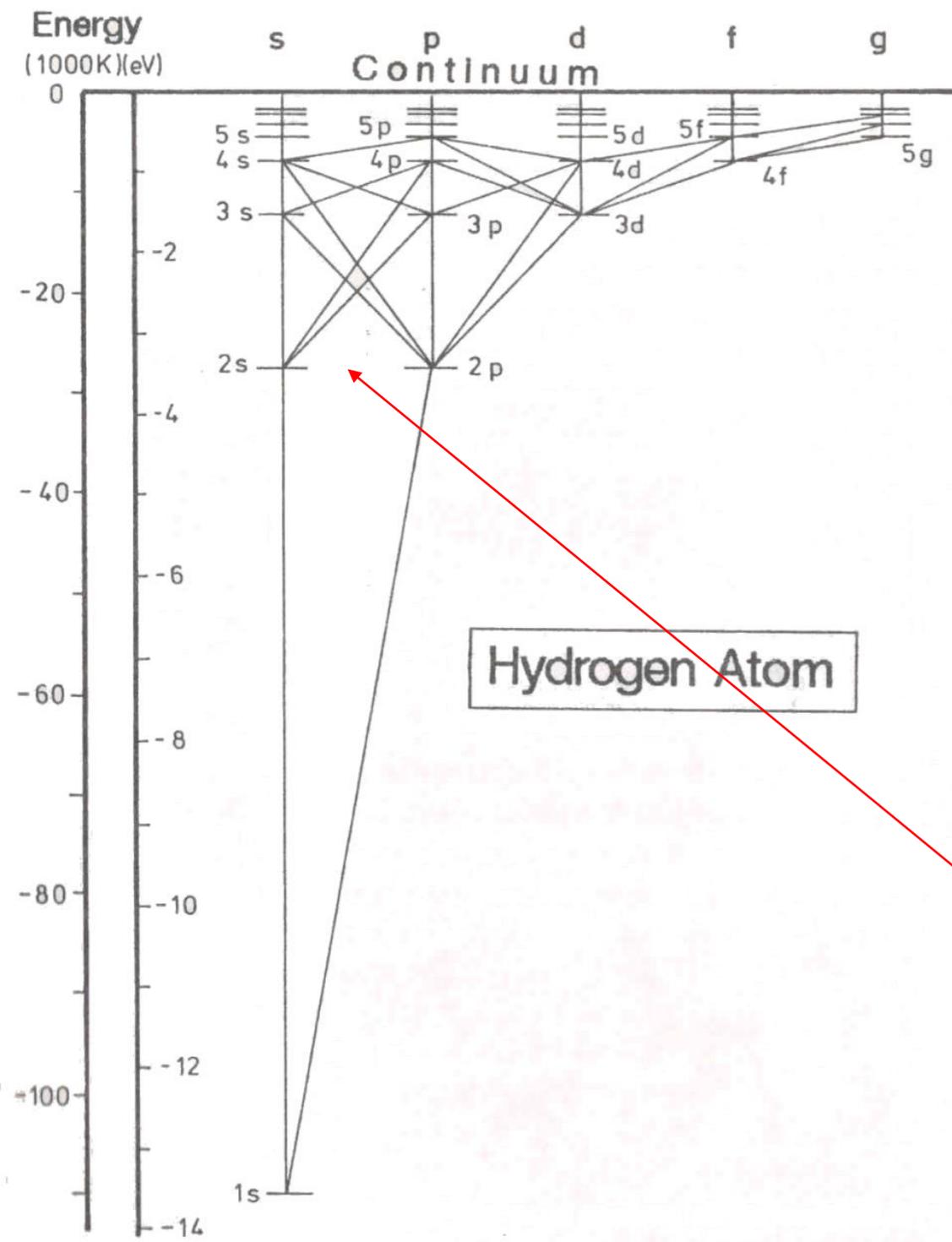
$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

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

$R_H = \text{cte. de Rydberg}$

$$E = h\nu = hc \frac{1}{\lambda}$$

Diagrama de energias do Hidrogênio



Equação de Rydberg

Bohr, em 1913

$$\nu' = \frac{1}{\lambda} = R_H \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right]$$

para a série de Balmer

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

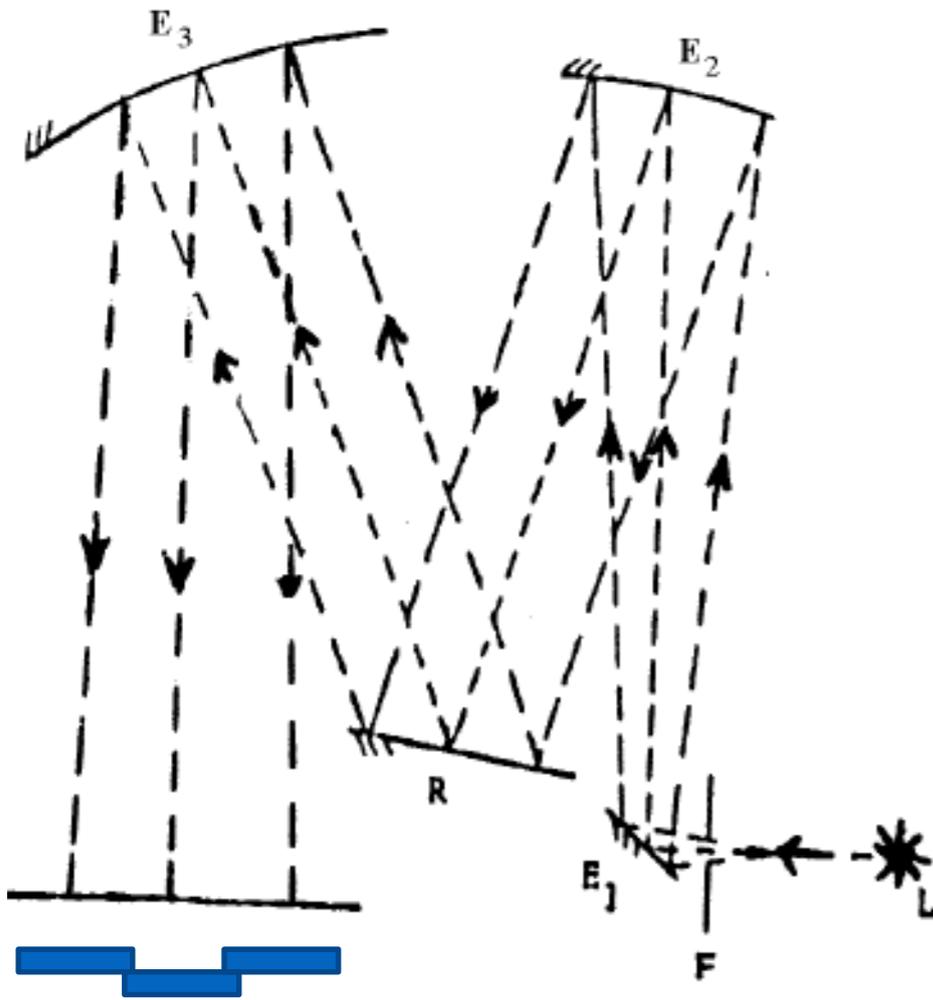
R_H = cte. de Rydberg

$$R_\infty = \frac{m_e e^4}{8 \epsilon_0^2 h^3 c} = 1.097\,373\,156\,8539(55) \times 10^7 \text{ m}^{-1},$$

$$E = h\nu = h c \nu' = h c \frac{1}{\lambda}$$

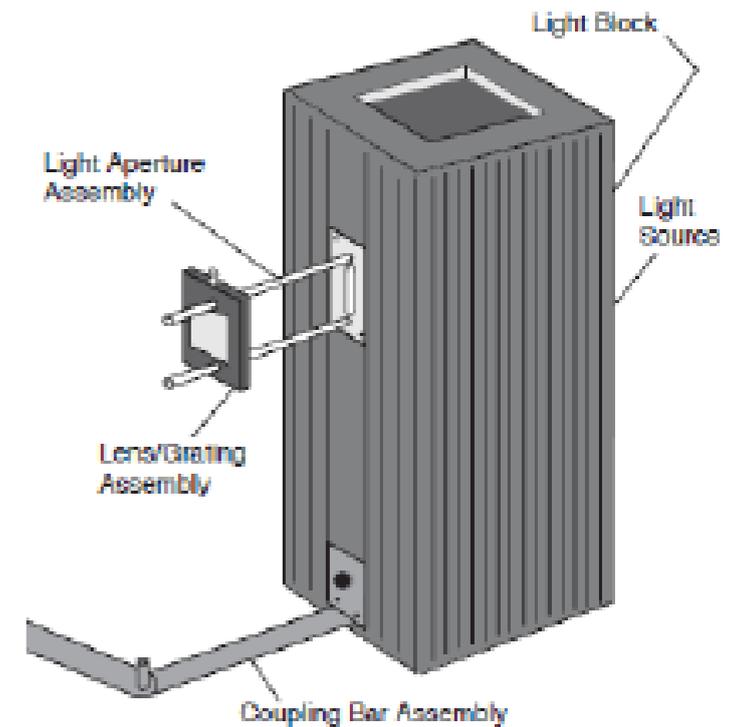
| NOME | LOCALIZAÇÃO | $1/\lambda$ | n |
|------------------------------|---------------------|--|----------|
| Lyman (ou de ressonância) | ultravioleta(u.v.) | $R \left[\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right]$ | 2,3,4... |
| Balmer | visível e u.v. | $R \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right]$ | 3,4,5... |
| Paschen | infravermelho(i.v.) | $R \left[\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right]$ | 4,5,6... |
| Brackett | i.v. | $R \left[\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right]$ | 5,6,7... |
| Pfund | i.v. | $R \left[\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2} \right]$ | 6,7,8... |

O Espectrômetro



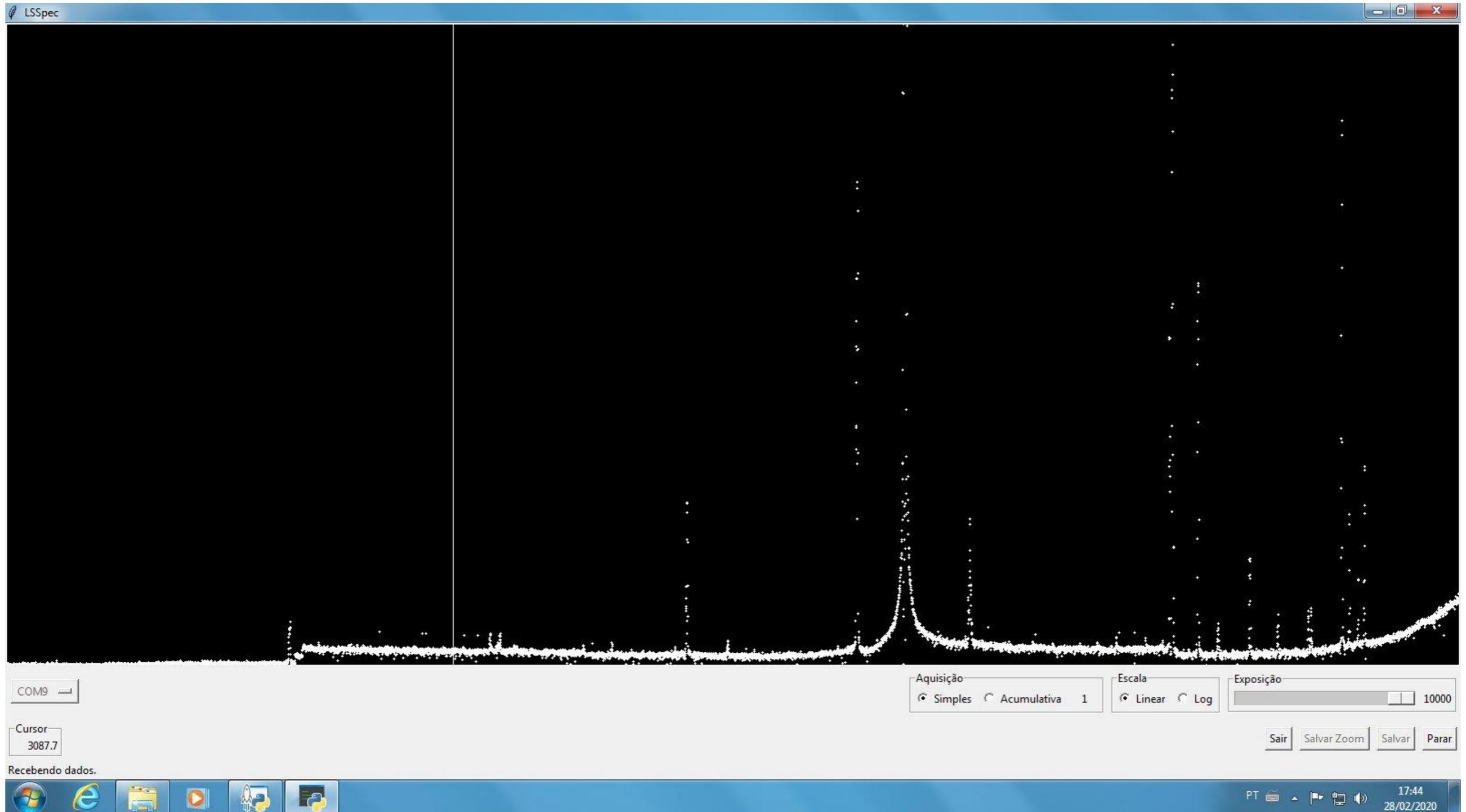
- L = lâmpada
- F = fenda ajustável
- E₁ = espelho plano
- E₂, E₃ = espelho esférico
- R = rede de difração
- C = filme e chassis fotográfico
- - - = raio luminoso

Lâmpada de Mercúrio



Estrutura com 5 sensores CCDs, com 2000 pixels cada.

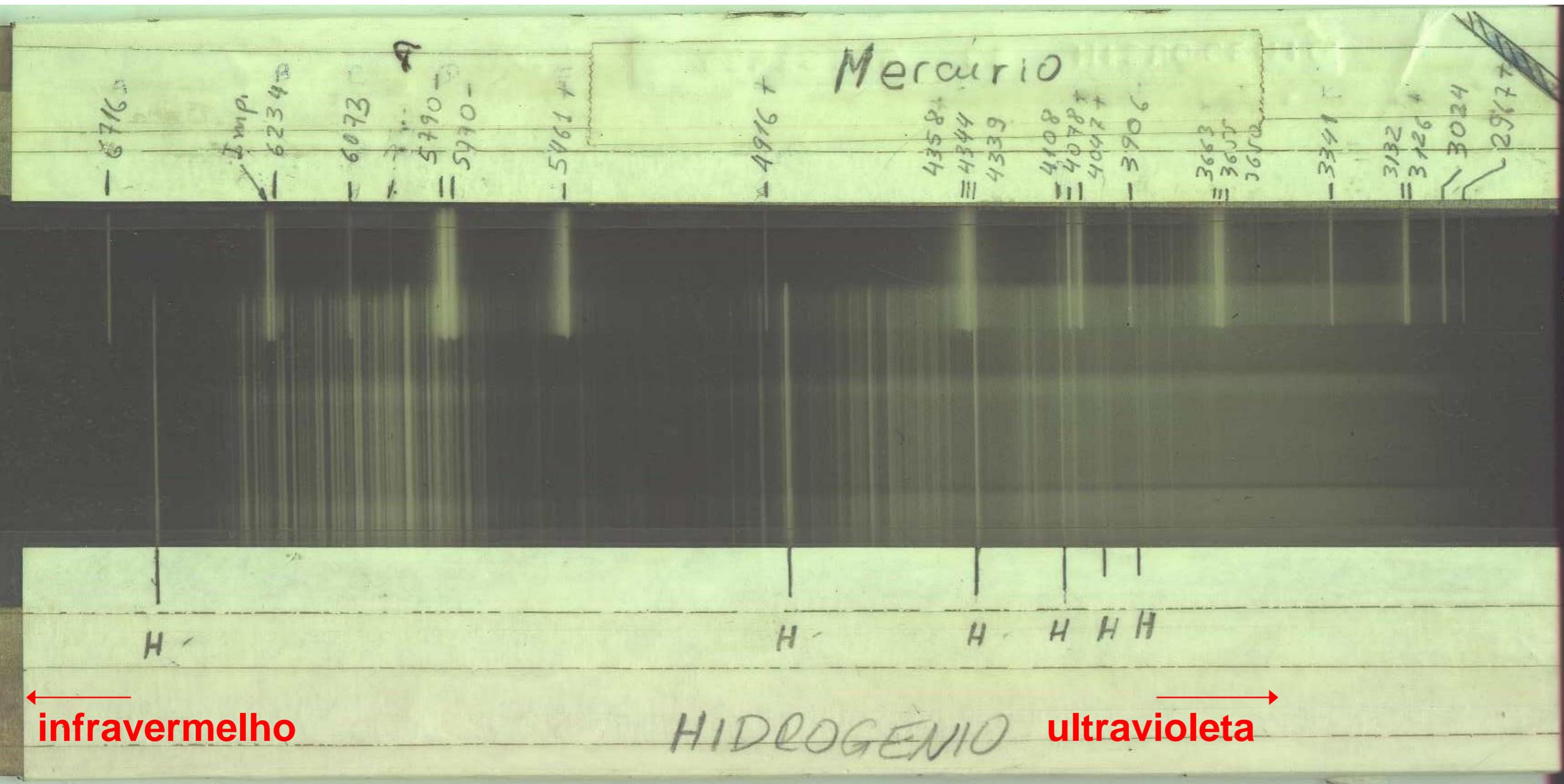
Tela do programa ESPEC



Objetivo do Experimento

Calibrar o espectrômetro com o espectro do Hg e Analisar o Espectro de Emissão do H.

O Espectro do Hg (Hg_H.jpg)



Olhar também a tabela (do NIST) para o espectro do Hg, disponível no STOA, ou então diretamente no NIST, http://physics.nist.gov/PhysRefData/ASD/lines_form.html

Primeira parte: Calibração do espectrômetro

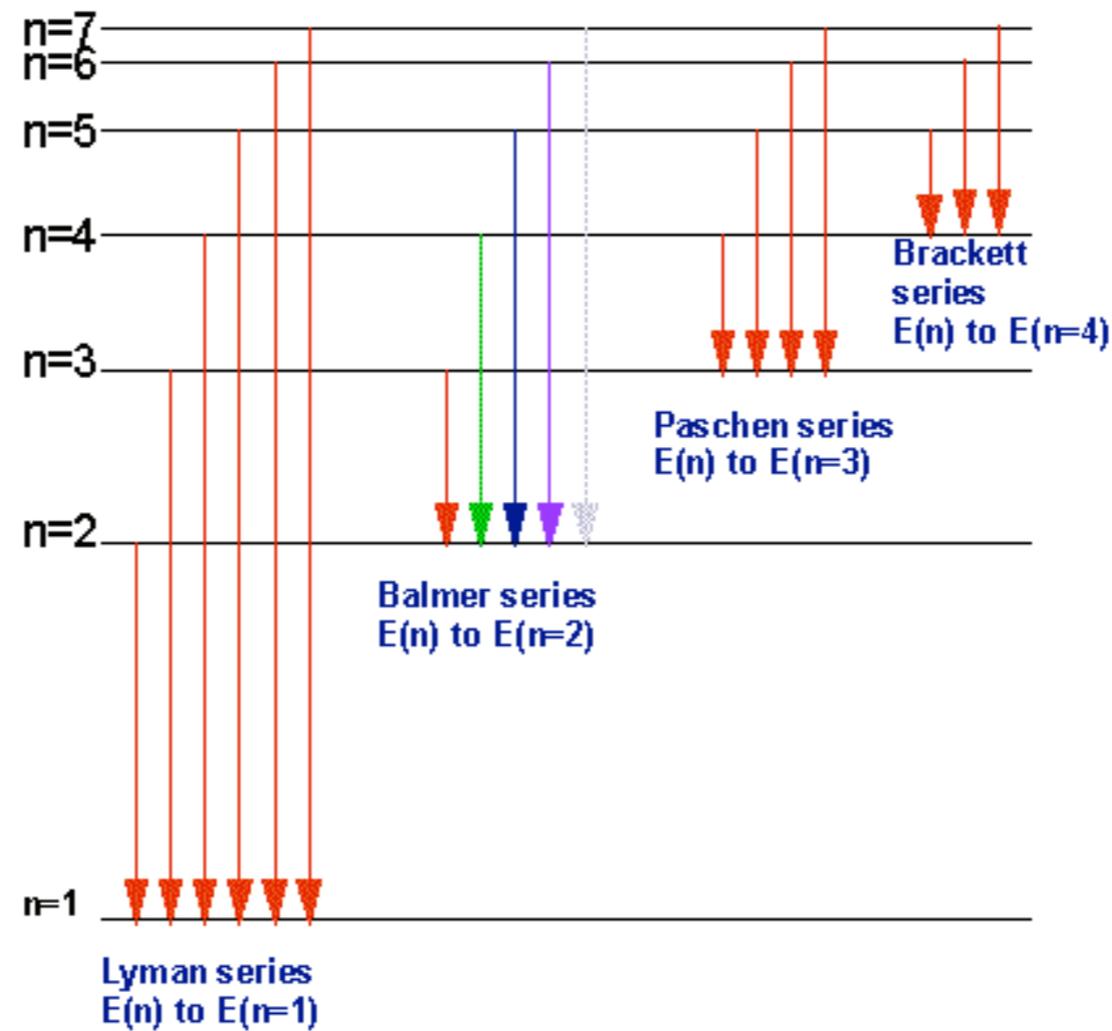
- Usem o programa de análise de dados que acharem conveniente (Origin, Excel, Webroot, ...). Os arquivos de dados têm duas colunas, na primeira tem o número do pixel e na segunda, a intensidade medida.
- Abram no software de análise de sua preferência, o arquivo para o Hg.
Atenção: no espectro, os pixels da esquerda correspondem a região do UV (baixos comprimentos de onda) e os da direita a região do infravermelho (altos comprimentos de onda).
- Usem a imagem dos espectros (**Hg-H.jpg**) para a identificação das linhas do espectro do Hg. Para mais precisão nos valores de comprimento de onda, no site há também um arquivo com o espectro do Hg, fornecido pelo NIST.
- Obtenham as posições em número de pixels, para as raias mais intensas do Hg e façam um gráfico dos comprimentos de onda das raias identificadas em função do número de pixels.
- Façam um ajuste linear e obtenham a equação de calibração do espectrômetro.

Segunda parte: Análise do Espectro do H

- Identifiquem (em pixels) as raias do espectro de H.
- Usem a calibração feita para o espectro do Hg, para calcular os comprimentos de onda do espectro do H.
- Façam um gráfico correlacionando os comprimentos de onda das raias mais intensas ao número quântico n . (Como pode ser feito este gráfico?)
- Determinem a constante de Rydberg.

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

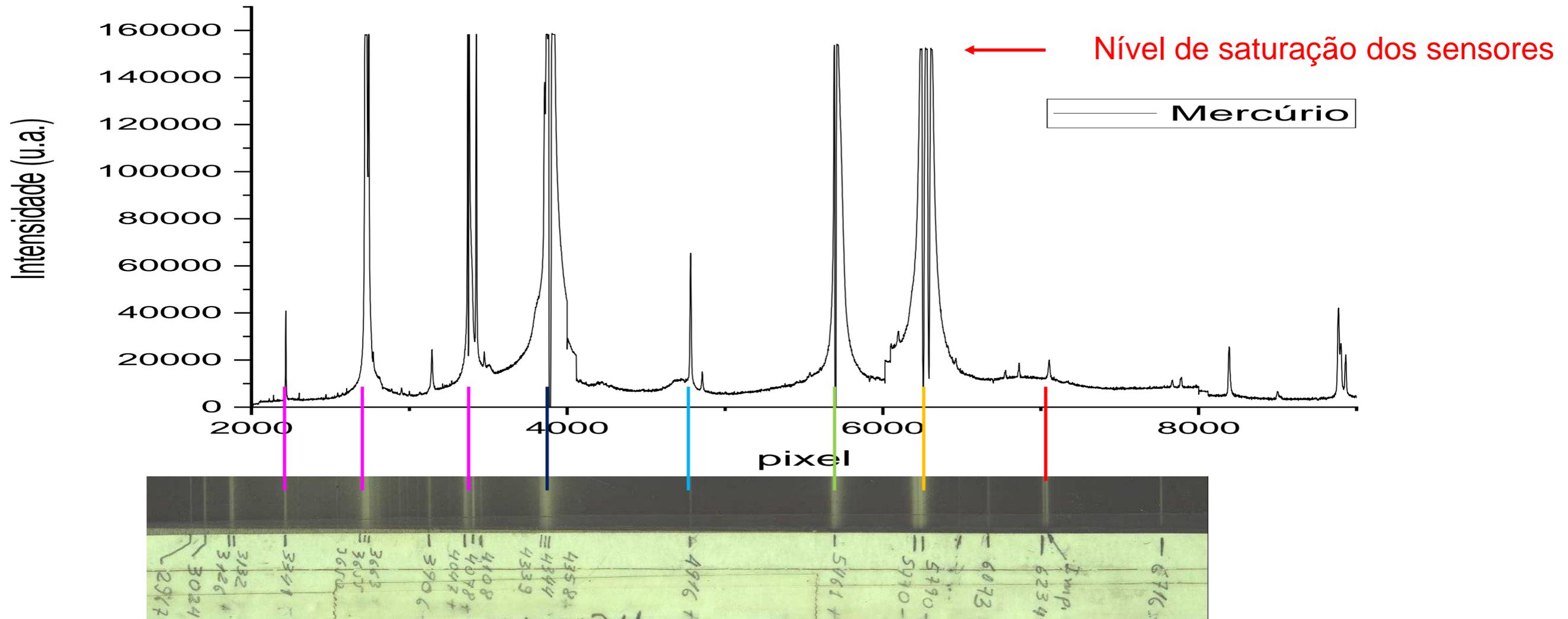
Electron transitions for the Hydrogen atom



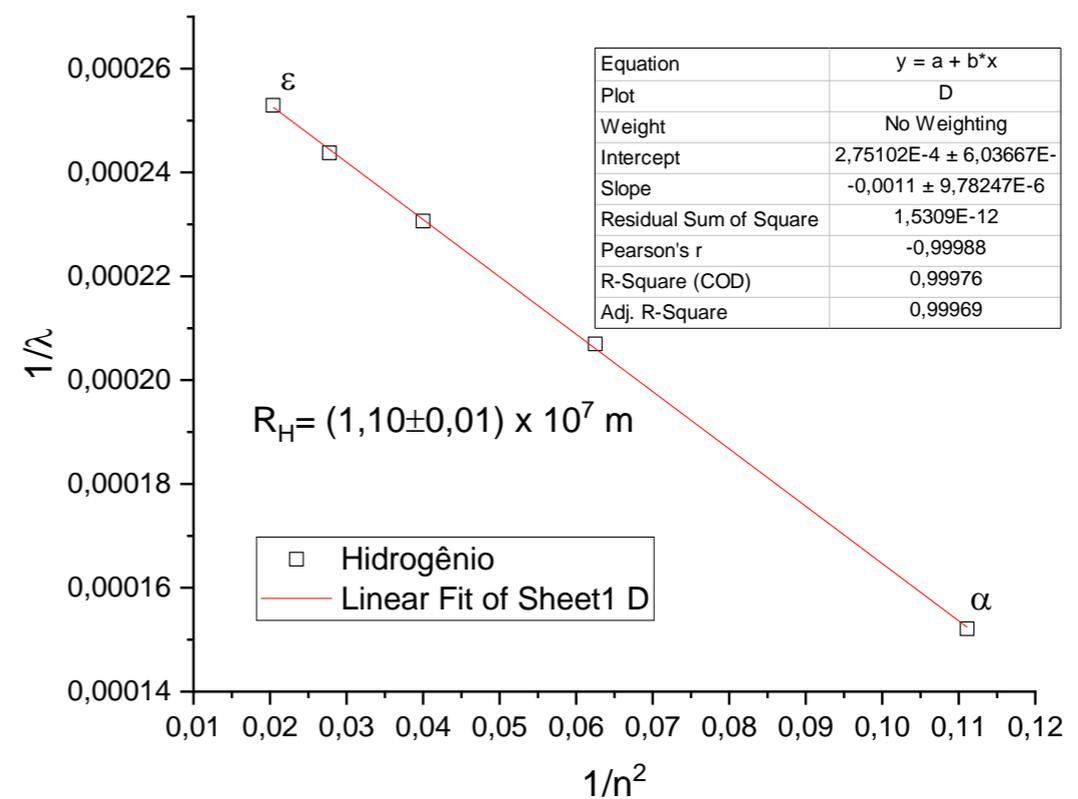
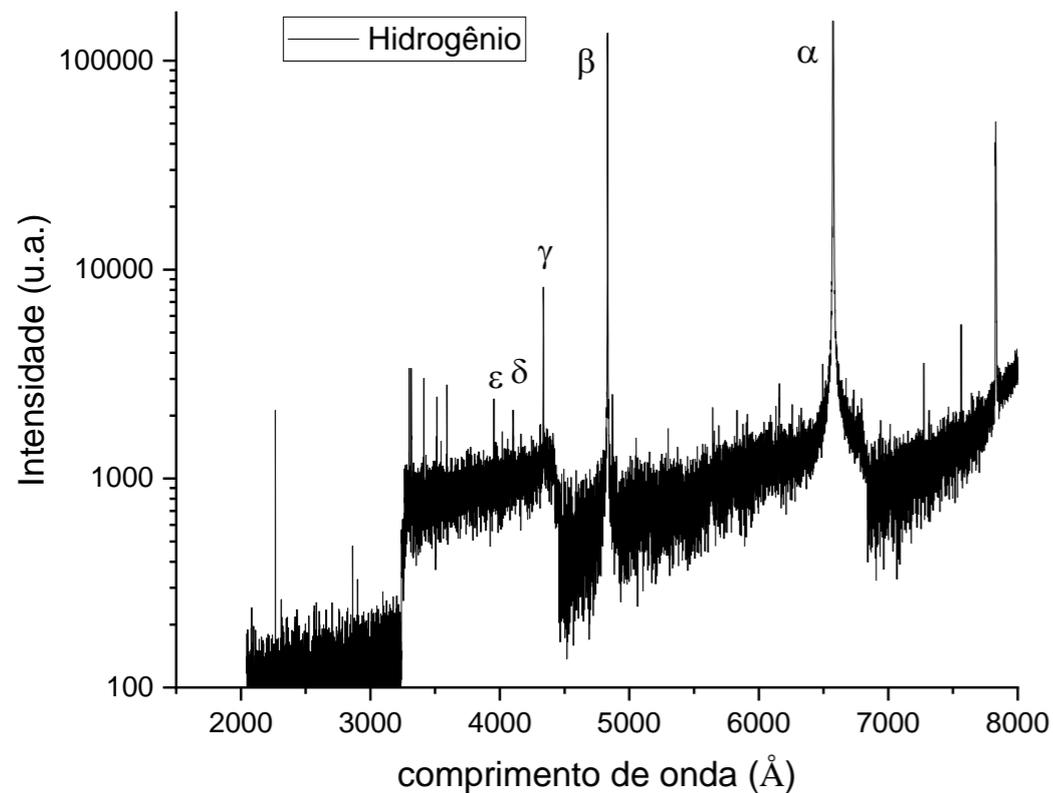
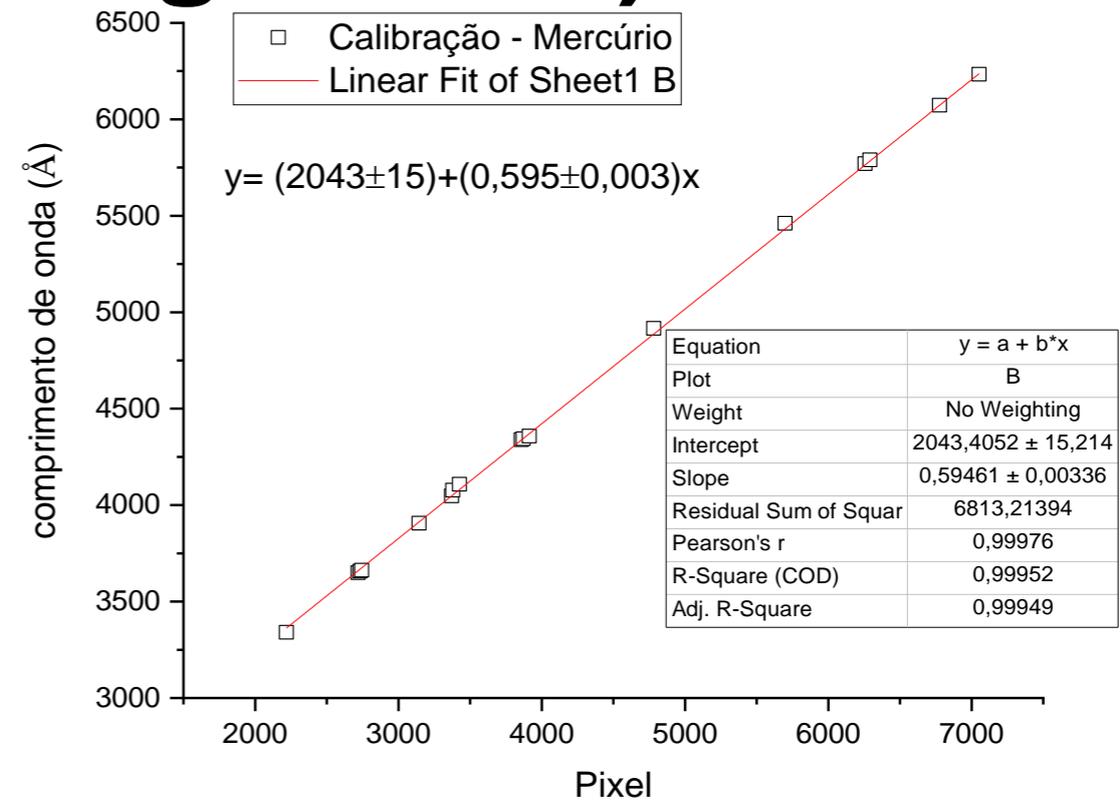
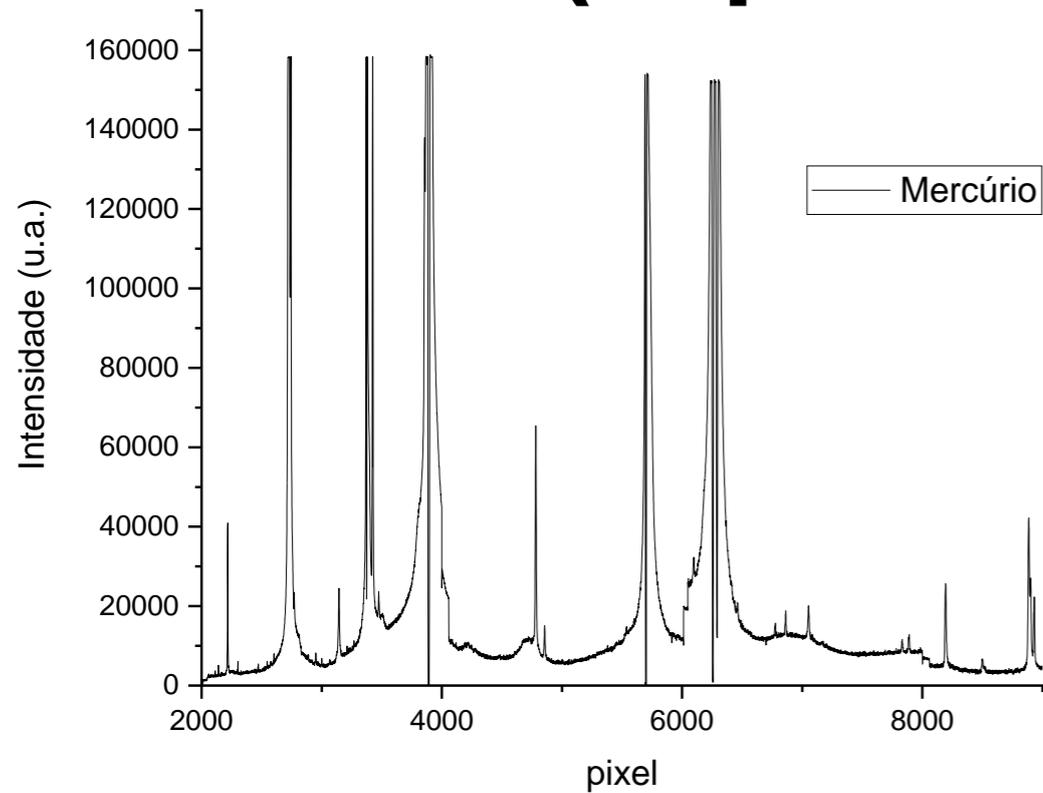
$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Série de Balmer

Sugestão para facilitar a identificação das linhas (espectro do Hg)



Análise dos dados (espectros do Hg e do H)



Análise de Dados

1) a tabela de dados das linhas do Hg obtidas, com uma coluna para a posição da linha em pixel e outra para o comprimento de onda tabelado. Construa o respectivo gráfico de calibração, com o ajuste linear caracterizando a calibração do espectrômetro.

2) a tabela de dados das linhas do H obtidas, com a posição das linhas em pixel e o comprimento de onda calculado. Construa o gráfico para a determinação da constante de Rydberg e apresente o valor encontrado.