

# Modelos atômicos

---

460 Democritos

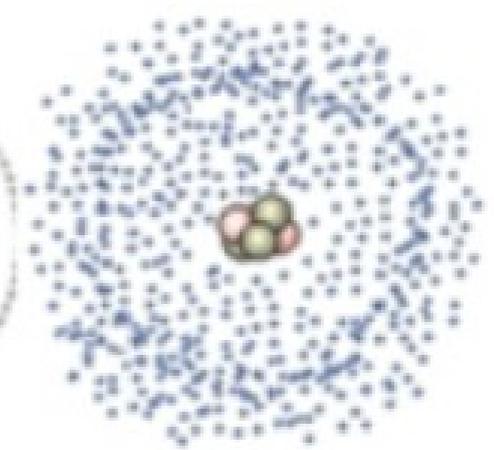
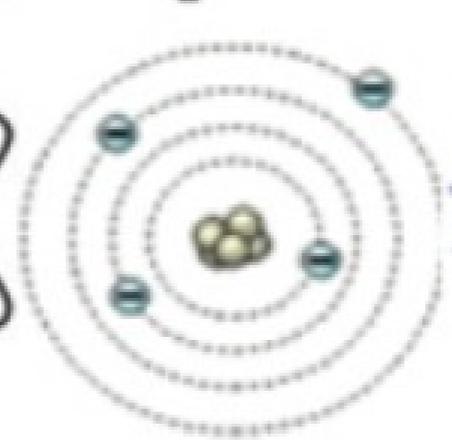
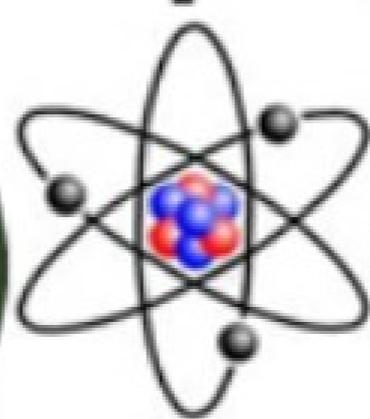
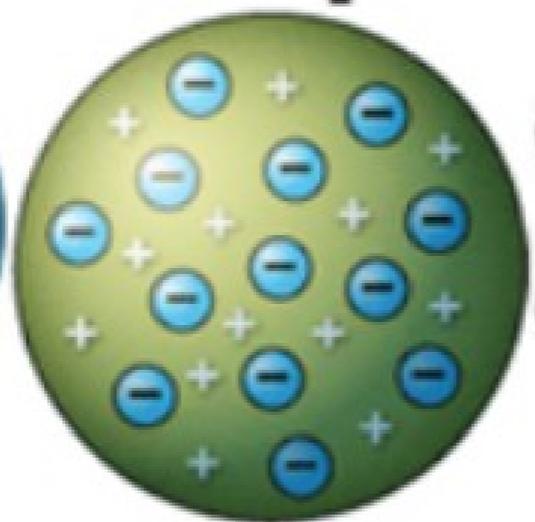
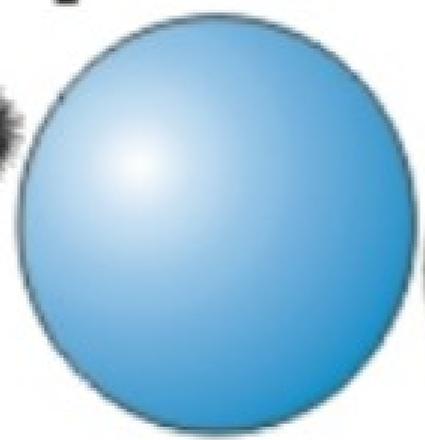
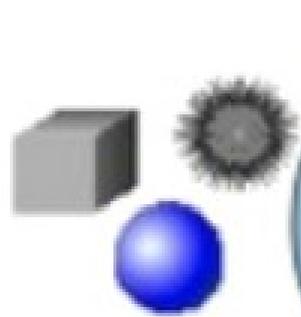
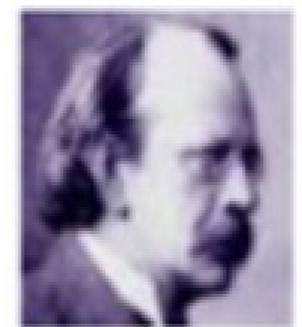
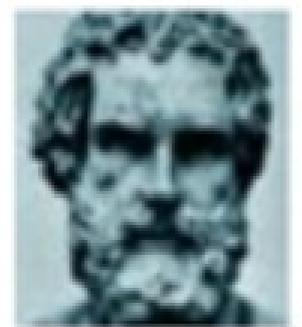
1803 Dalton

1897 Thomson

1912 Rutherford

1913 Bohr

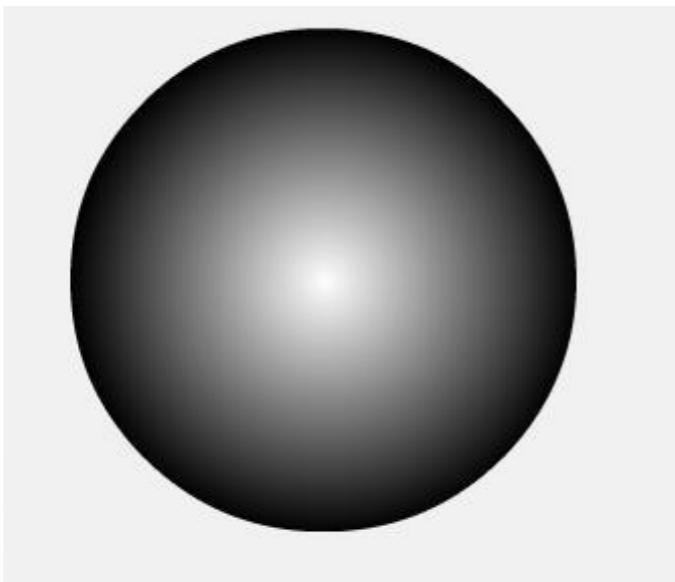
1930 Modern Atom Teorisi



# Hipóteses atômicas

- Primeiras idéias sobre a constituição da matéria – séculos VII a IV a.C.
- Hipóteses atomísticas – origem única para os fenômenos observáveis.
- Aristóteles e outros filósofos – século IV a.c. - toda matéria é formada pela combinação de quatro elementos: terra, ar, fogo e água.  
Existência material baseada em qualidades, contrapondo-se a uma origem única.
- Hipótese atomística retomada aproximadamente 2000 anos mais tarde.

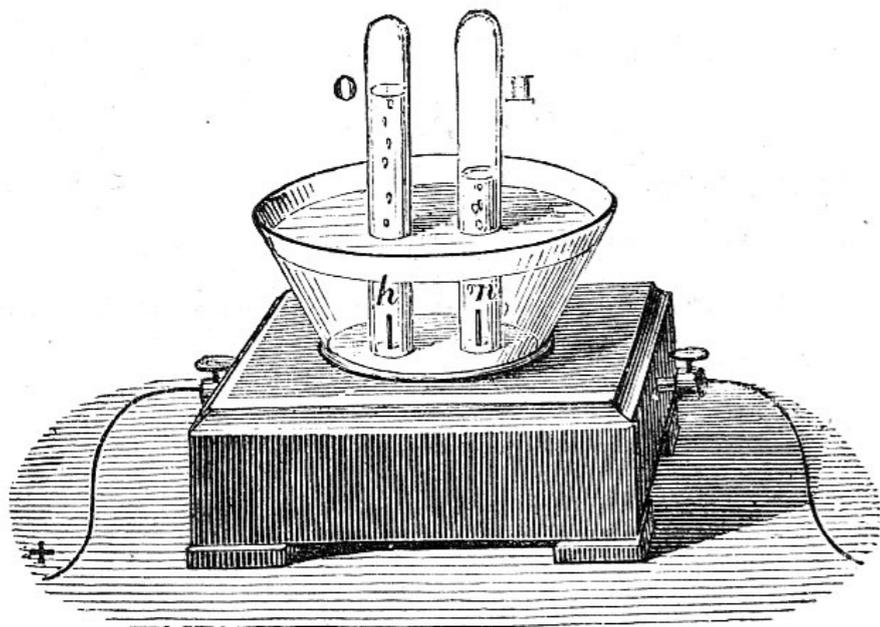
# Modelo de Dalton (1808)



- A matéria é constituída de átomos indivisíveis;
- Átomos de um mesmo elemento apresentam massas iguais e átomos de elementos químicos diferentes apresentam massas diferentes;
- Propôs a ideia de reações químicas: átomos de diferentes elementos podem combinar-se em várias proporções simples, porém nessas combinações químicas, cada átomo guarda a sua identidade;
- Propôs a ideia inicial de molécula – compostos químicos consistem em uma combinação de dois ou mais elementos em uma razão fixa.

O seu modelo caracteriza o átomo como uma esfera maciça, invisível, indestrutível e indivisível. É o modelo conhecido como o da “bola de bilhar”.

# Modelo de Thomson (1897)

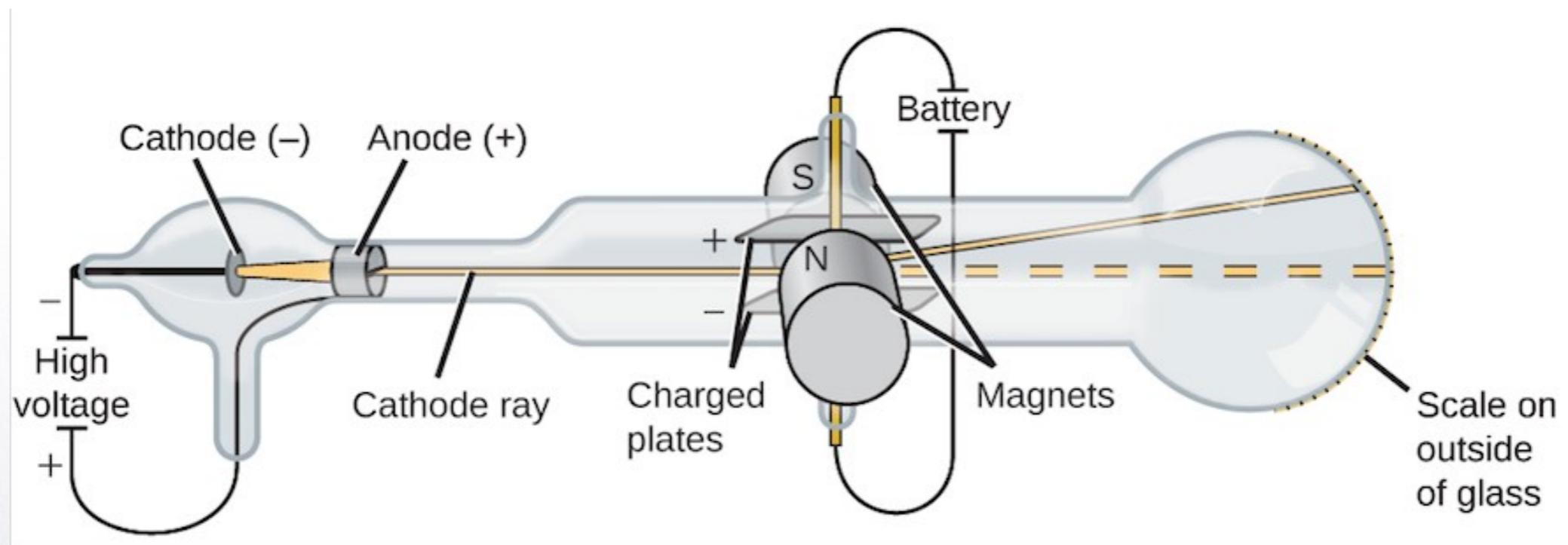


- Em 1833, Michael Faraday realizou vários experimentos de eletrólise onde observou que a massa obtida de uma dada substância era proporcional à quantidade de eletricidade empregada;
- Em 1869-1875, o inglês William Crookes (e outros) inventou a ampola de raios catódicos.
- Em vários experimentos, observava-se uma luminescência que era produzida pela passagem de eletricidade por um gás rarefeito em um tubo. Observou-se também a formação de raios que se propagavam em linha reta, projetando sombras na extremidade do tubo. Como o eletrodo negativo já era chamado de cátodo, estes raios foram denominados “raios catódicos”.
- Em 1891, George Stoney propôs o nome de elétron para a unidade natural de eletricidade;



# Modelo de Thomson (1897)

- Utilizando uma ampola de crookes modificada, Joseph John Thomson, em uma série de experimentos, verificou que o raios catódicos sofriam desvios na presença de campos elétricos e magnéticos, determinando sua carga como negativa;



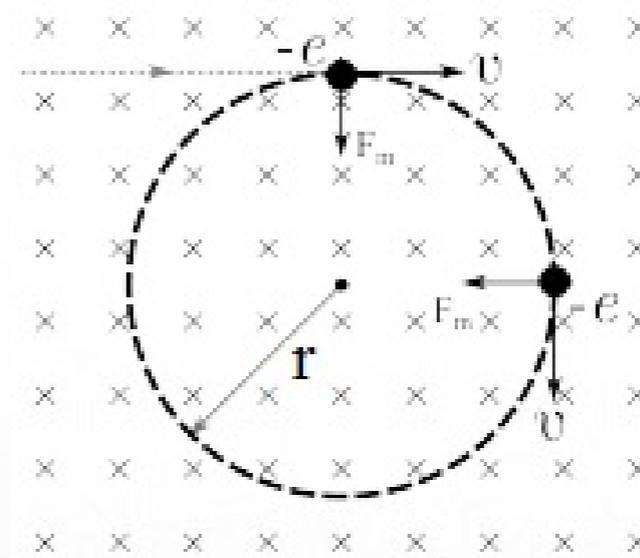
- Mediu a relação carga/massa ( $q/m$ ) dos raios catódicos e verificou que este valor é muito maior que aqueles já medidos para íons, concluindo então que se tratava de uma partícula com massa muito pequena.

# Modelo de Thomson (1897)

## Determinação da razão carga/massa

Thomson determinou a relação carga massa do elétron, por meio de um tubo de raios catódicos, encontrando um valor menor que o valor atual.

Nos anos seguintes as medidas realizadas alcançam a ordem de grandeza do valor atual.



$$\vec{F} = q \vec{v} \times \vec{B}$$

Força Magnética = Força Centrípeta:

$$evB = \frac{mv^2}{r} \Rightarrow \frac{e}{m} = \frac{v}{Br}$$

# Modelo de Thomson (1897)

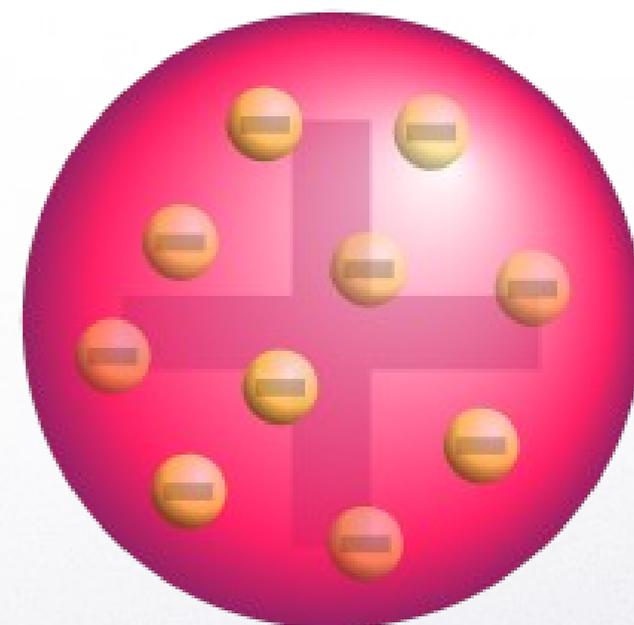
## Resumindo:

Thomson observou que:

- A razão  $e/m$  apresentava sempre o mesmo valor, independente da substância;
- Os raios catódicos eram constituídos de cargas elétricas negativas transportadas por partículas de matéria, denominando-as “elétrons”;

E propôs que:

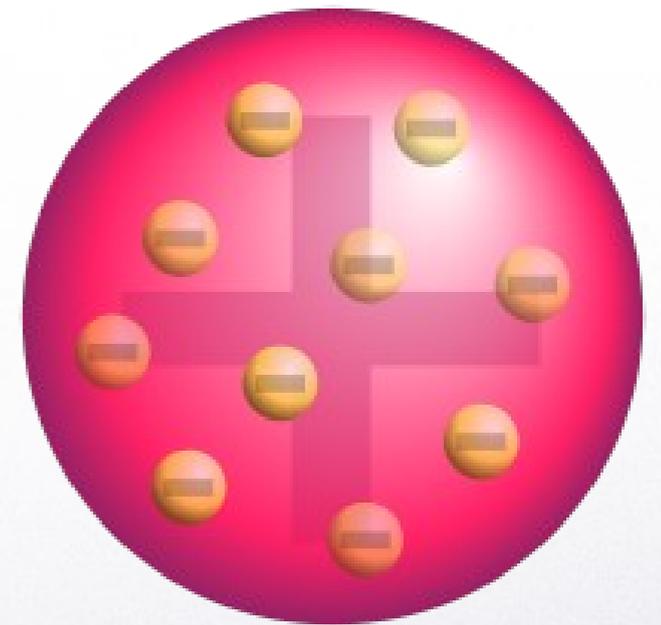
- Os elétrons eram partes dos átomos;
- O átomo era um fluido carregado positivamente desprovido de massa, na qual estariam incrustados os elétrons, em uma distribuição uniforme de cargas.



# Modelo de Thomson e falhas

Neste modelo os elétrons oscilam em trajetórias circulares e não é atribuída massa às partículas de carga positiva.

- Não há nenhuma explicação sobre como as partículas negativas são isoladas da parte positiva, sem que sejam neutralizadas.
- Este modelo não fornece nenhum indício sobre como surge o espectro de luz do hidrogênio (H), que já era bem conhecido à época.
- O resultado dos experimentos de espalhamento de radiação realizado por Rutherford foi a prova contundente de que o modelo de Thomson não correspondia à realidade.



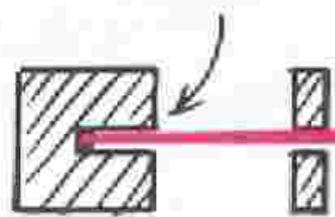
# Rutherford (1911)

## A descoberta da radioatividade:

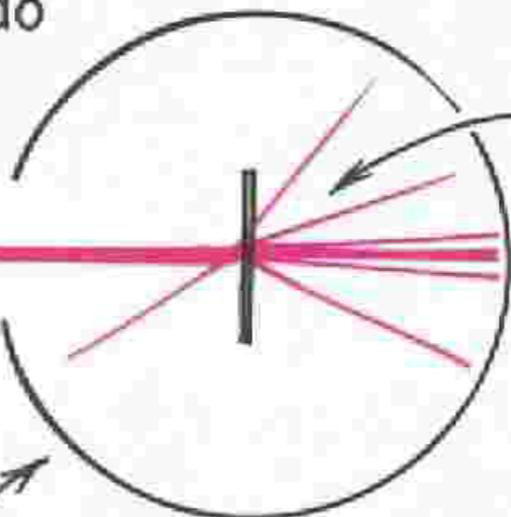
- 1895 – Roëntgen → Raios X;
- 1897 – Becquerel → raios que tinham a capacidade de atravessar objetos opacos;
- Pierre e Marie Curie isolaram o radio e o polônio, com a mesma propriedade, denominada “radioatividade” em 1898;
- Posteriormente, Rutherford descobriu que a radiação de certos elementos eram partículas positivamente carregadas, movendo-se em grande velocidade, denominando-as “partículas alfa” e decidiu usá-las para bombardear finas lâminas metálicas.

# O experimento de Rutherford

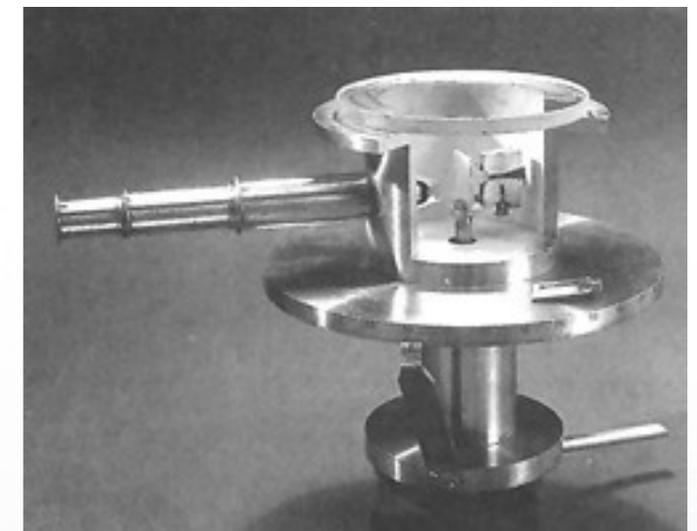
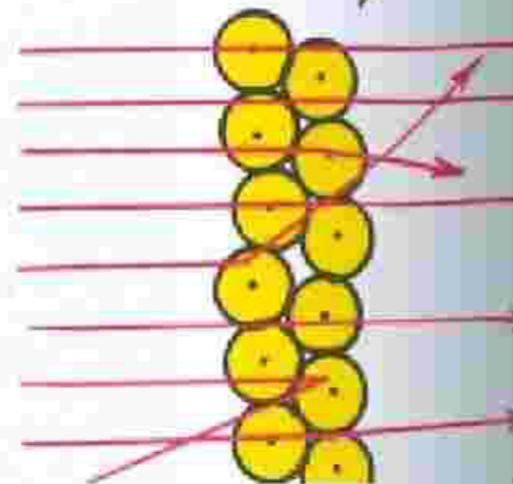
Rádio colocado no buraco escavado do bloco de chumbo



Tela de sulfeto de zinco



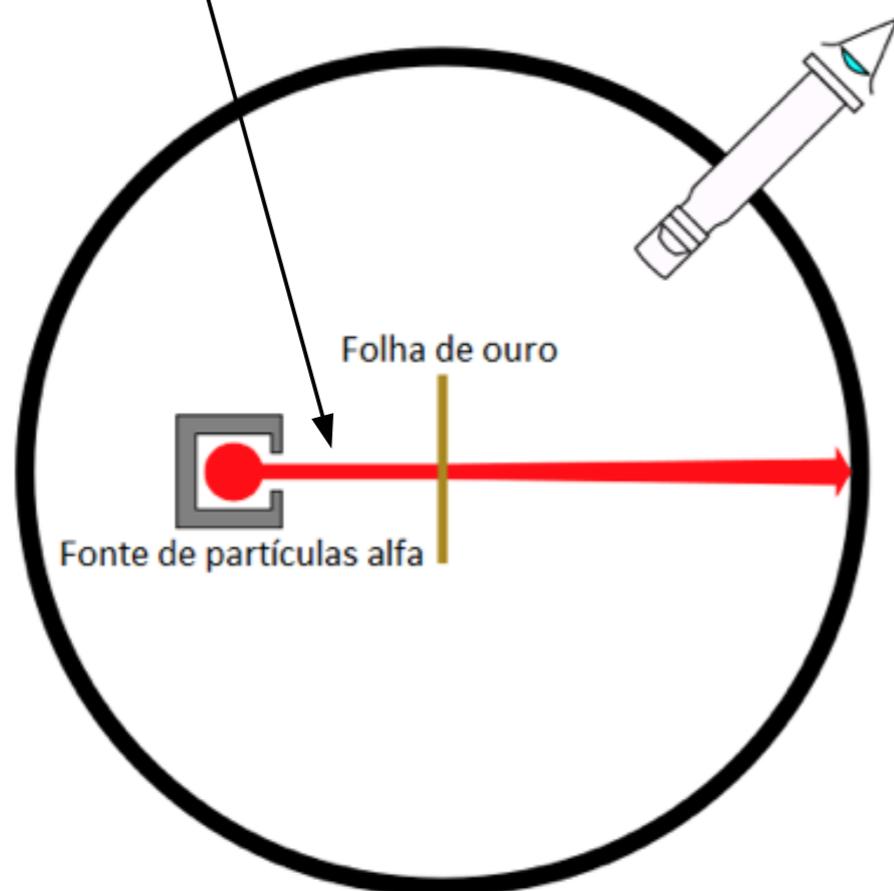
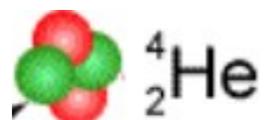
Folha de ouro (ampliada)



Réplica do experimento proposto por Rutherford, e realizado por Geiger e Marsden.

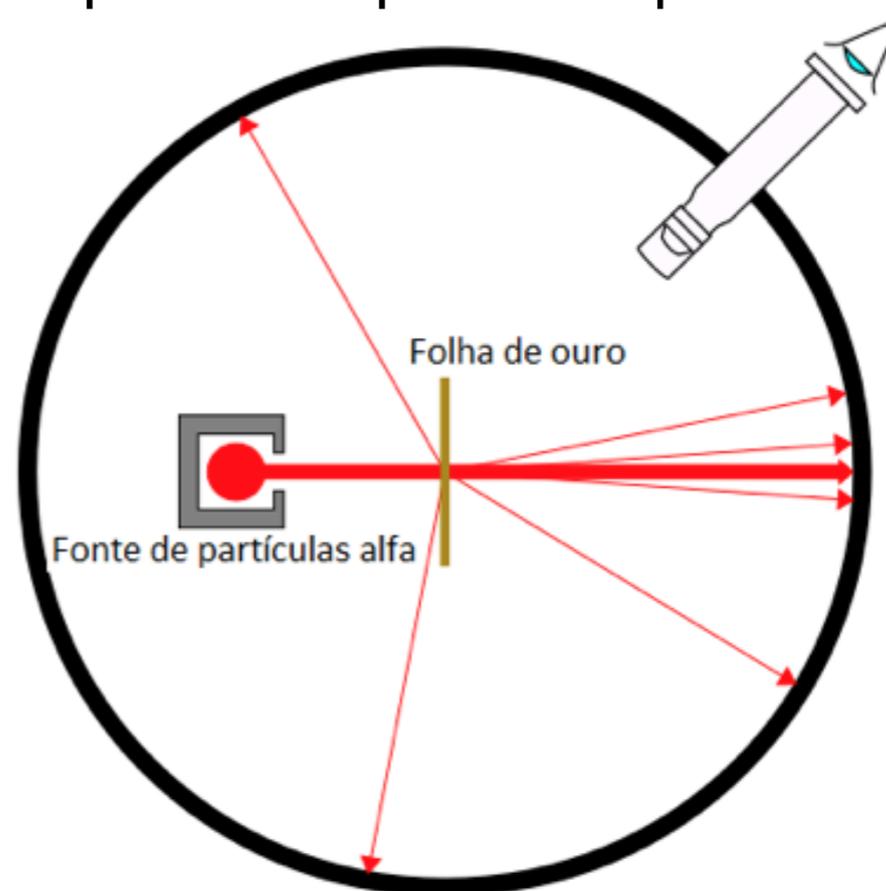
# Rutherford (1911)

Partícula  $\alpha$



ESPECTATIVA PELO  
MODELO DE THOMSON

Grandes desvios das  
partículas após o choque



**RESULTADO OBSERVADO**

# Rutherford (1911)

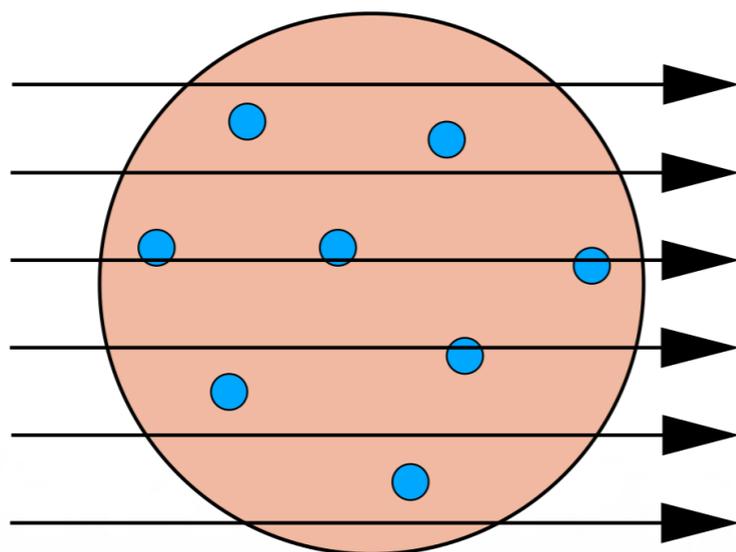
Esperava-se que as partículas alfa atravessassem a lâmina em linha reta, sofrendo no máximo, pequenos desvios. Porém uma pequena fração destas partículas sofria grandes desvios e algumas ricocheteavam.

Seus assistentes escreveram: “Se levarmos em conta a massa das partículas alfa e sua grande velocidade ( $1,8 \times 10^9$  cm/s), não deixa de ser surpreendente o fato de que algumas das mesmas possam girar dentro de uma camada de ouro de  $6 \times 10^{-5}$  cm de um ângulo de  $90^\circ$  ou mais”.

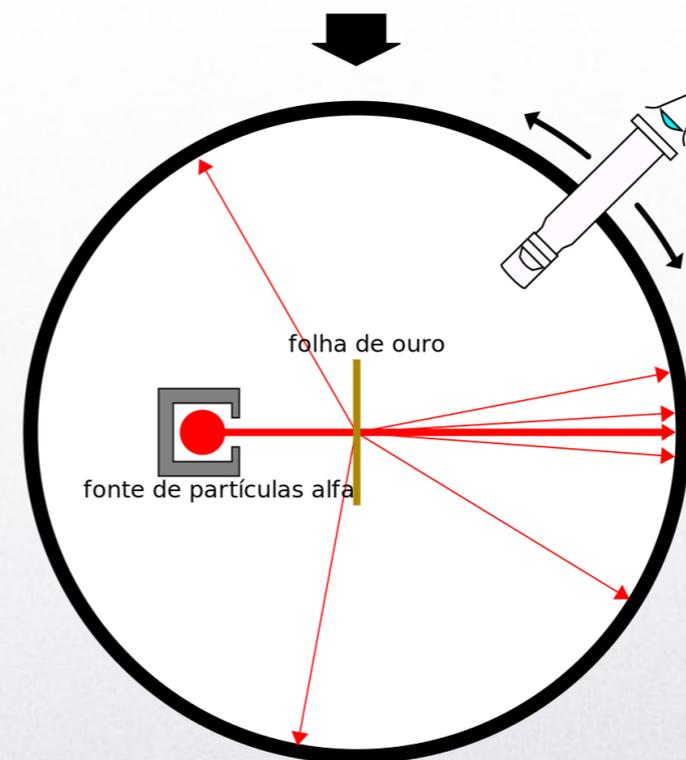
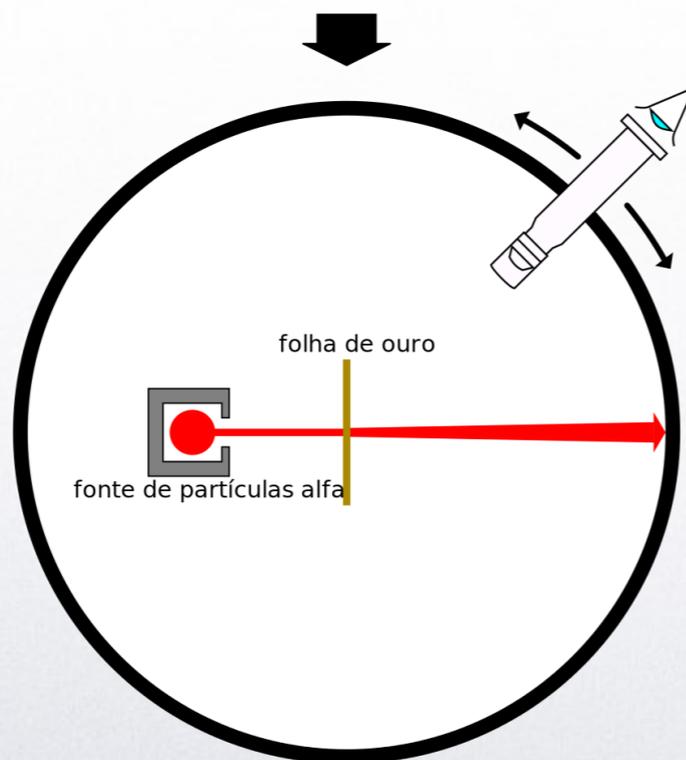
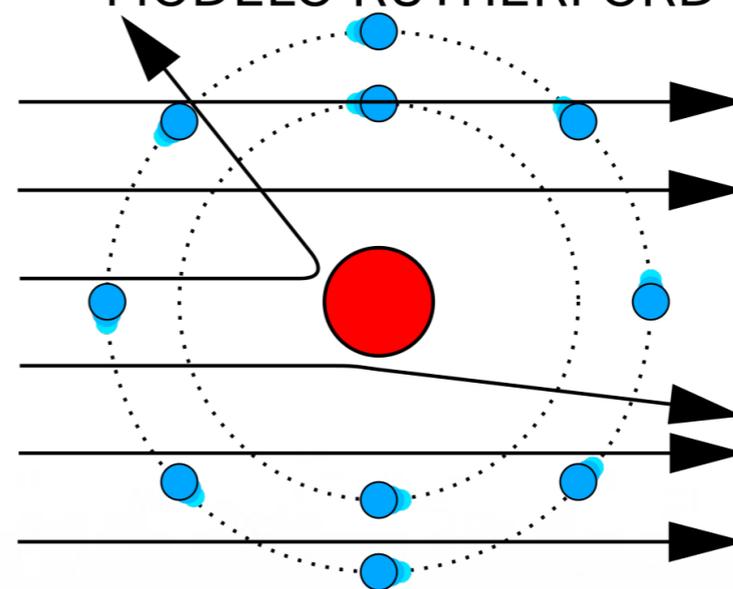
Rutherford concluiu que o modelo de Thomson, com distribuição uniforme de cargas e matéria, não poderia explicar o que fora observado. Então propôs que no átomo, as cargas estão concentradas em duas regiões distintas: um pequeno núcleo denso e com carga positiva, denominado “núcleo”, e uma região com espaços vazios rodeada de elétrons em movimento, denominada “eletrosfera”.

# Rutherford (1911)

MODELO THOMSON

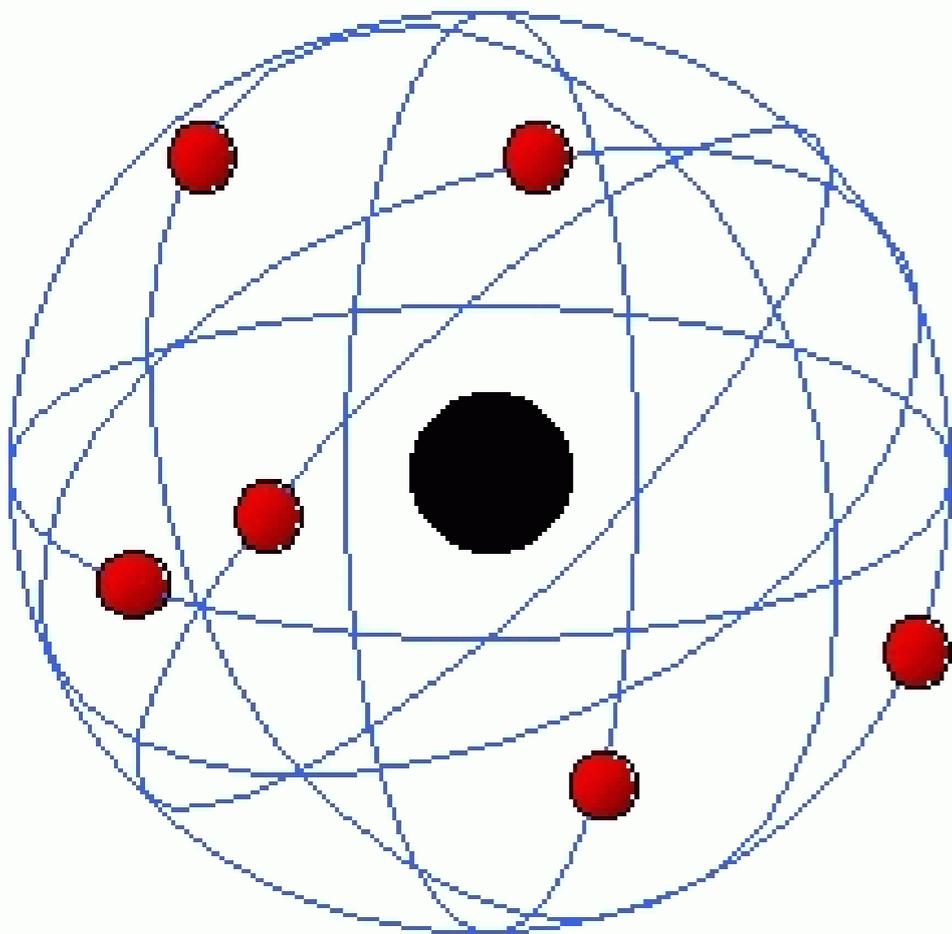


MODELO RUTHERFORD



RESULTADO OBSERVADO

# Rutherford (1911)



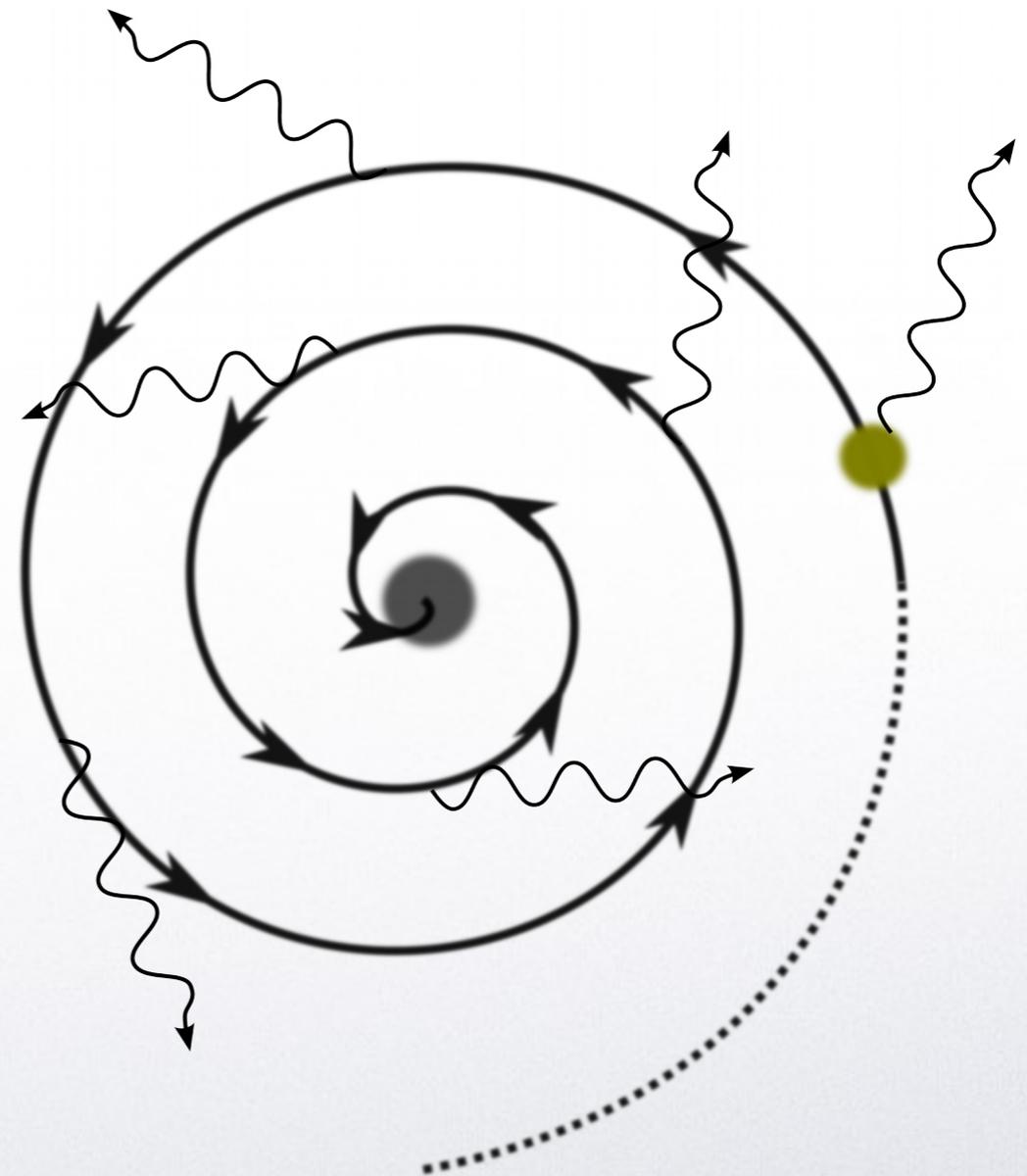
## Conclusões chaves:

- O átomo apresenta mais espaço vazio do que preenchido;
- A maior parte da massa do átomo concentra-se em uma região minúscula dotada de carga positiva no centro do átomo;
- Modelo chamado “planetário”.

# Falhas do Modelo de Rutherford

Porém o próprio Rutherford reconheceu uma imperfeição em sua analogia (a estabilidade do átomo):

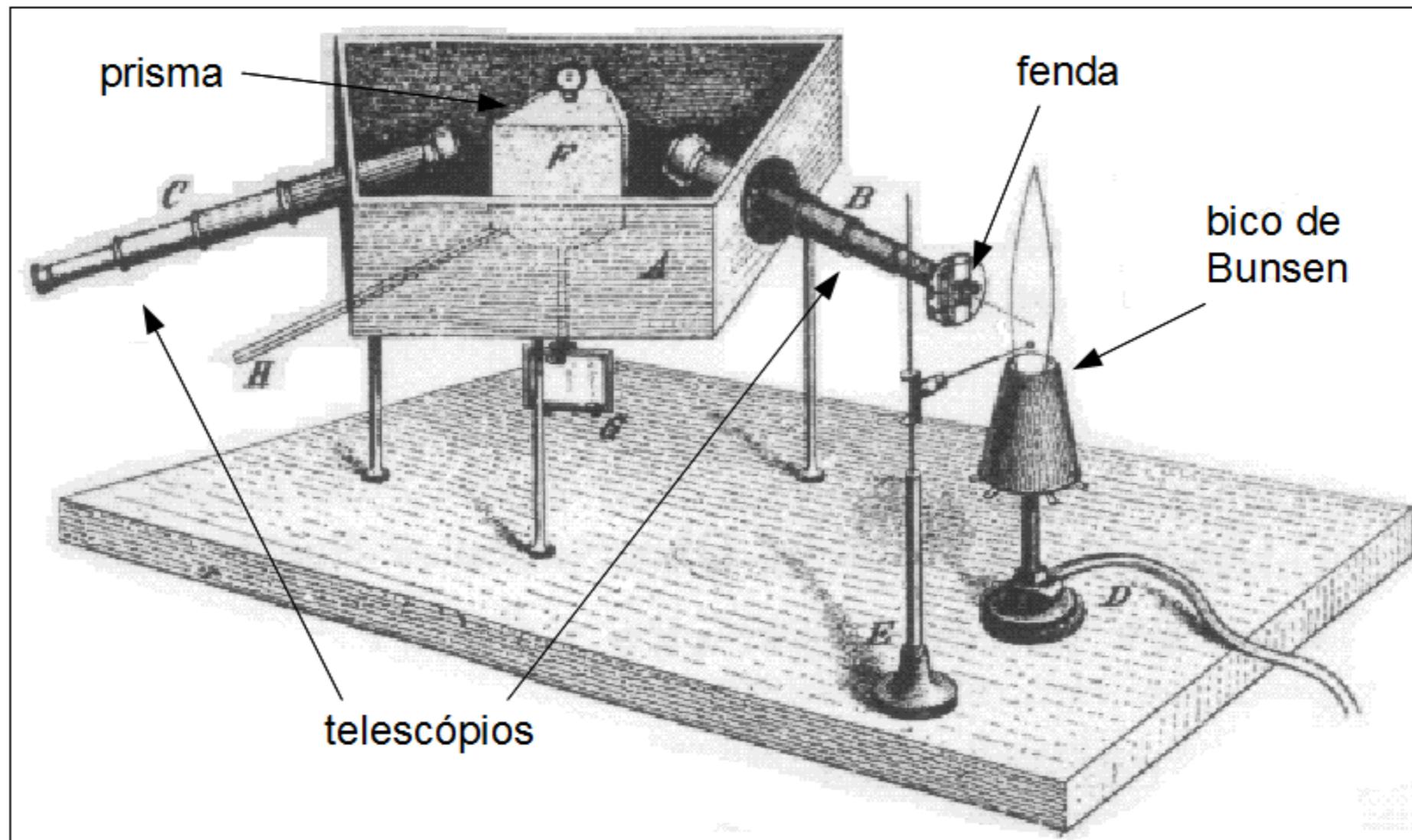
→ partículas carregadas perdem energia por irradiação ao descreverem uma trajetória curvilínea. Os elétrons deveriam cair no núcleo.



# Espectros atômicos

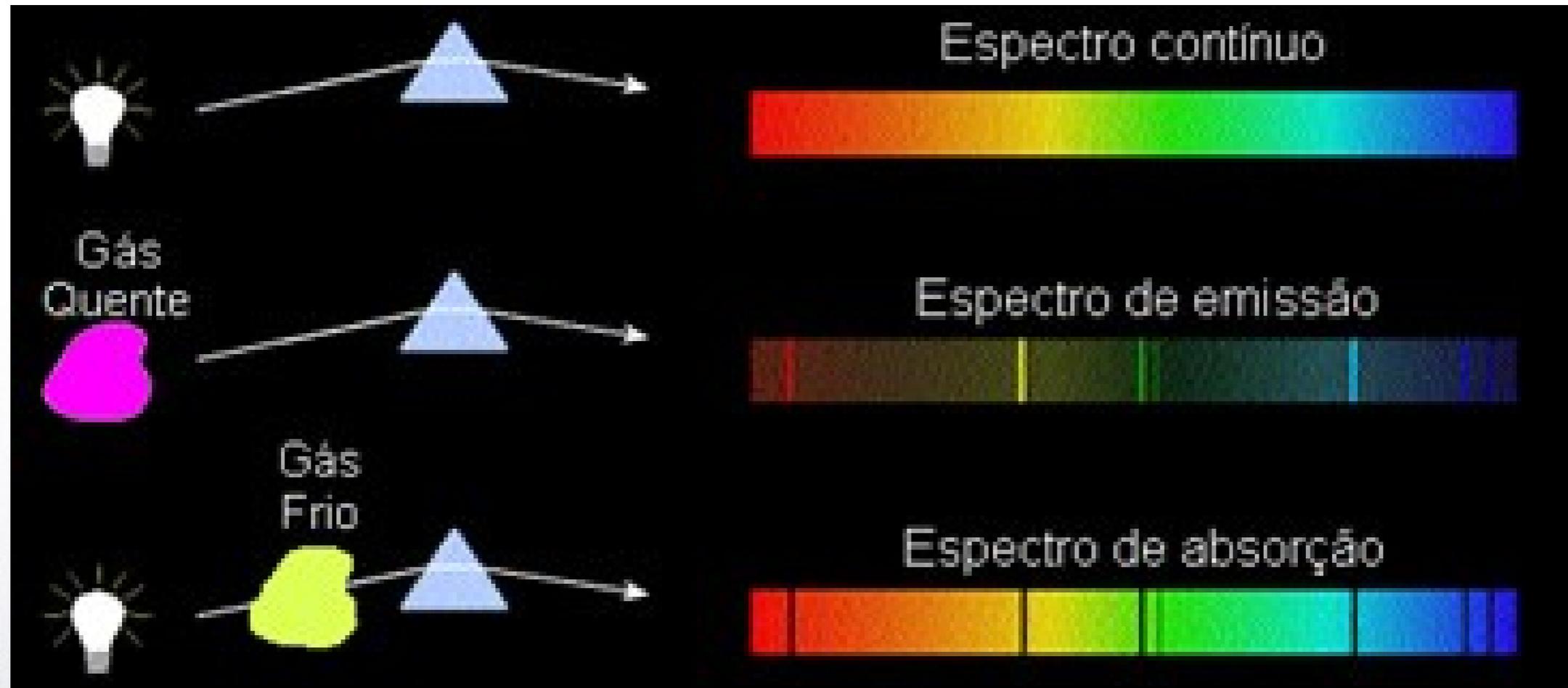
Durante a época dos experimentos de Rutherford, os químicos já usavam espectroscópios para analisar os elementos químicos.

Robert Wilhem Bunsen e Gustav Kirchhoff investigaram a radiação emitida pela matéria sólida ou gasosa através da elevação da temperatura das amostras (1869).



# Espectros atômicos

Espectro contínuo, de emissão e de absorção.

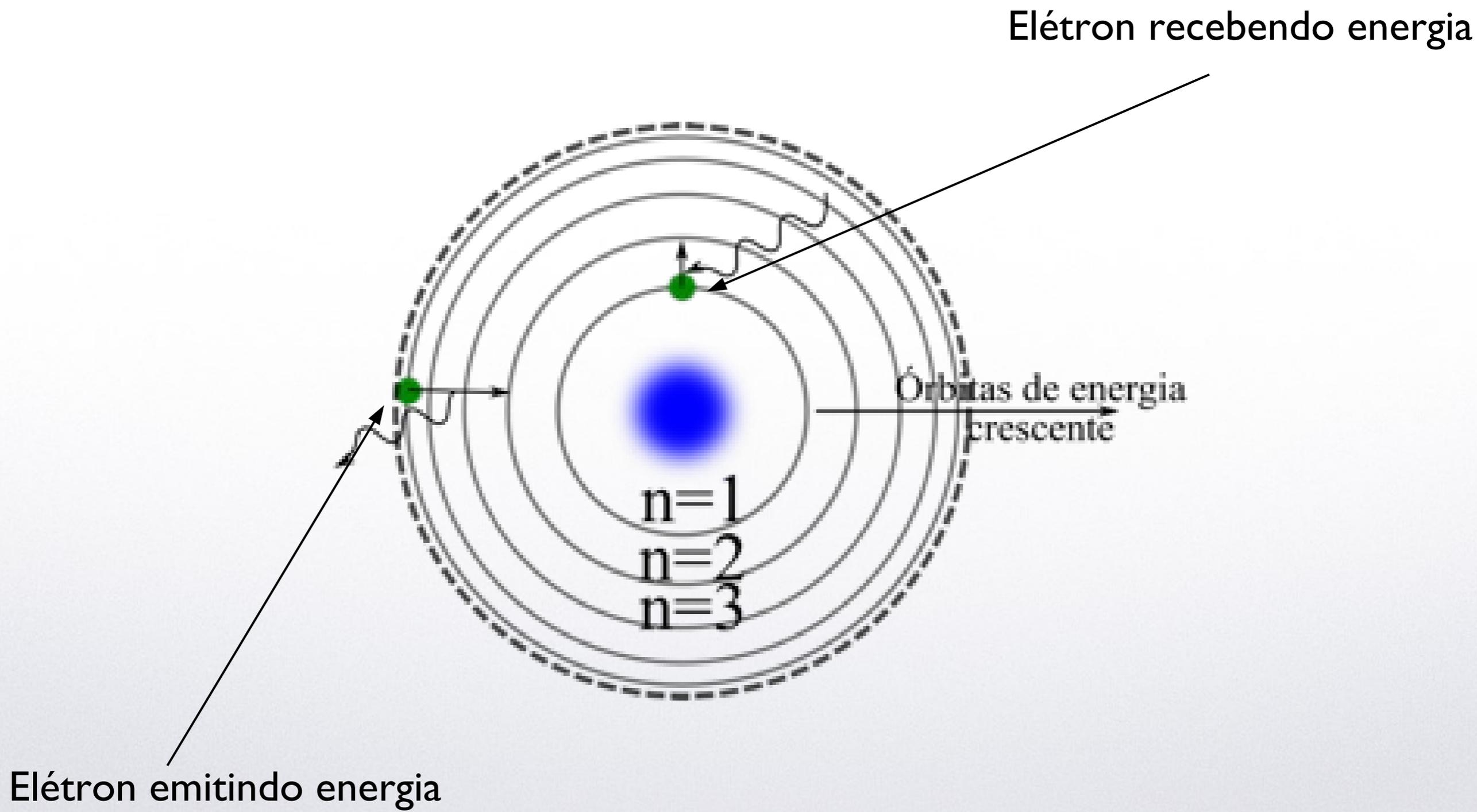


# Modelo de Bohr (1913)

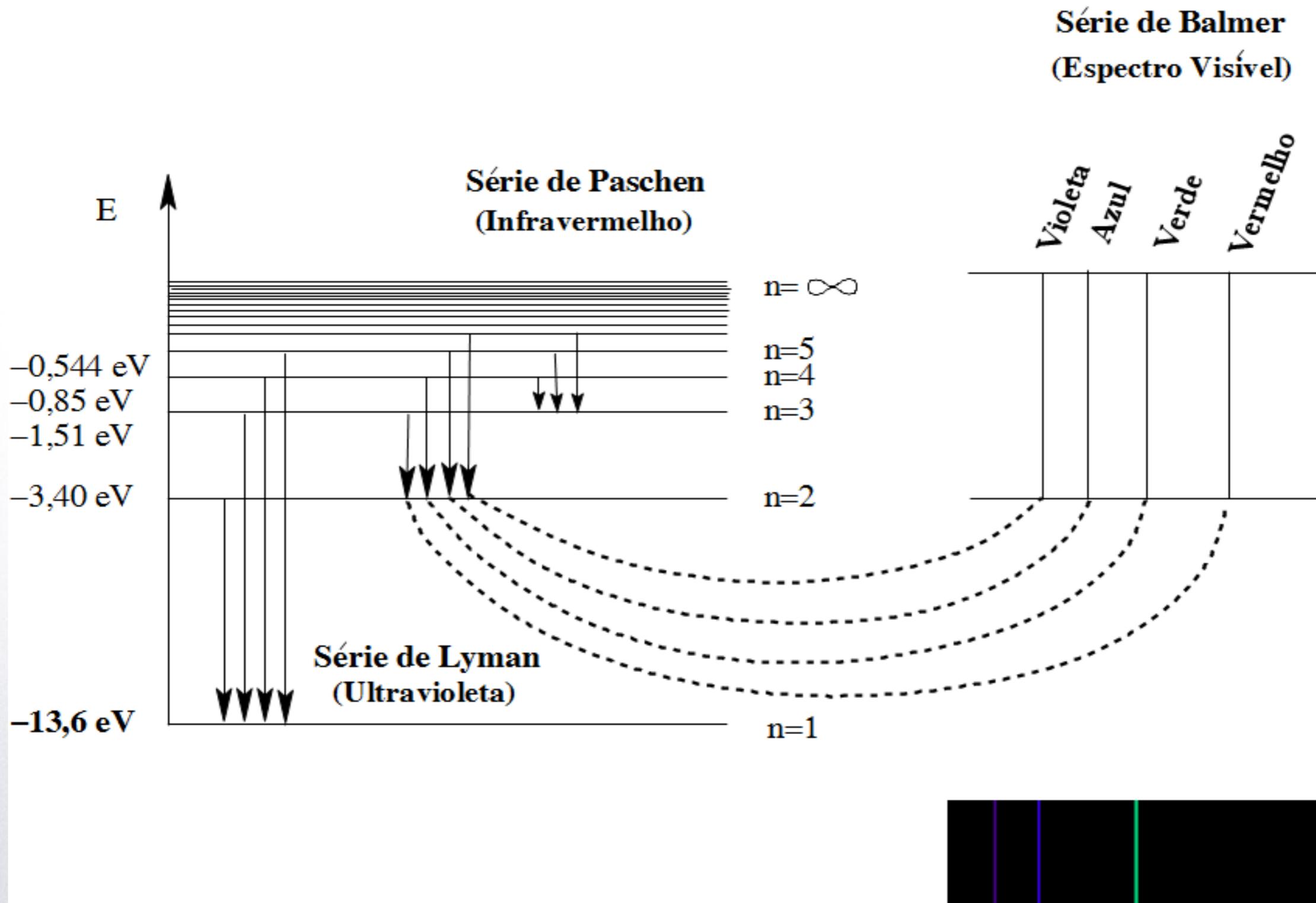
O problema da instabilidade do átomo de Thomson levou Bohr a propor os postulados:

- Os elétrons descrevem órbitas circulares em torno do núcleo, tais órbitas foram denominadas níveis ou camadas;
- Cada um destes níveis apresenta um determinado valor de energia;
- Quanto mais distante do núcleo maior será a energia do nível;
- **Não é permitido ao elétron permanecer entre dois níveis de energia;**
- Os elétrons apresentam energia quantizada (pacotes com determinados valores de energia). Assim, ele só mudará de nível se receber a energia correta, exatamente igual à diferença de energia entre um nível e outro.
- O elétron ao receber energia (energia elétrica, luz, calor etc), torna-se excitado e salta de um nível interno para outro mais externo.
- O elétron, ao retornar ao nível anterior emite esta energia na forma de onda eletromagnética (luz visível, radiação ultravioleta, calor etc). A energia é dada por  $E = h \nu$ .

# Modelo de Bohr (1913)



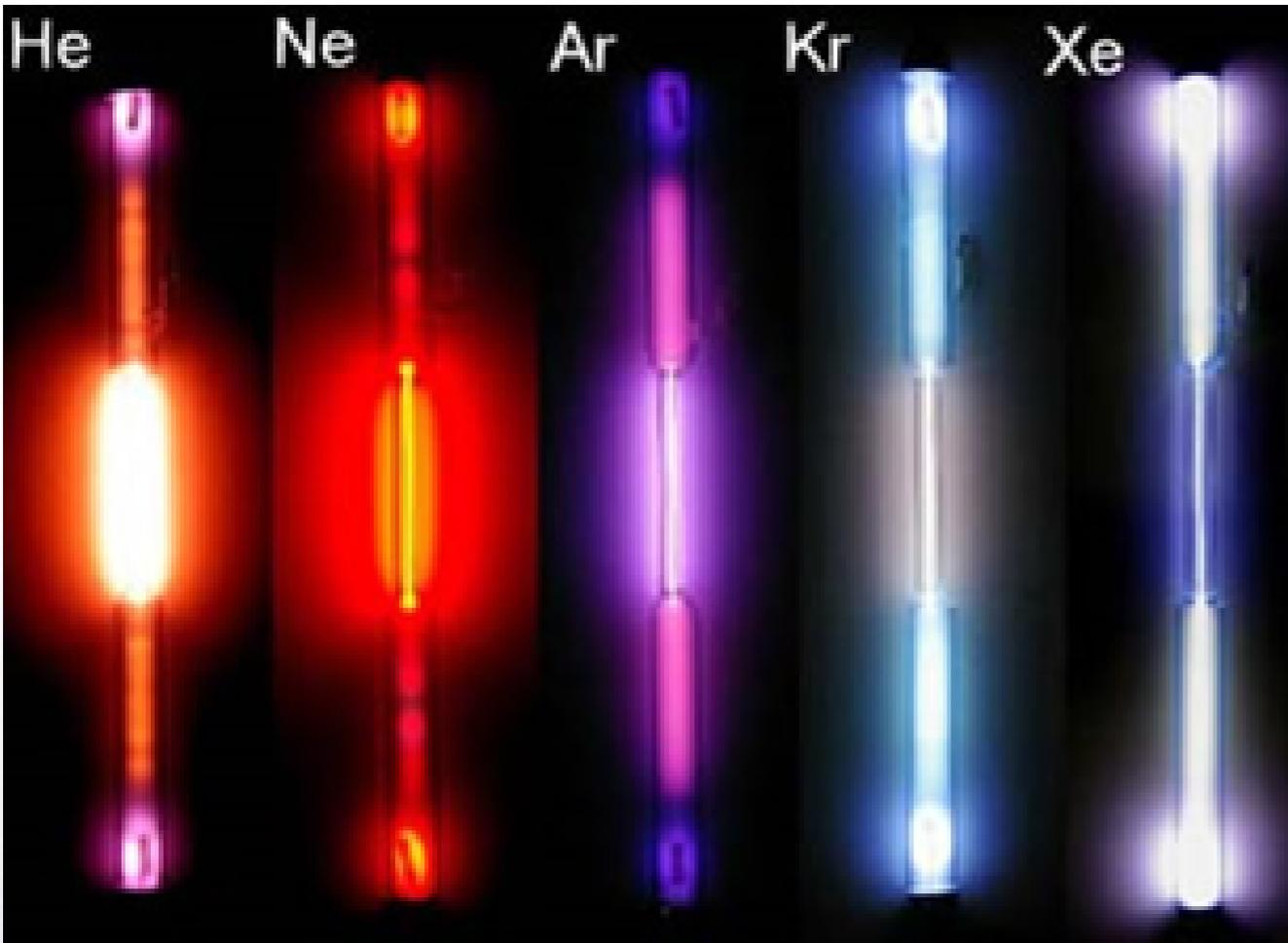
# O espectro do átomo de Hidrogênio



# Modelo de Bohr (1913)

Uma consequência do modelo de Bohr:

- Cada átomo possui uma distribuição diferente dos níveis de energia, que depende do número de elétrons;
- Cada elemento possui uma identidade própria, única, que pode ser identificada através do seu espectro:  
→ Espectroscopia



# Modelo de Bohr (1913)

- Apesar de ainda ser um modelo “planetário”, o modelo de Bohr resolve o problema da instabilidade do átomo do modelo de Rutherford;
- Consegue explicar com precisão o espectro de átomos leves;
- Porém, falha para átomos mais pesados.

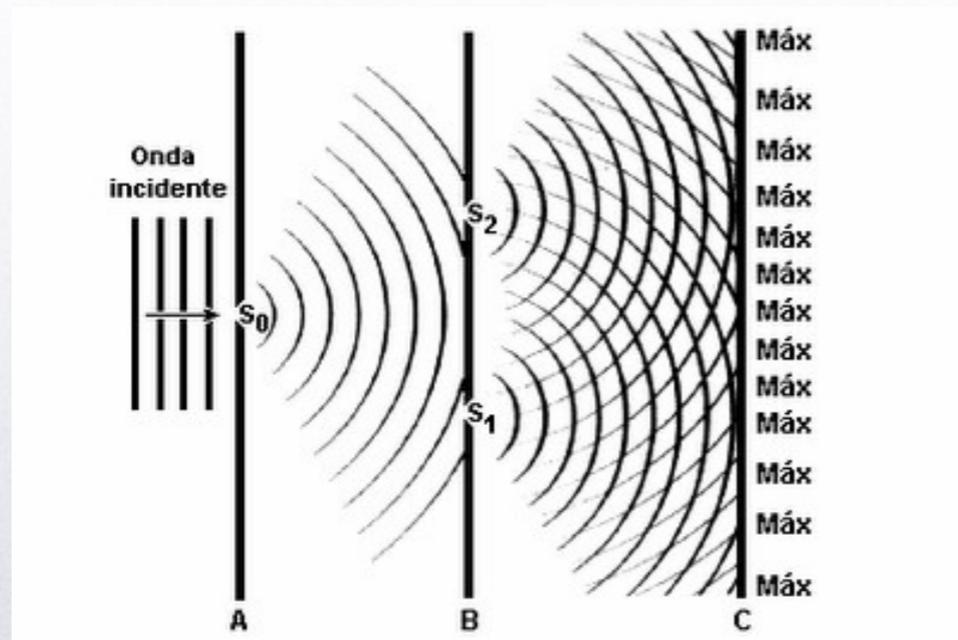
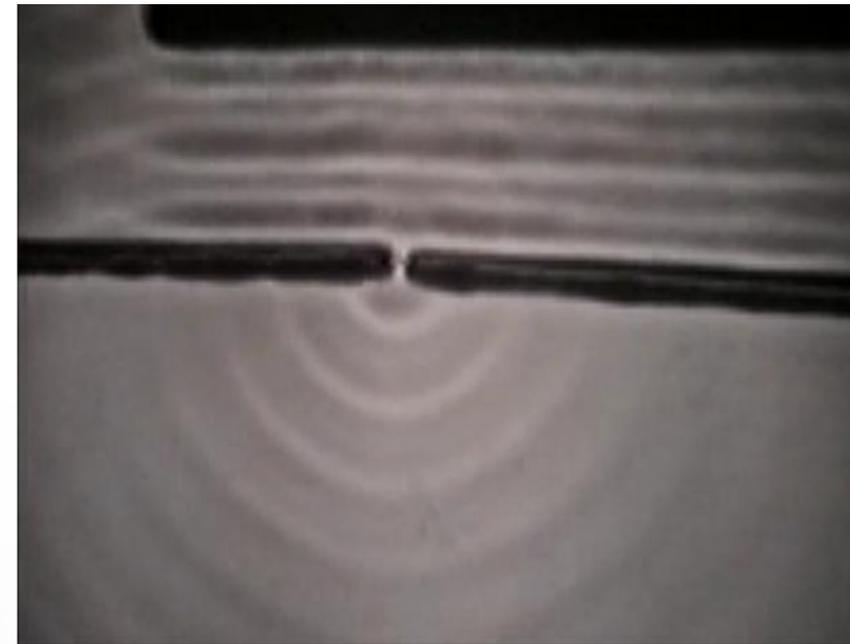
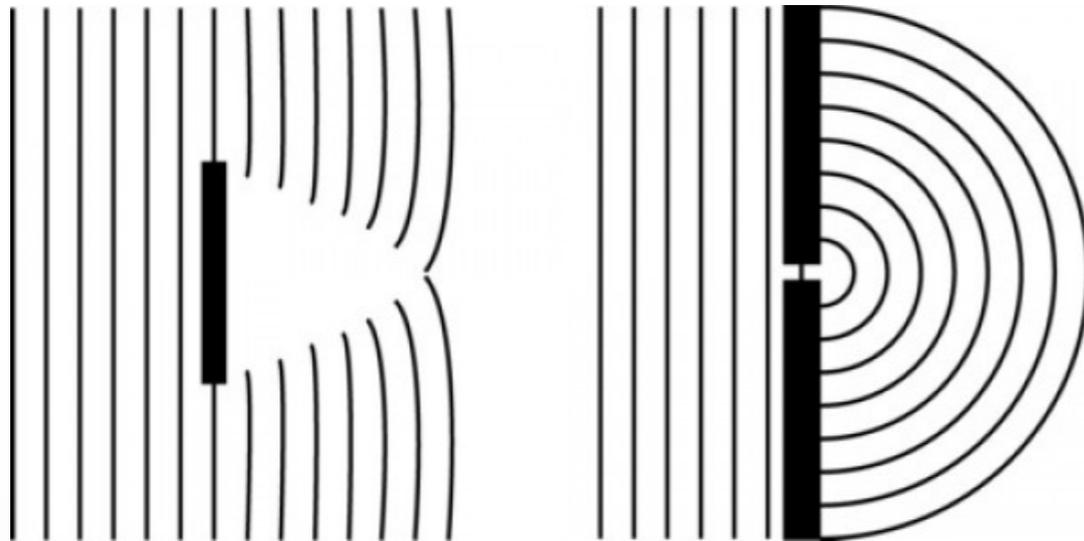
Bohr já havia observado que seu modelo deveria ser interpretado como um modelo inicial e que a visão dos elétrons circulando em torno do núcleo como os planetas em torno do sol não deveria ser tomada literalmente.

# Falhas do modelo de Bohr

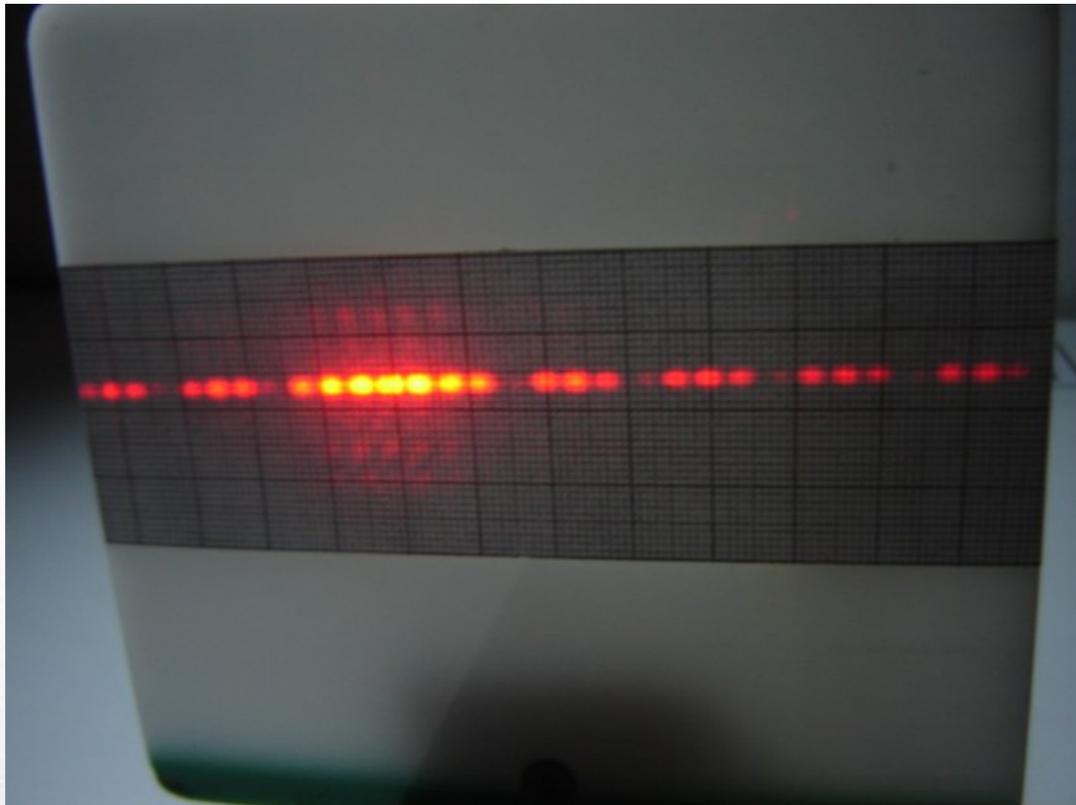
Dentre os problemas do seu modelo estavam:

- Embora explique a presença das linhas de emissão do hidrogênio, o modelo não explica as intensidades relativas entre as linhas.
- Falha também na determinação das linhas emitidas por átomos maiores.
- Viola um princípio fundamental da mecânica quântica: o *princípio de incerteza de Heisenberg*.

# Caráter ondulatorio



# Dualidade onda-partícula

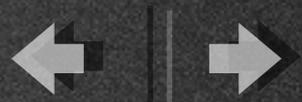


# Ondas de Elétrons

- Um das maiores dificuldades no modelo de Bohr (1913) era justificar a presença de elétrons em determinadas órbitas;
- Einstein já havia mostrado que a luz poderia se comportar como partículas, através de sua interpretação do *efeito fotoelétrico*;
- Em 1924 Louis de Broglie introduziu o conceito de **ondas de matéria**. Ele formulou uma hipótese de que uma onda está associada a cada partícula, cujo comprimento de onda é dado por

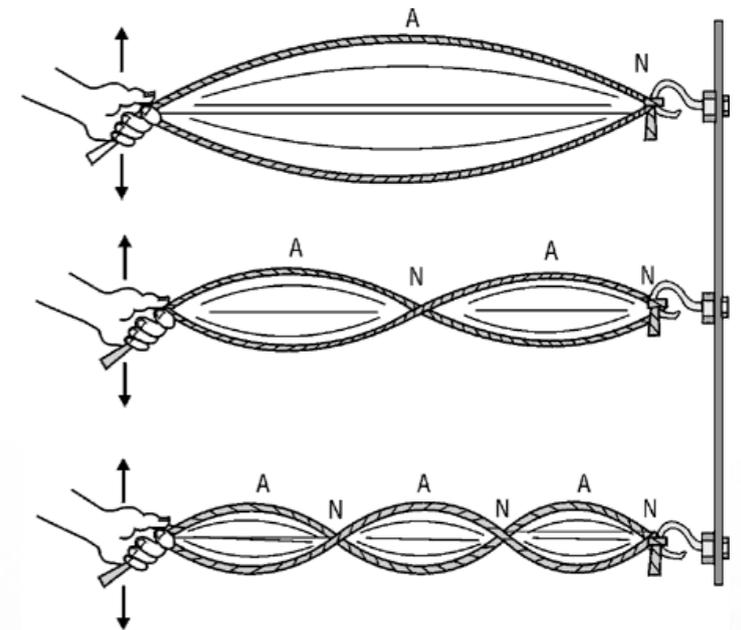
$$\lambda = h/p$$

- As **ondas de matéria** comportam-se exatamente como qualquer onda, podendo ser refletida, refratada e sofrer interferências.

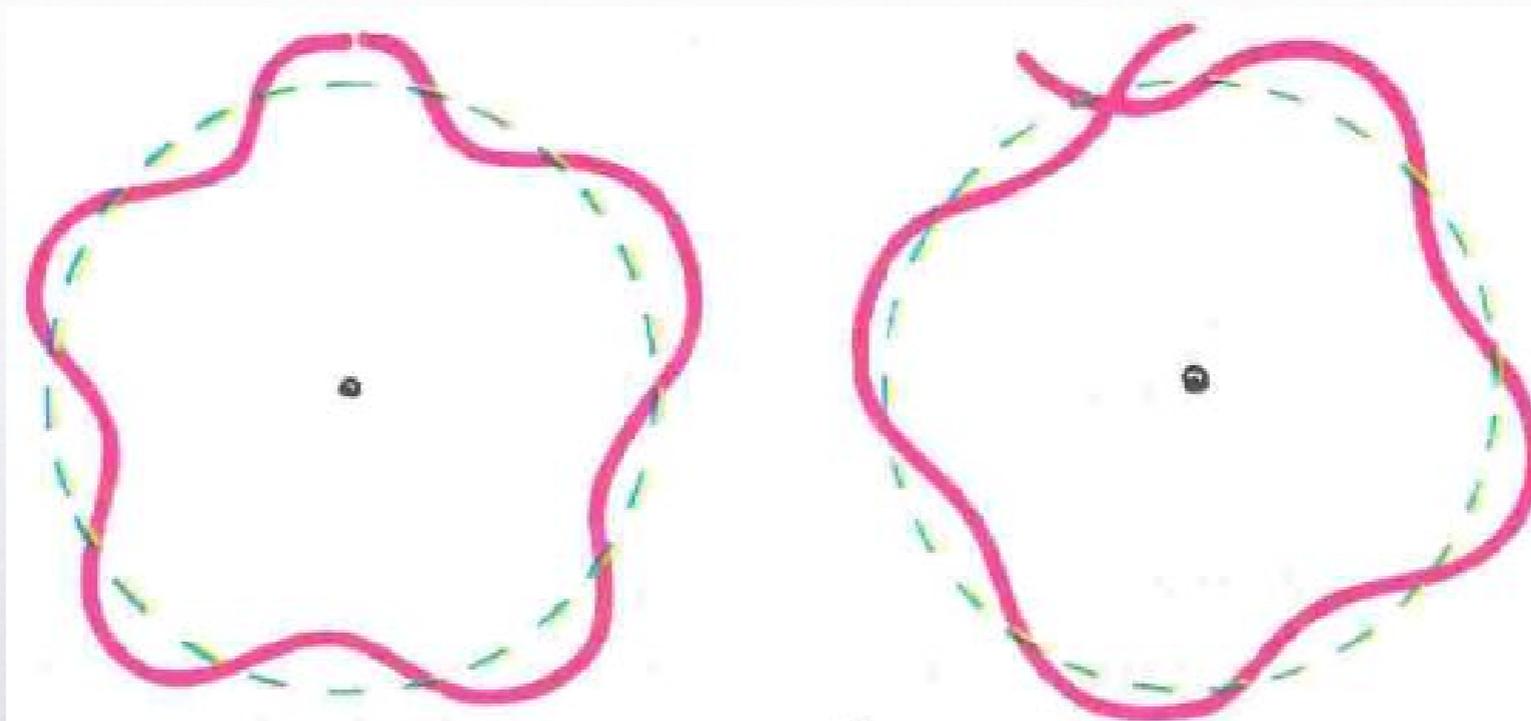


# Níveis Quantizados

- de Broglie mostrou que as órbitas fixas do átomo de Bohr era uma consequência natural da interferência de ondas de elétrons.
- Nas órbitas de Bohr as ondas de elétrons fecham-se sobre si mesmas, criando uma **onda estacionária**.



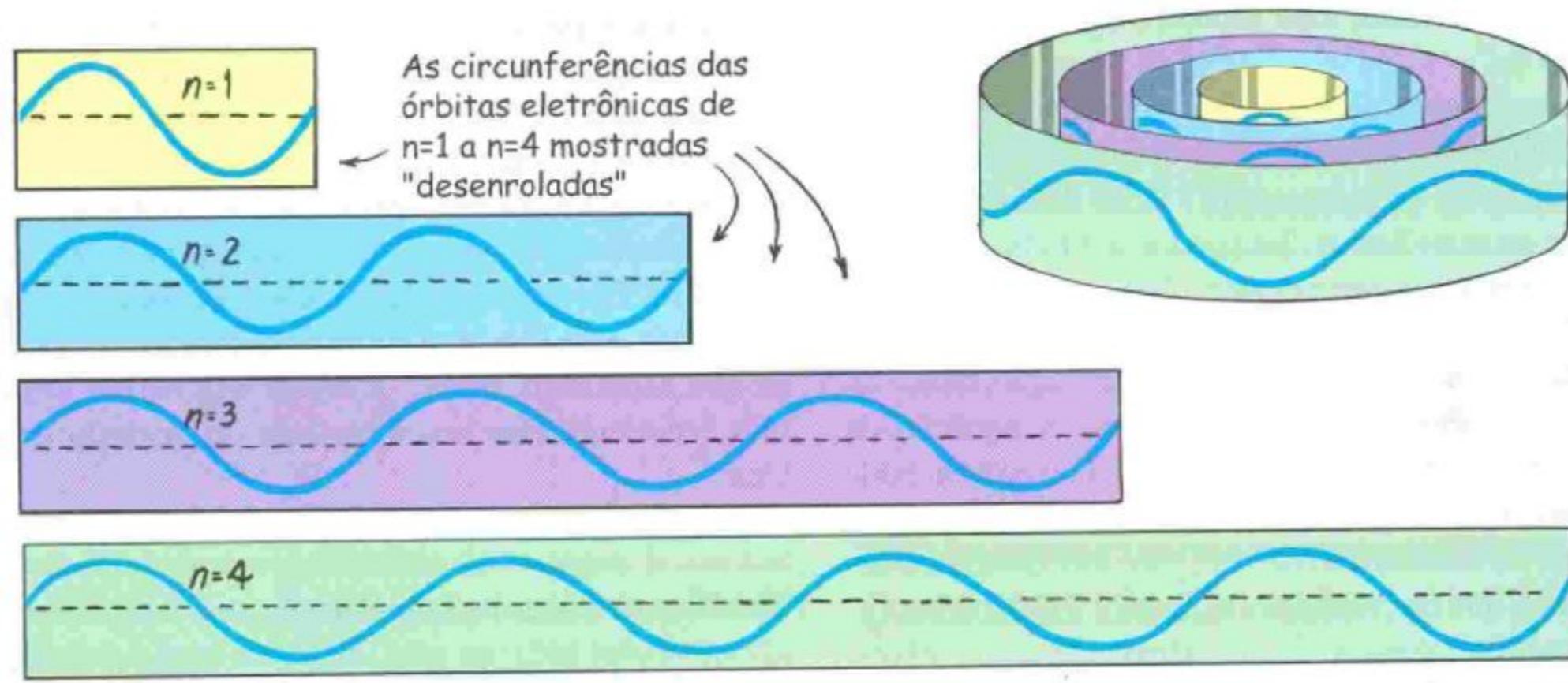
Um número inteiro de comprimentos de onda forma onda estacionária.



Não forma onda Estacionária.

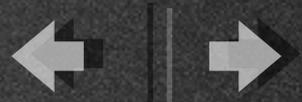
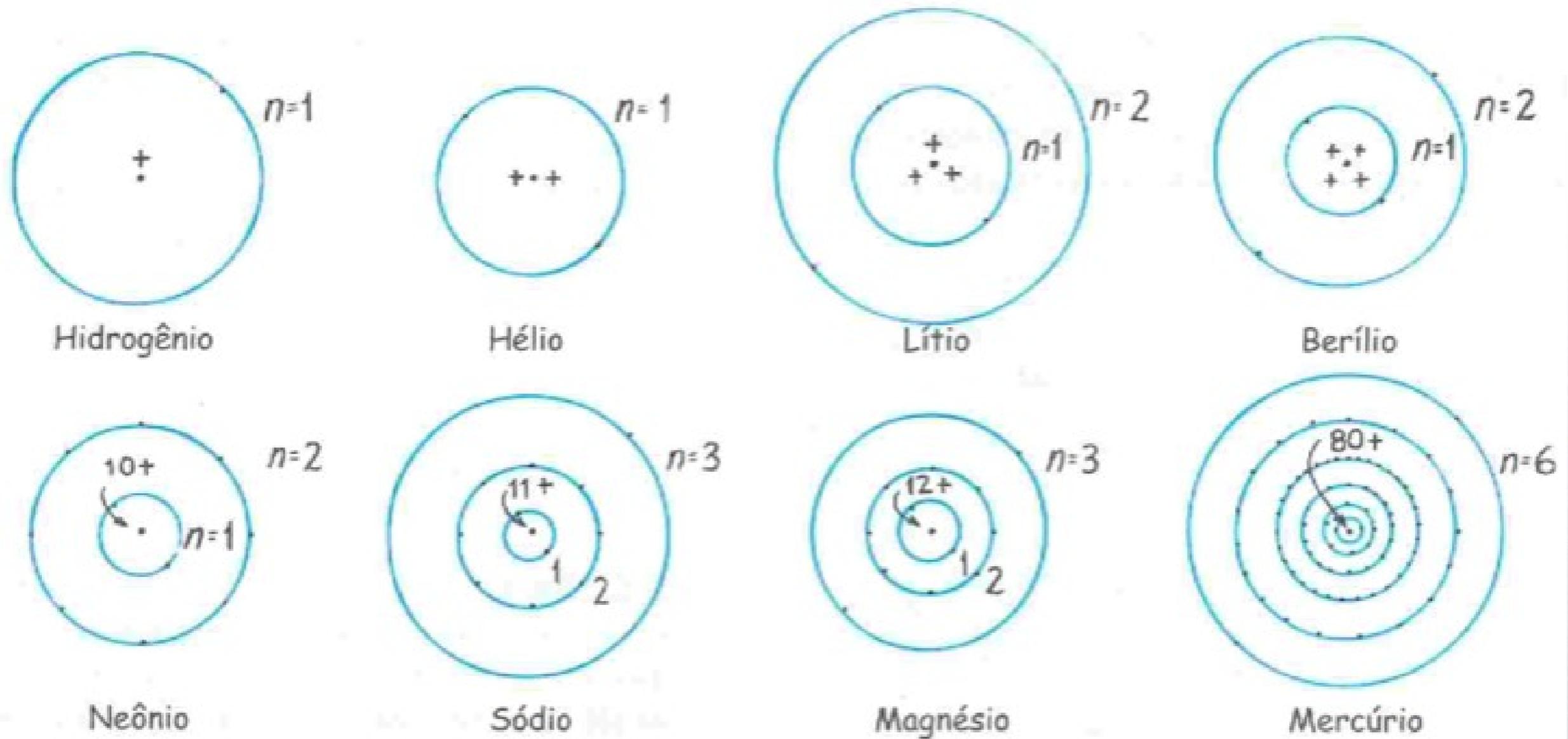
# Níveis quantizados

- Nessa interpretação, os elétrons não são vistos como partículas localizadas, mas como se sua massa e sua carga elétrica estivesse espalhada nessa onda estacionária circundando o núcleo.
- A menor órbita é o equivalente a um comprimento de onda, pois não há como uma fração de comprimento de onda formar uma onda estacionária circular.
- As órbitas mais distantes do núcleo são formadas por um maior número inteiro de ondas na órbita em questão.



# Tamanho relativo dos átomos

Os diâmetros das órbitas dos elétrons são determinados pelo conteúdo da carga elétrica existente no núcleo.



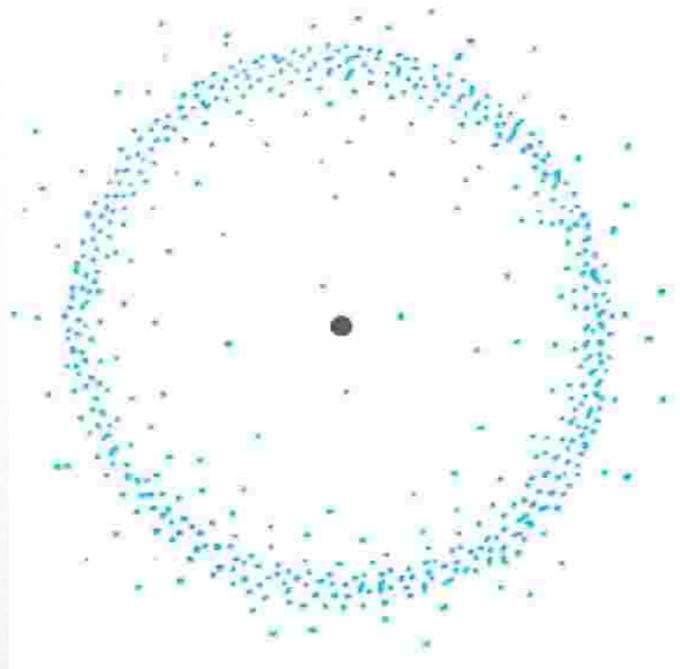
# Física Quântica

- Através do conceito de ondas de matéria estabelecido por de Broglie, Erwin Schrödinger formulou uma equação que descreve como essas ondas mudam sob a influência de forças externas;
- Esta equação desempenha na Física Quântica o mesmo papel que a equação  $F = ma$  tem na Física Clássica;
- As ondas materiais na equação de Schrödinger são entidades matemáticas, não observáveis diretamente.



# Física Quântica

- Um dos resultados diretos que a equação fornece é, por exemplo, a probabilidade de se encontrar um elétron em um átomo de hidrogênio. A maior probabilidade coincide com a órbita descrita pelo modelo de Bohr.



- Princípio de Correspondência: regra segundo a qual uma nova teoria deve dar os mesmos resultados que a antiga teoria, onde esta for comprovadamente válida.

# Questão

No experimento de Rutherford, por que a maior parte das partículas alfa lançadas na folha de ouro emergem dela praticamente sem sofrer desvios?

# Questão

Por que algumas as partículas alfa arremessadas contra uma fina folha de ouro ricocheteiam nela?

# Questão

Qual é a relação entre as órbitas eletrônicas e a emissão luminosa postulada por Bohr?

# Questão

Qual é a relação entre as diferenças de energia entre as órbitas de um átomo e a luz por ele emitida?

# Questão

O que determina o tamanho de um átomo, o diâmetro do seu núcleo ou seus elétrons em órbita?

# Questão

Por que cada um dos elementos possui seu padrão particular de linhas espectrais?

# Questão

Como o tratamento do elétron como onda, ao invés de partícula, resolve o mistério da razão para as órbitas eletrônicas serem discretas?