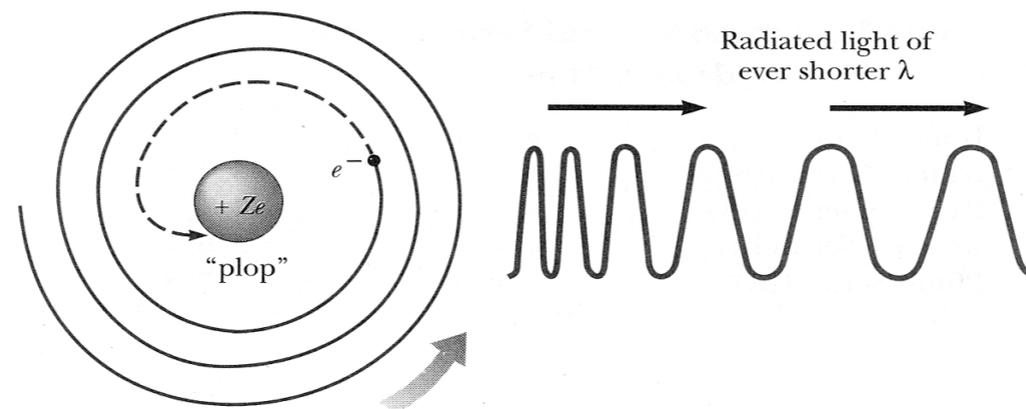


Física Moderna I

Aula 10

Marcelo G Munhoz
Pelletron, sala 245, ramal 6940
munhoz@if.usp.br

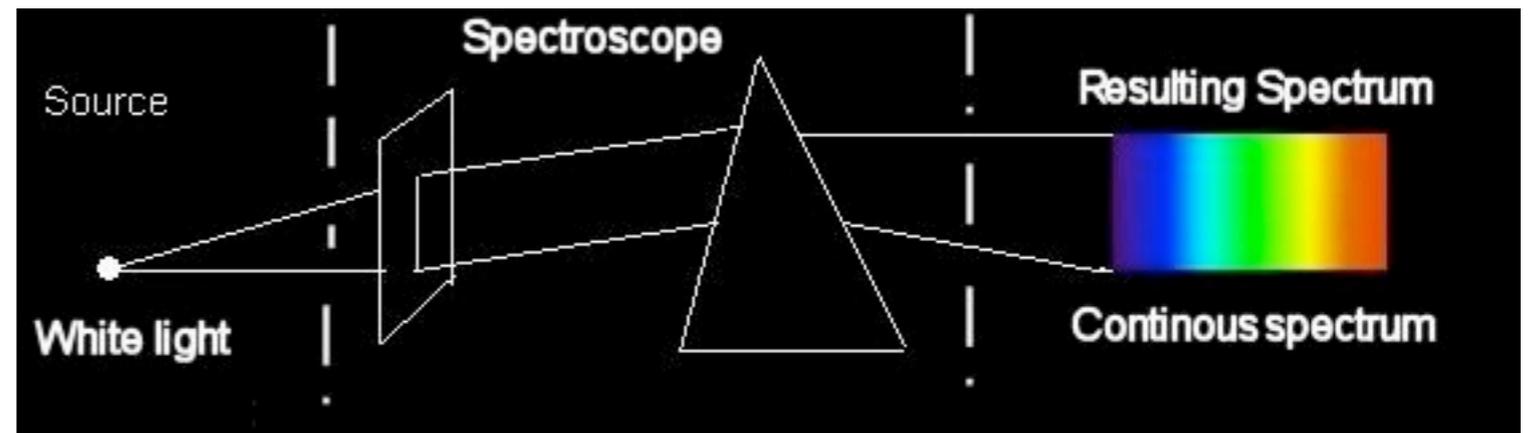
Estabilidade do átomo proposto por Rutherford



- 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?

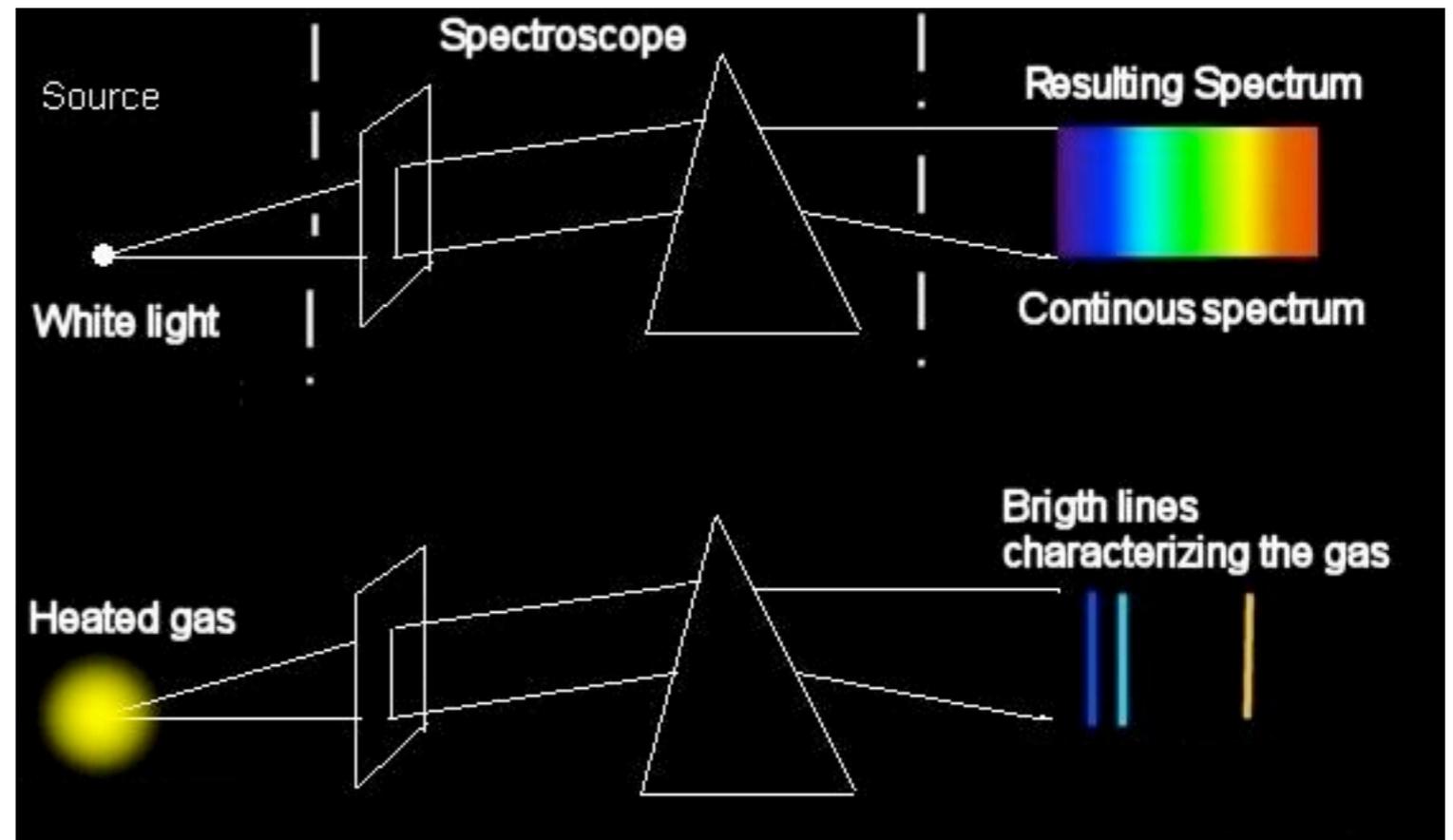
Espectros Atômicos

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



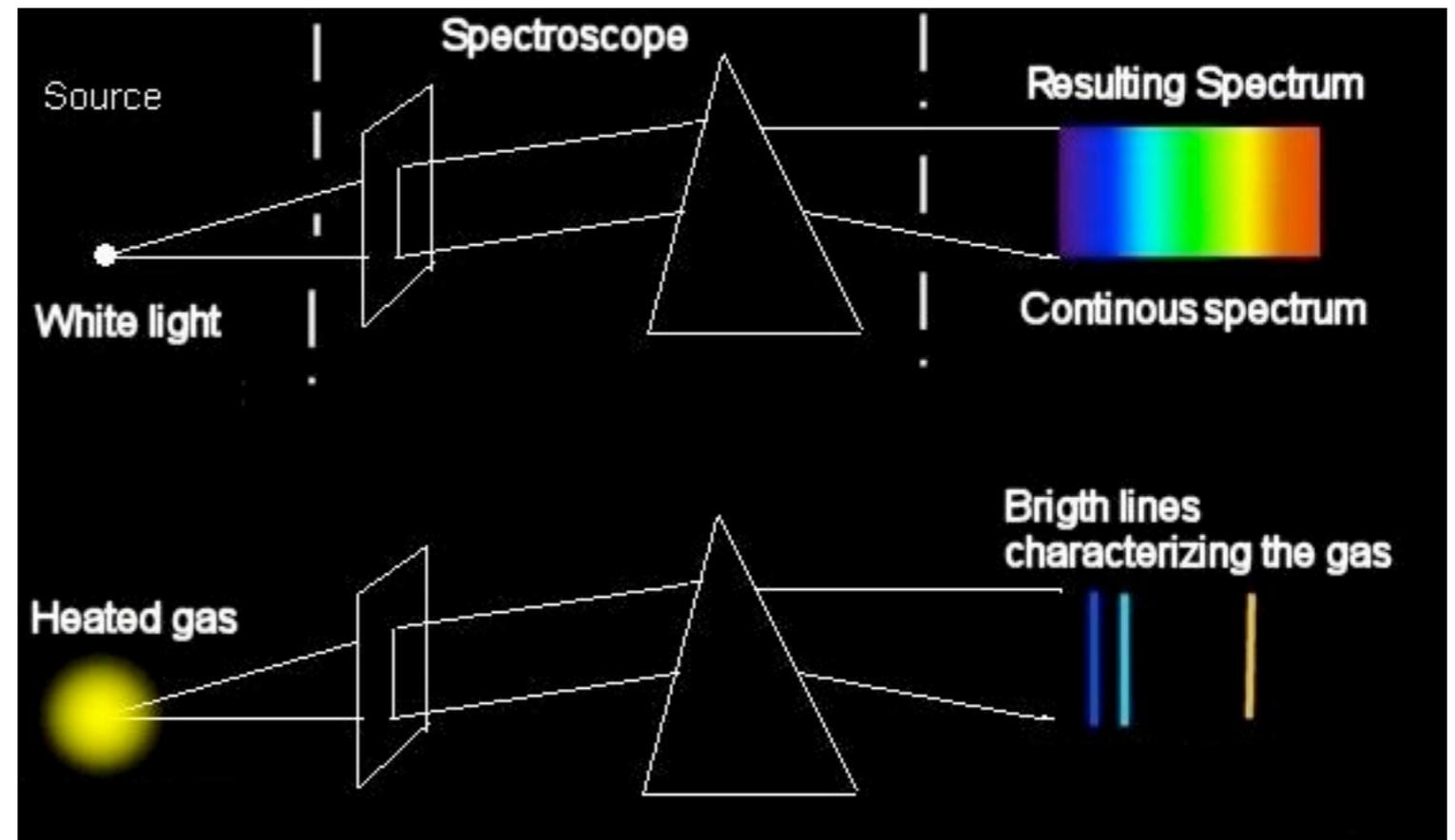
Espectros Atômicos

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



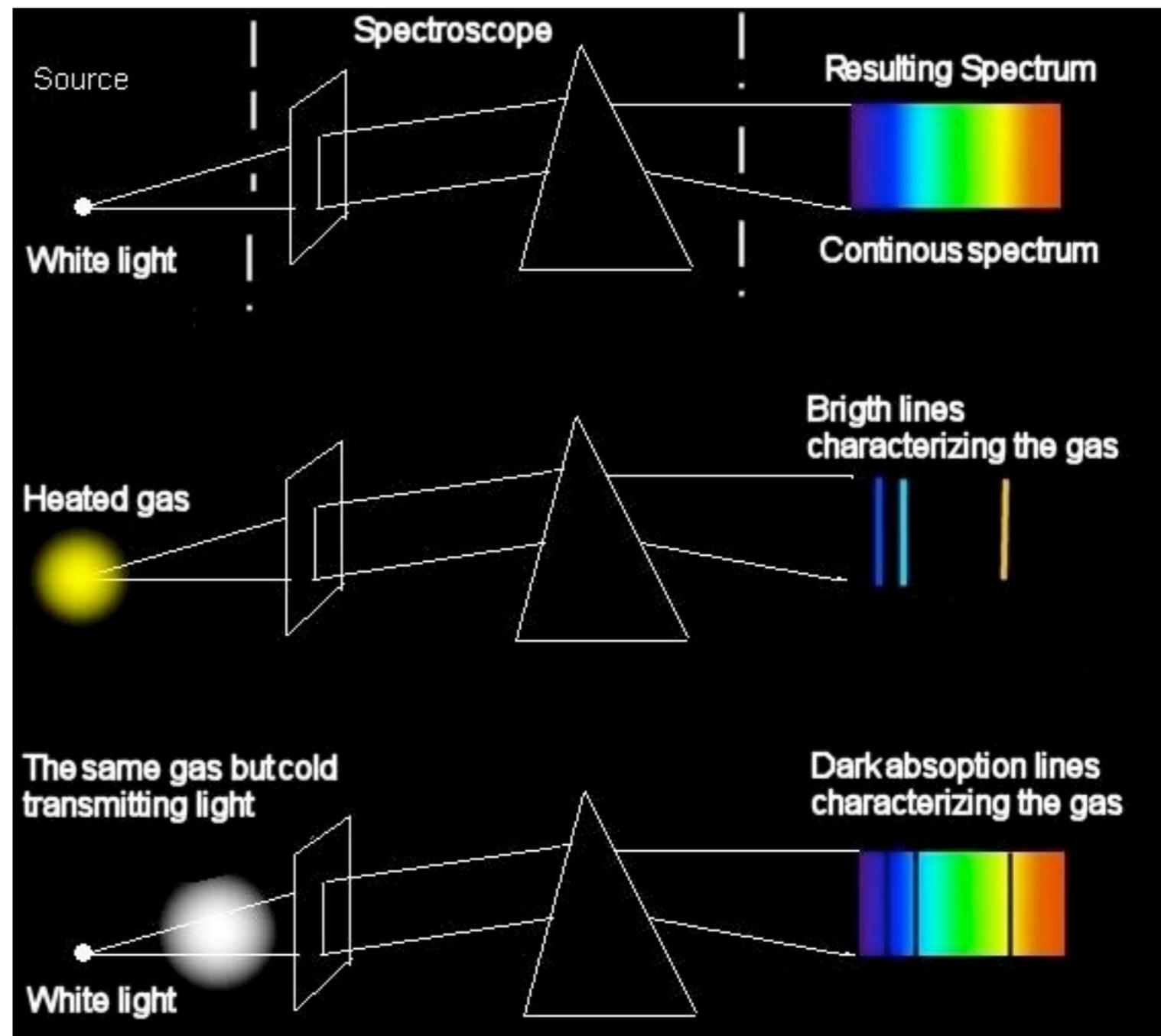
Espectros Atômicos

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

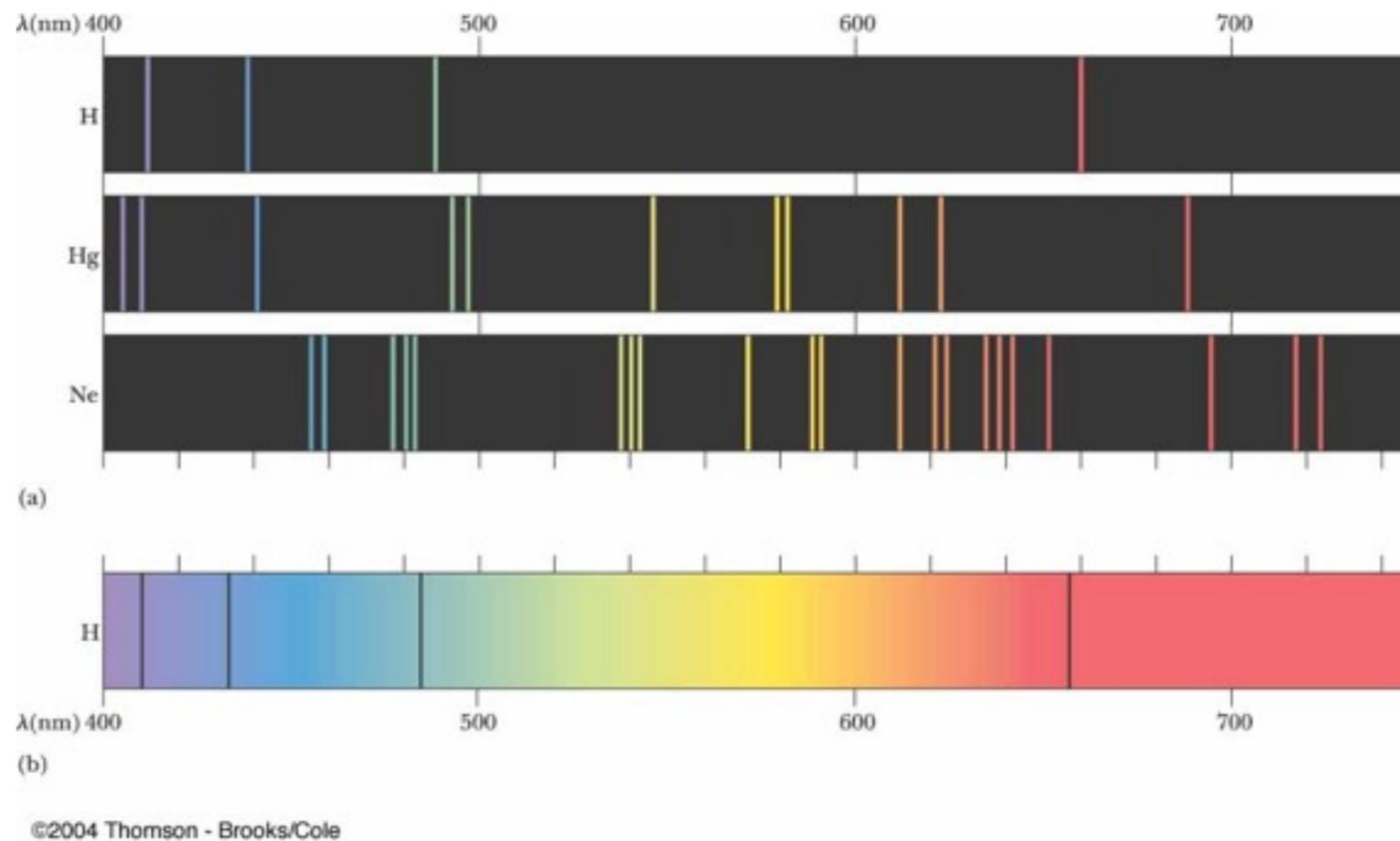


Espectros Atômicos

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

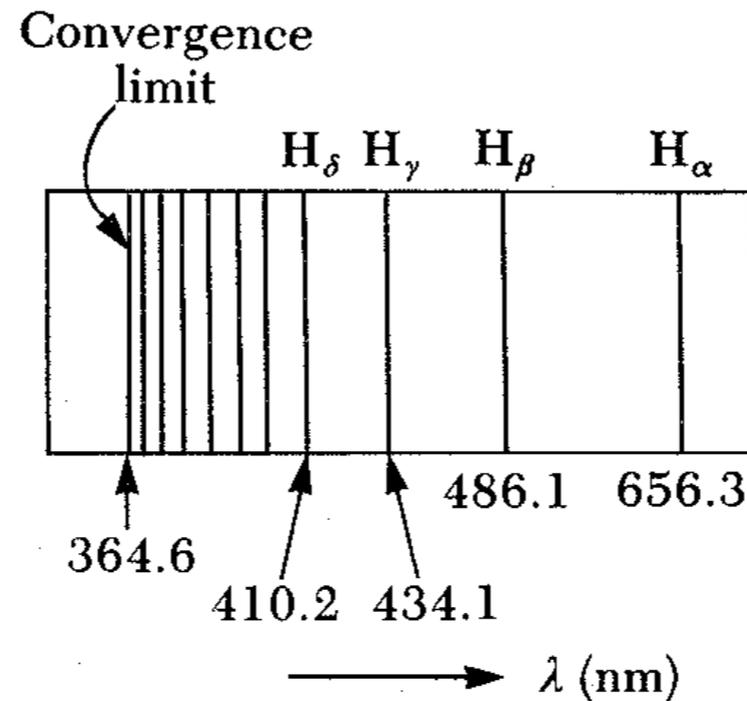


Espectros Atômicos



- Esses espectros discretos são observados para diferentes elementos

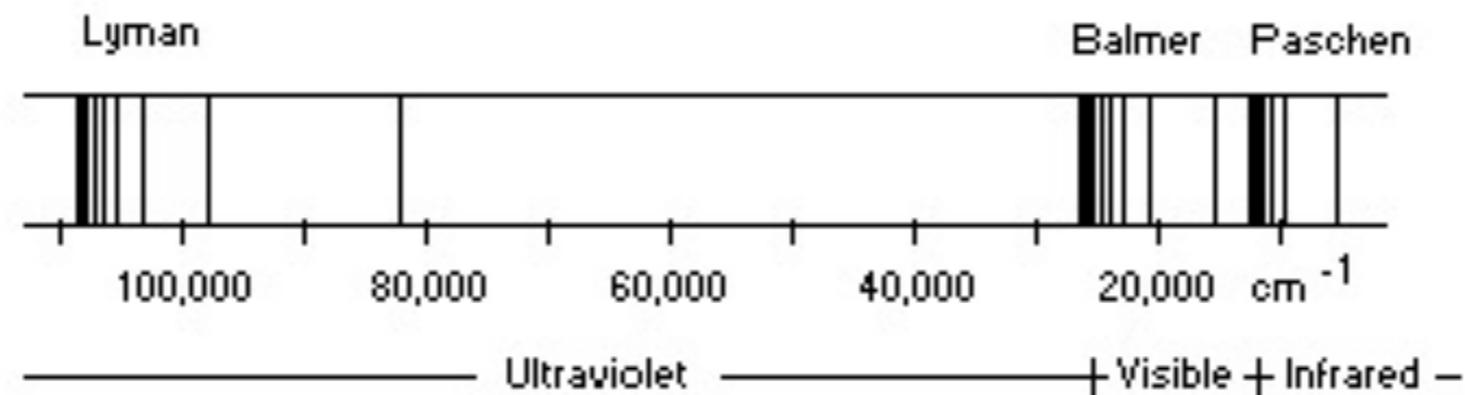
Espectro do Hidrogênio



- 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:

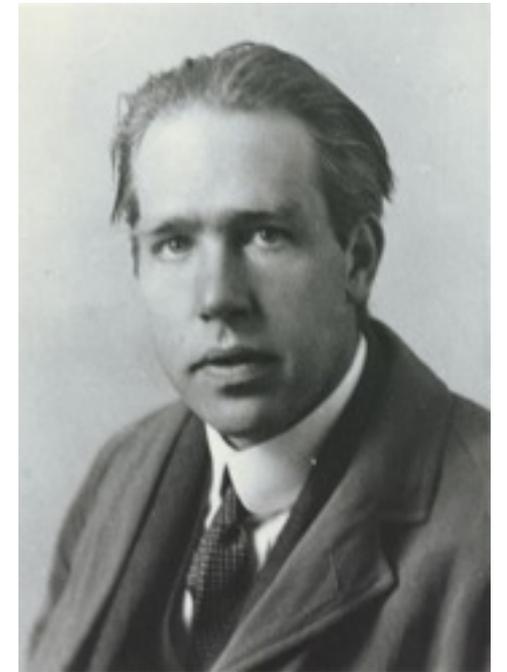
$$\kappa = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_0^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

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

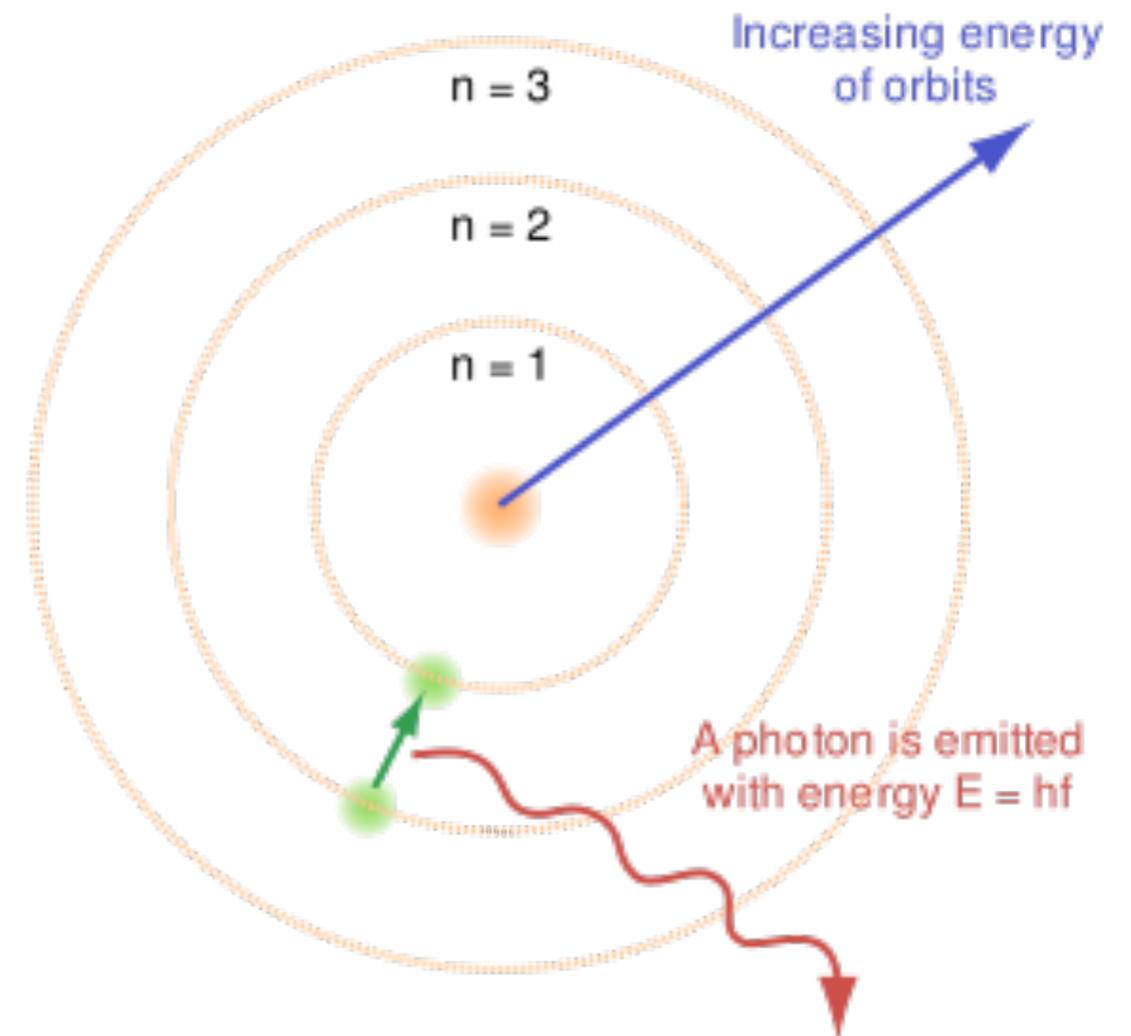
- Eisberg e Resnick, pag 138
- Um elétron em um átomo se move em uma órbita circular em torno do núcleo sob influência da atração coulombiana entre o elétron e o núcleo, obedecendo às leis da mecânica clássica
- Em vez da infinidade de órbitas que seriam possíveis segundo a mecânica clássica, um elétron 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 .

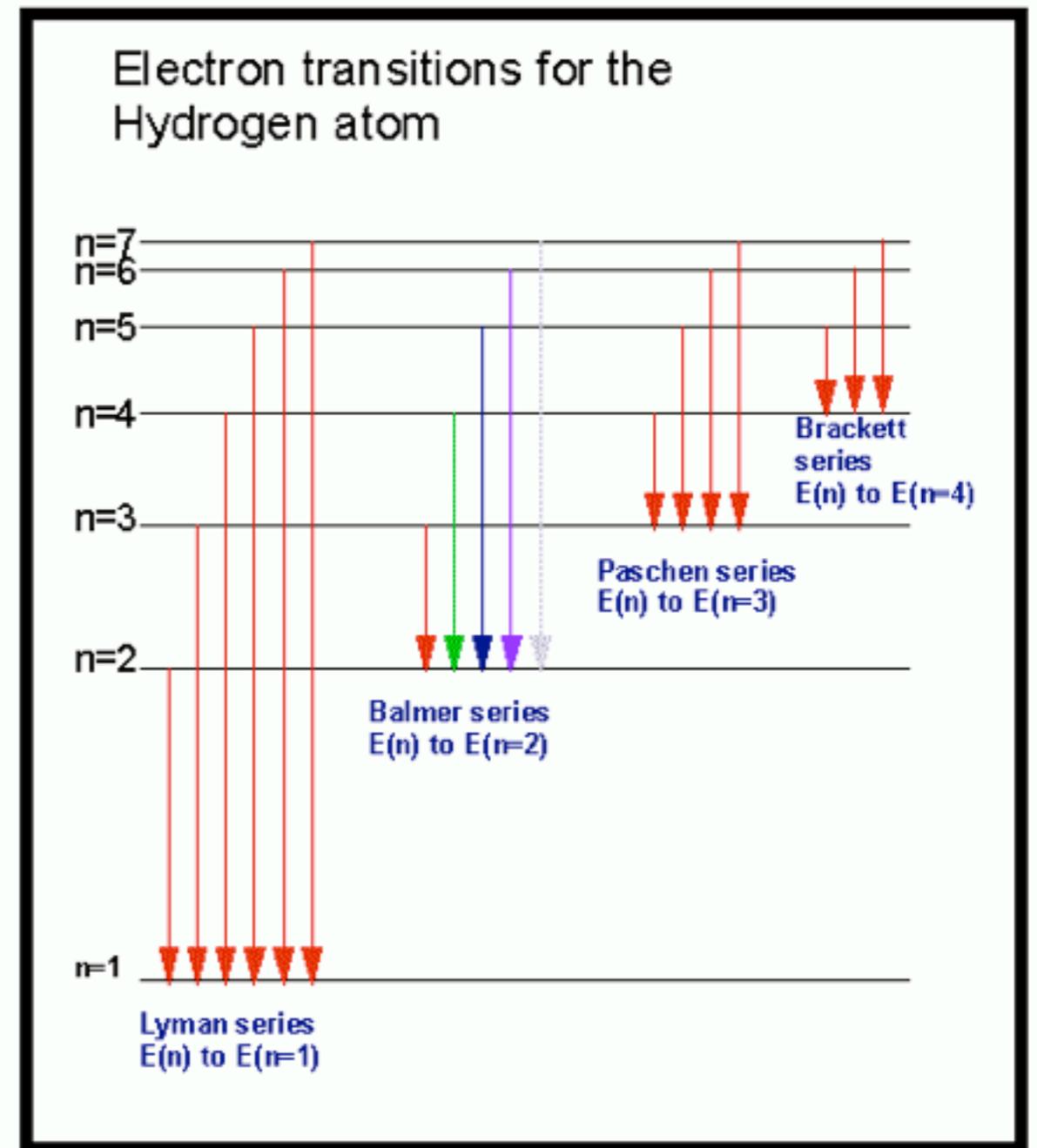
Modelo de Bohr

- Órbita circular
- $L = n\hbar$
- Energia total constante
- $$\nu = \frac{E_i - E_f}{h}$$



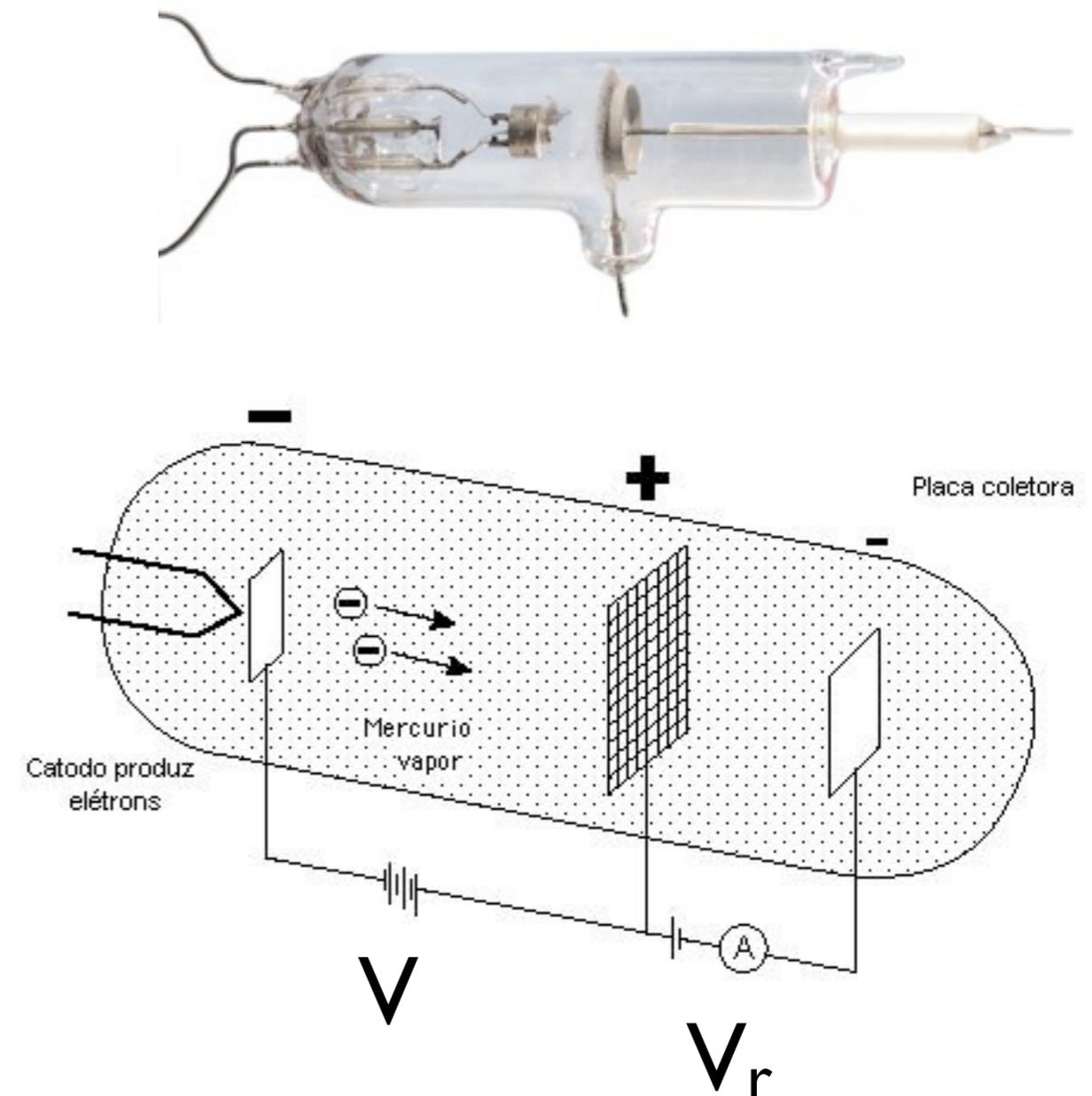
Espectros Atômicos

- 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



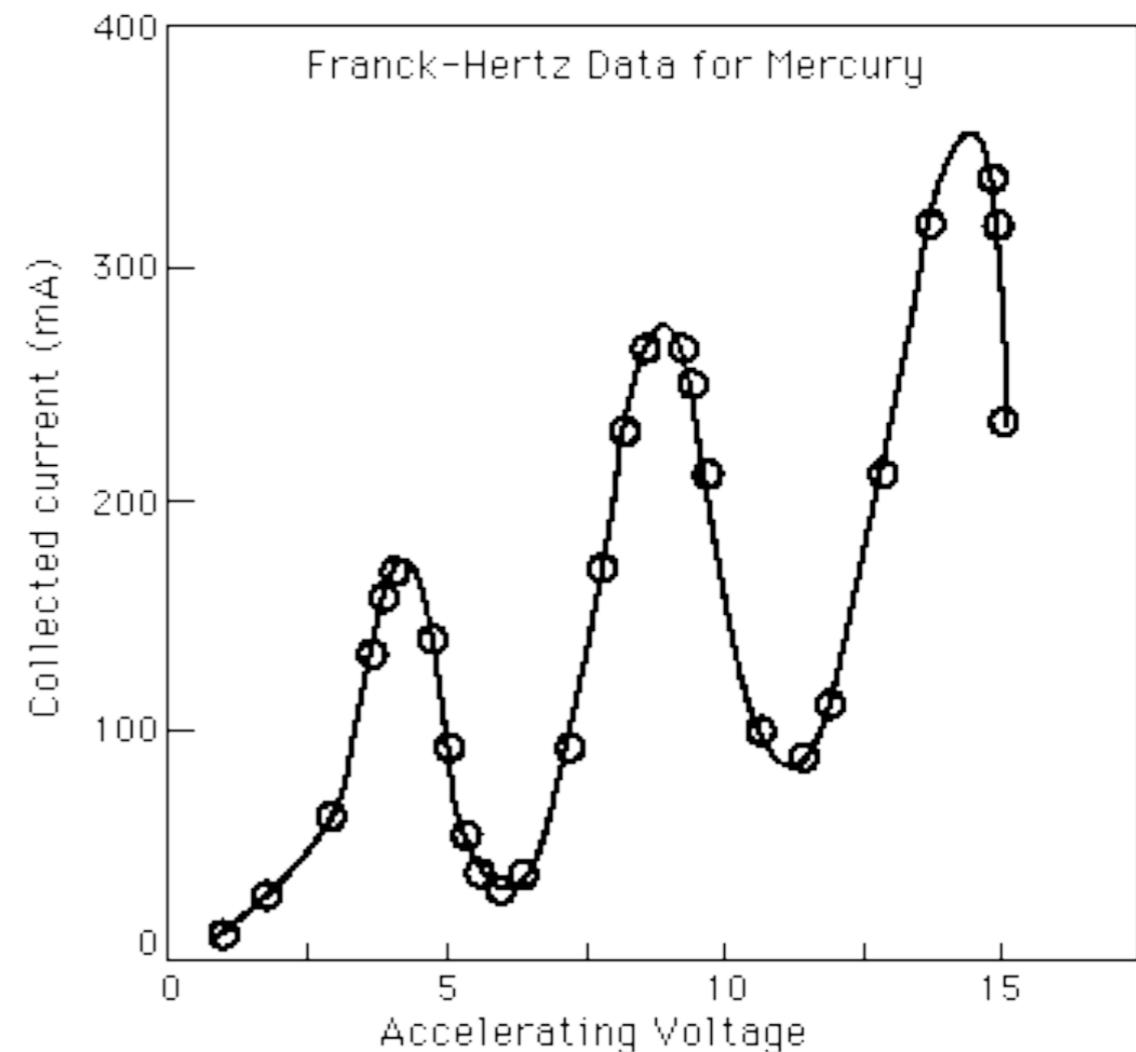
Experiência de Frank-Hertz

- 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



Limitações do Modelo de Bohr

- Apesar de bem sucedido em vários aspectos, o modelo de Bohr mostra diversas deficiências
- Um exemplo é sua interpretação física. Como podemos compreender, por exemplo, a quantização do momento angular, ou seja, os estados estacionários?

Limitações do Modelo de Bohr

- Apesar de bem sucedido em vários aspectos, o modelo de Bohr mostra diversas deficiências
- Um exemplo é sua interpretação física. Como podemos compreender, por exemplo, a quantização do momento angular, ou seja, os estados estacionários?