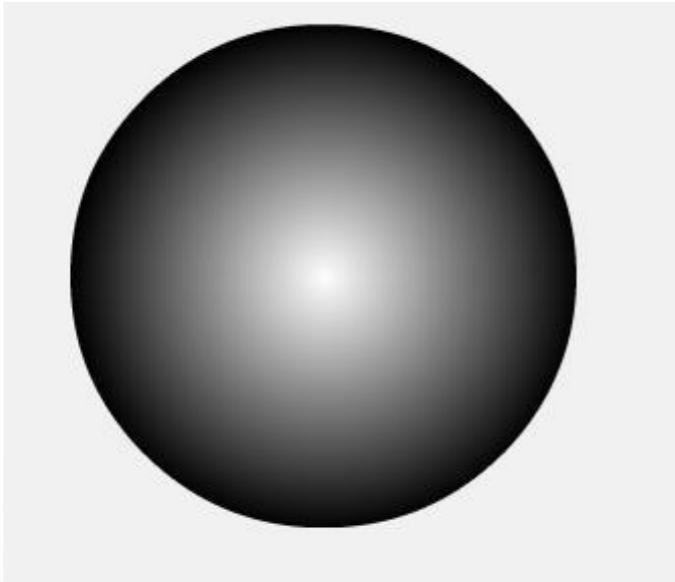


Modelos atômicos

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)



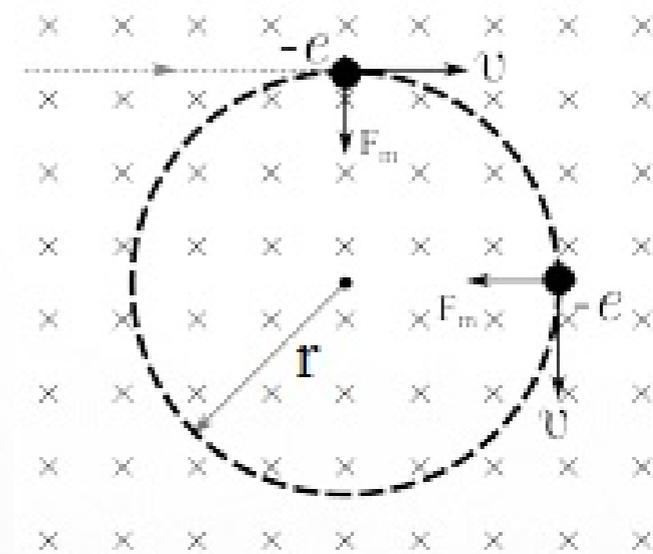
- Utilizando uma ampola de crookes modificada, Joseph John Thomson, em uma série de experimentos, verificou que o raios catódicos sofriam desvios na presença de campos elétricos e magnéticos, determinando sua carga como negativa;
- Mediu a relação carga/massa (q/m) dos raios catódicos e verificou que 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.



Força Magnética = Força Centrípeta:

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

Modelo de Thomson (1897)

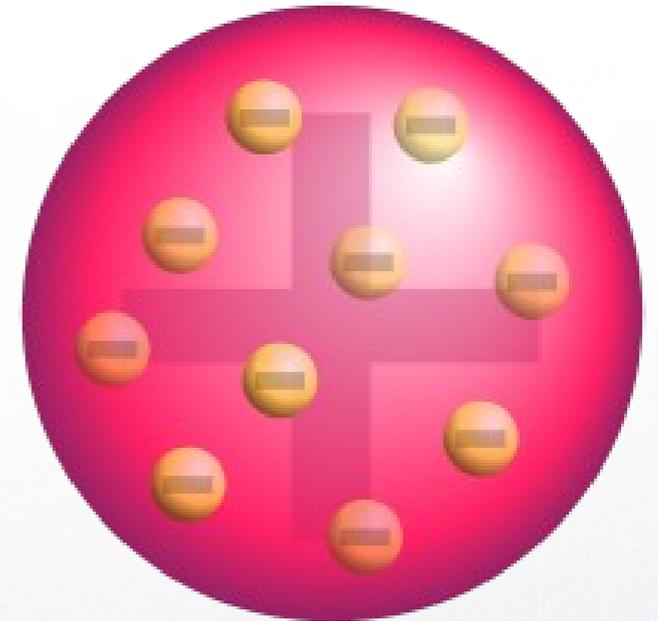
Resumindo:

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.

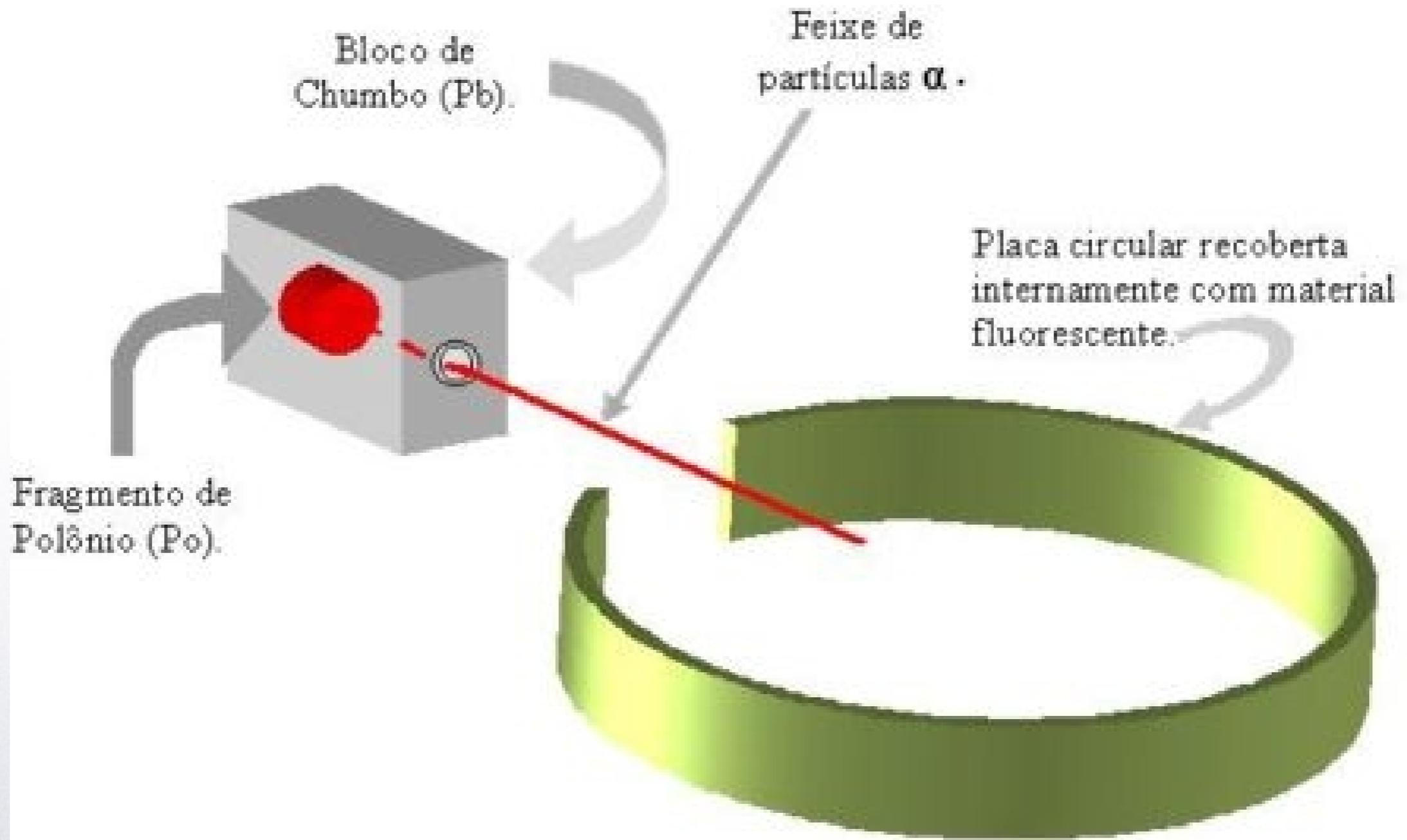
- Não há nenhuma explicação sobre como as partículas negativas são isoladas da parte positiva, sem que sejam neutralizadas.
- Este modelo não fornece nenhum indício sobre como surge o espectro de luz do hidrogênio (H), que já era bem conhecido à época.
- O resultado dos experimentos de espalhamento de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

Rutherford (1911)

A descoberta da radioatividade:

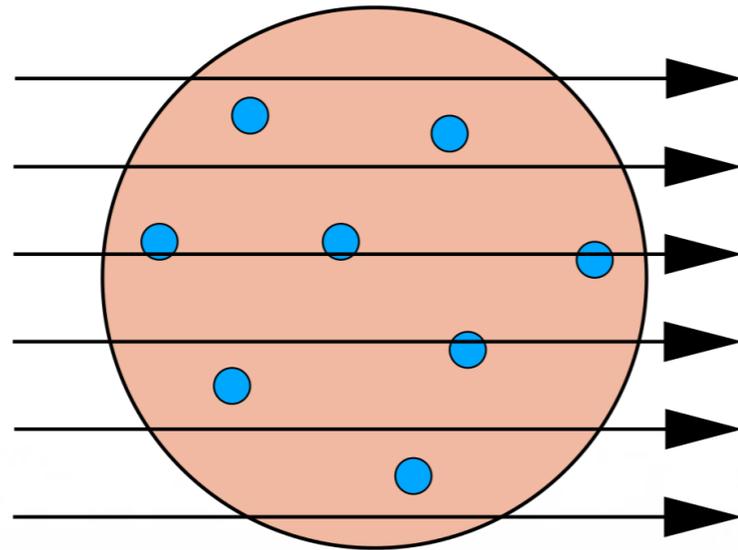
- 1895 – Roëntgen → Raios X;
- 1897 – Becquerel → raios que tinham a capacidade de atravessar objetos opacos;
- Pierre e Marie Curie isolaram o radio e o polônio, com a mesma propriedade, denominada “radioatividade” em 1898;
- Posteriormente, Rutherford descobriu que a radiação de certos elementos eram 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

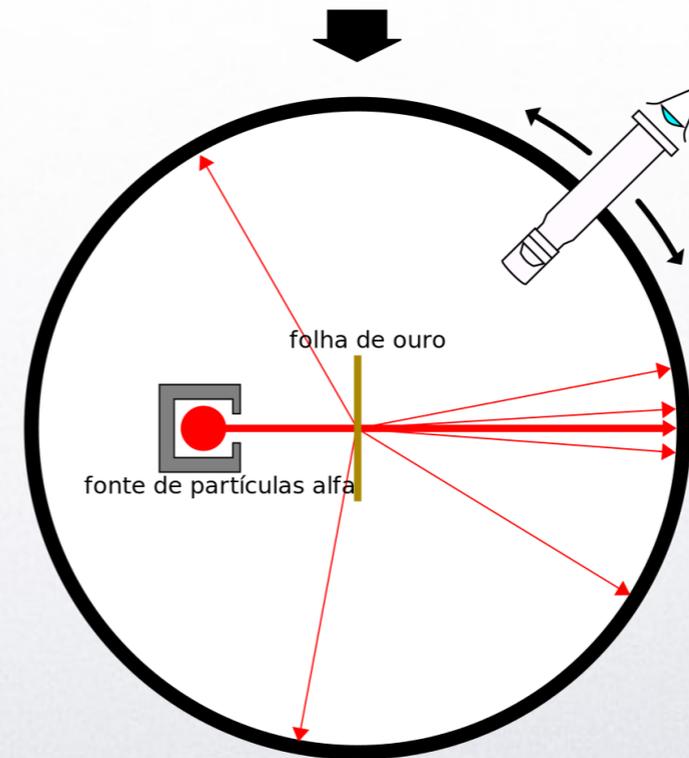
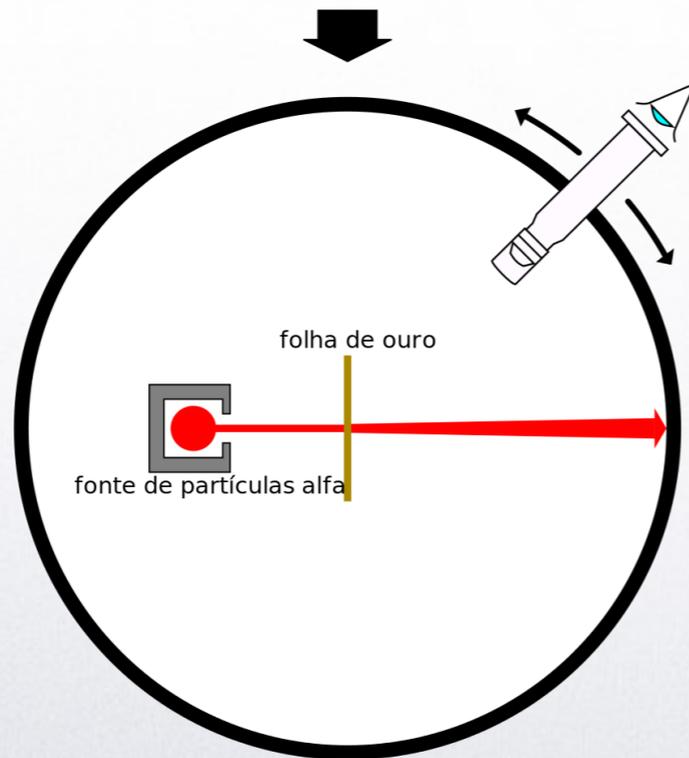
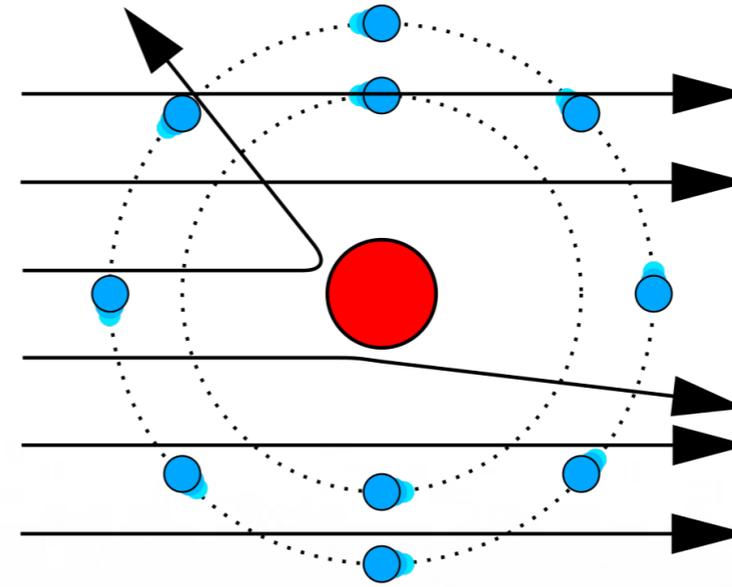


Rutherford (1911)

MODELO THOMSON



MODELO RUTHERFORD



RESULTADO OBSERVADO

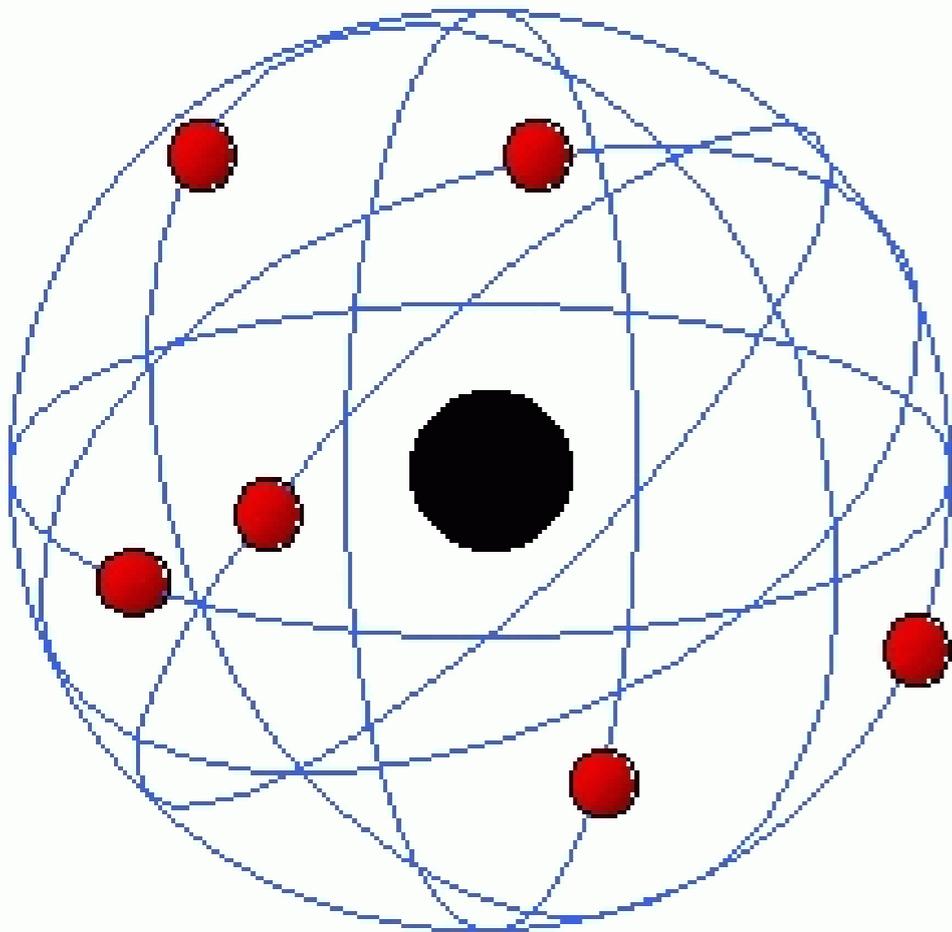
Rutherford (1911)

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 6×10^{-5} cm de um ângulo de 90° 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)



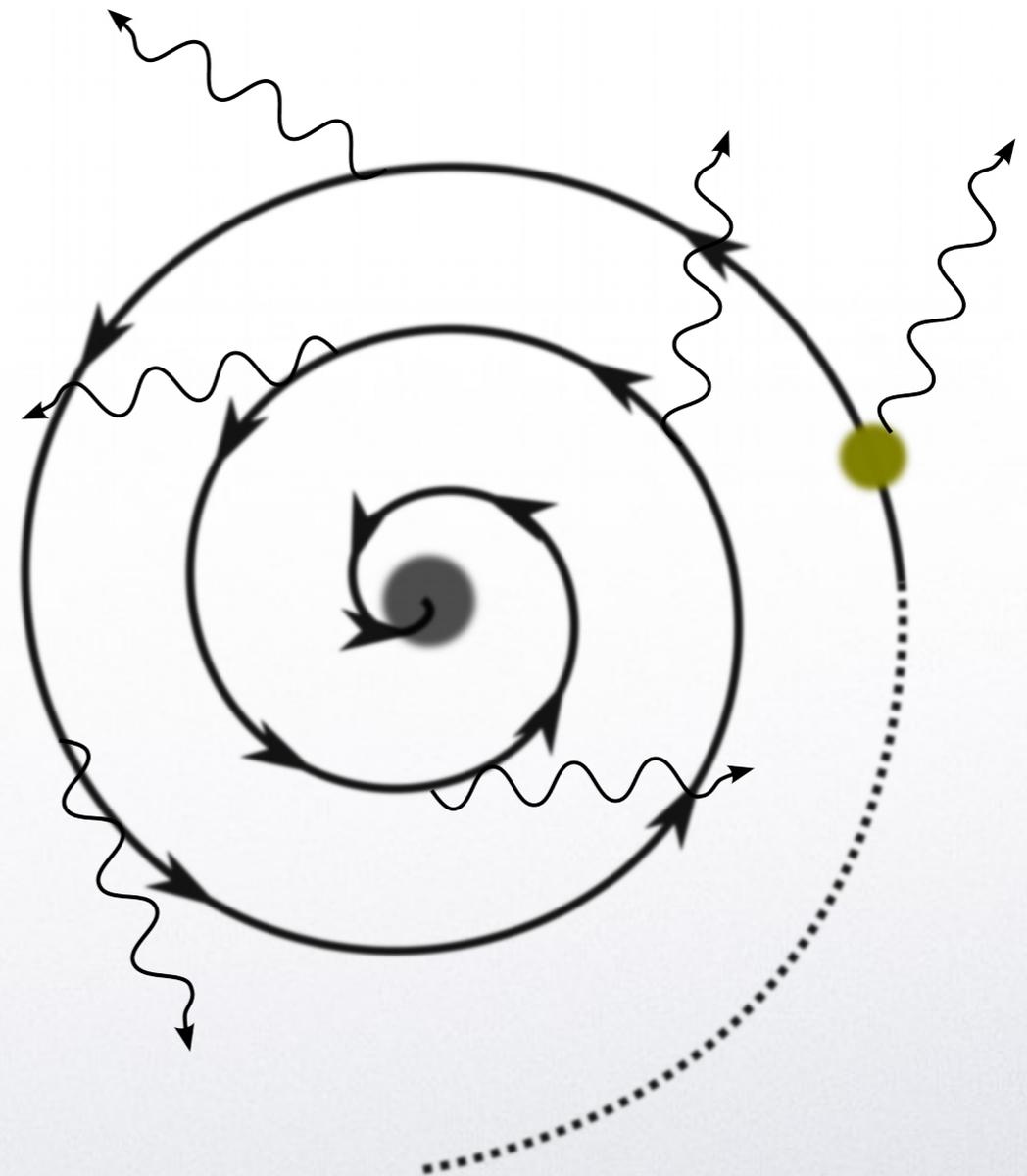
Conclusões chaves:

- 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):

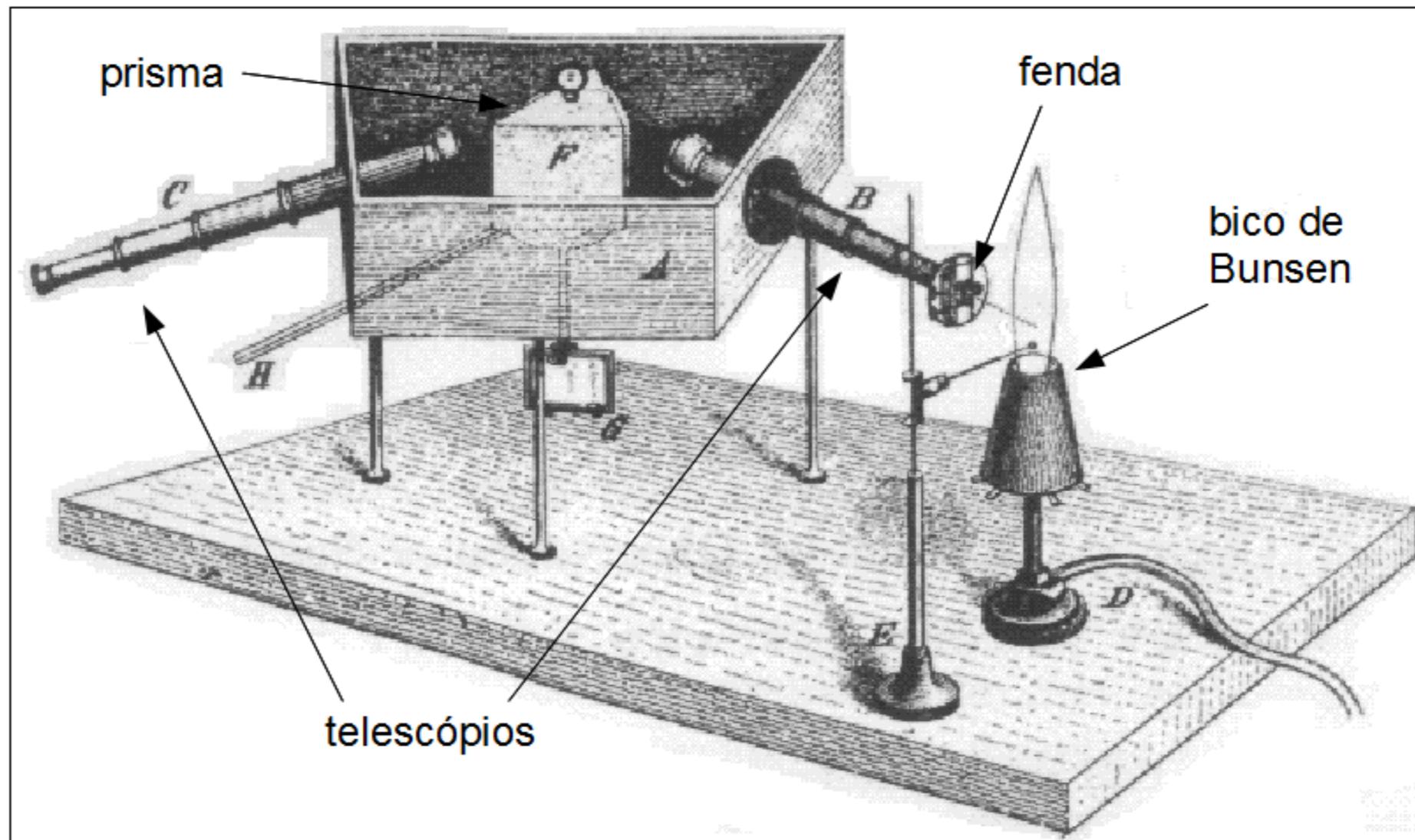
→ partículas carregadas perdem energia por irradiação ao descreverem uma trajetória curvilínea. Os elétrons deveriam cair no núcleo.



Espectros atômicos

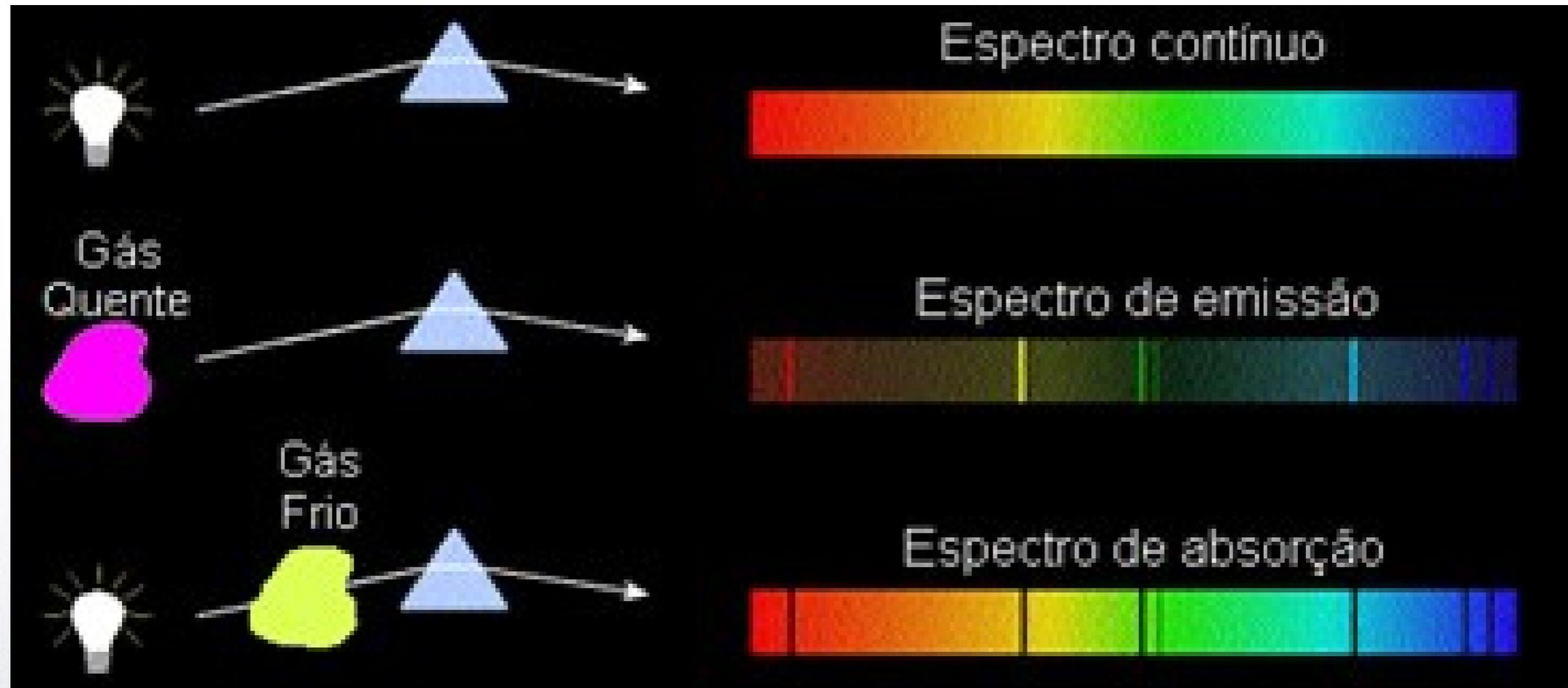
Durante a época dos experimentos de Rutherford, os químicos já usavam espectroscópios para analisar os elementos químicos.

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.

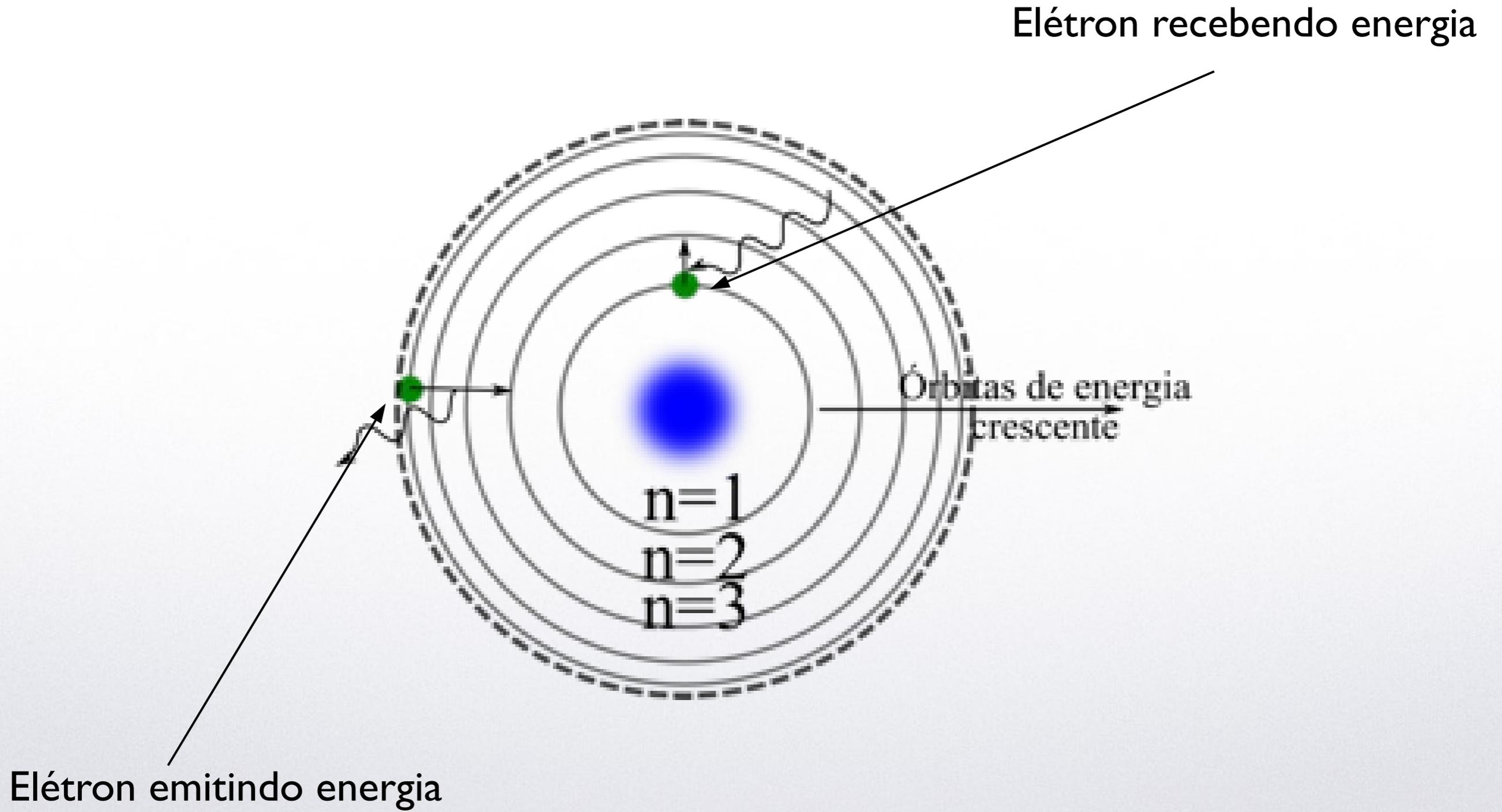


Modelo de Bohr (1913)

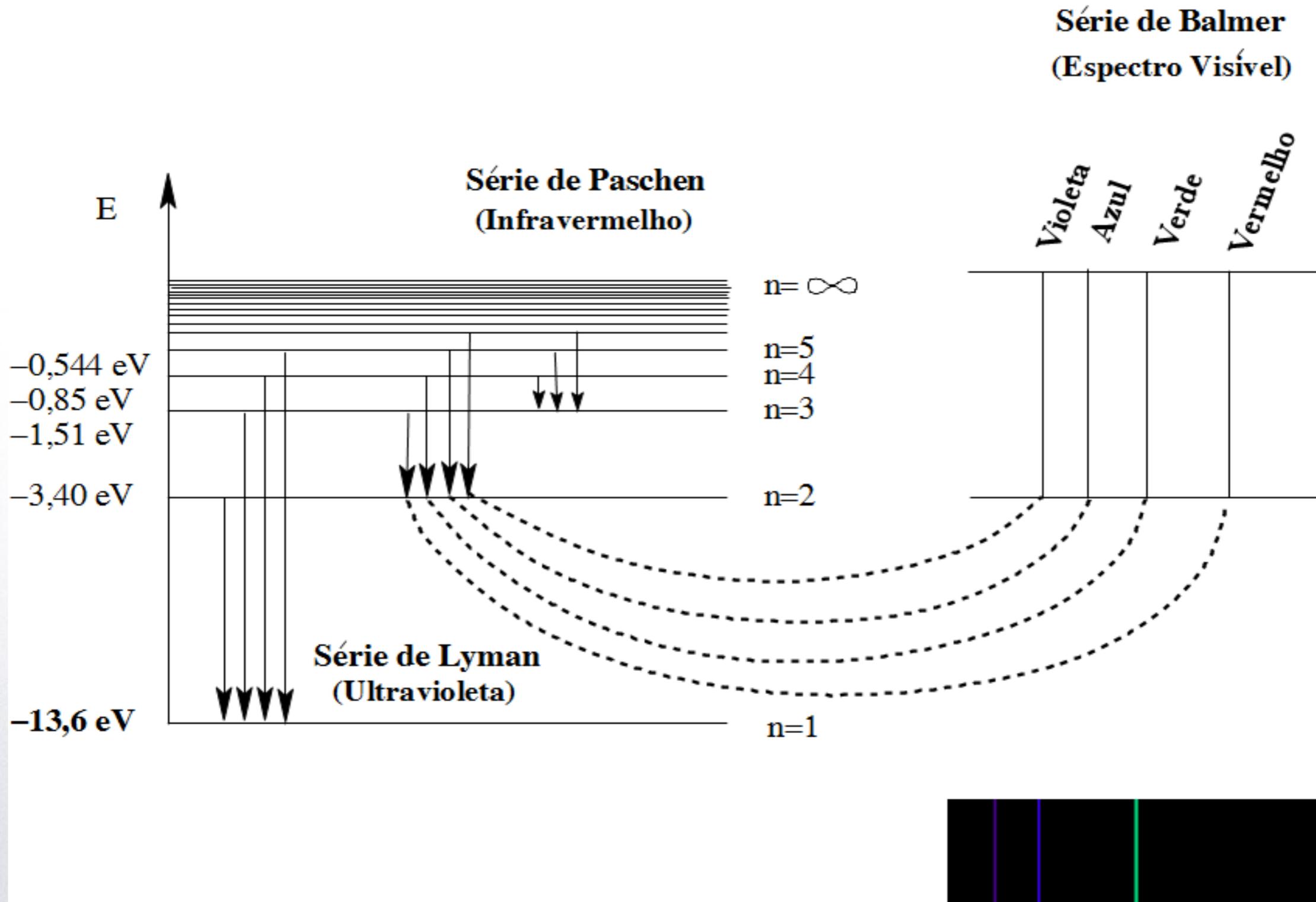
O problema da instabilidade do átomo de Thomson levou Bohr a propor os postulados:

- 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)



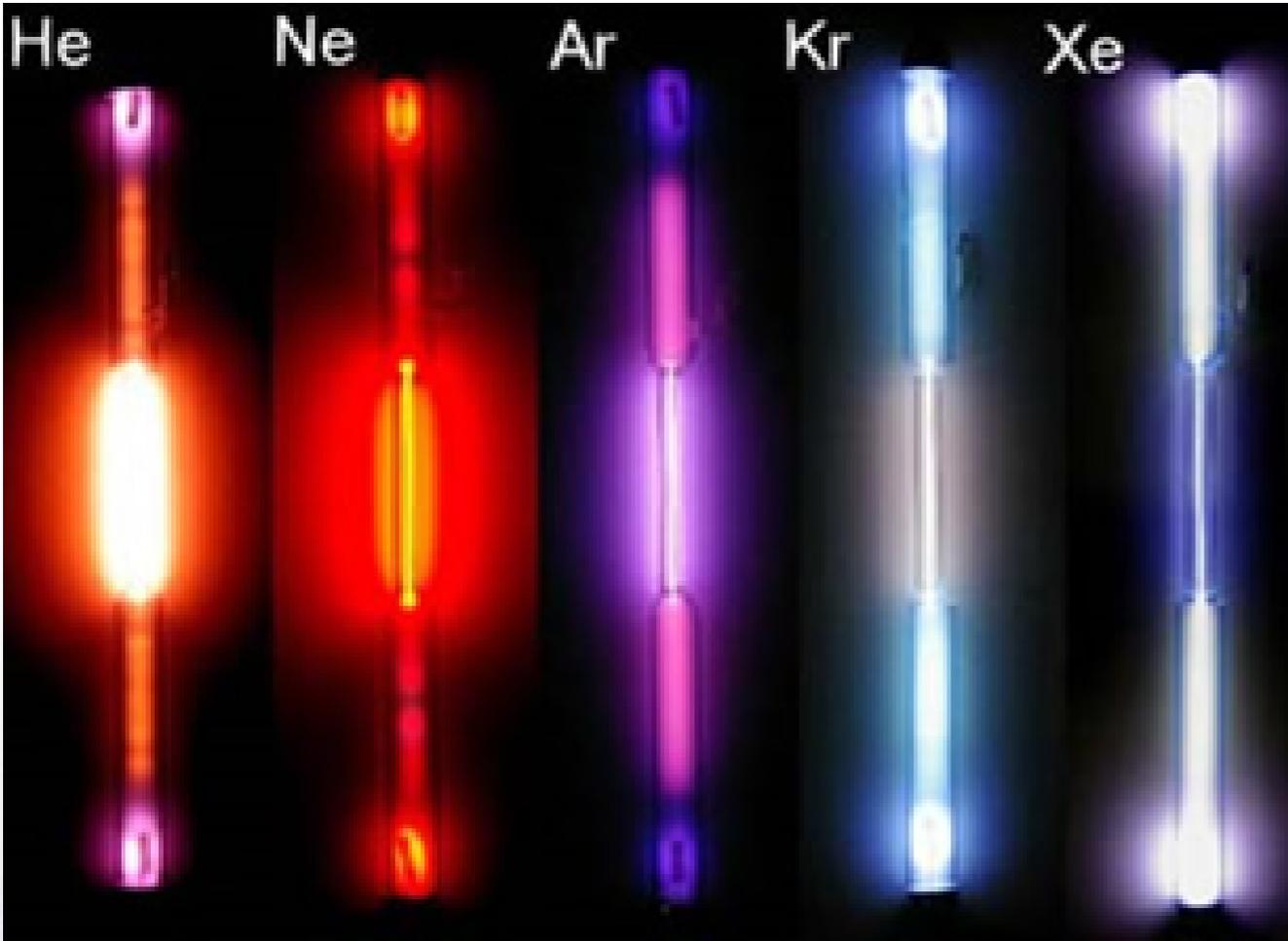
O espectro do átomo de Hidrogênio



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.

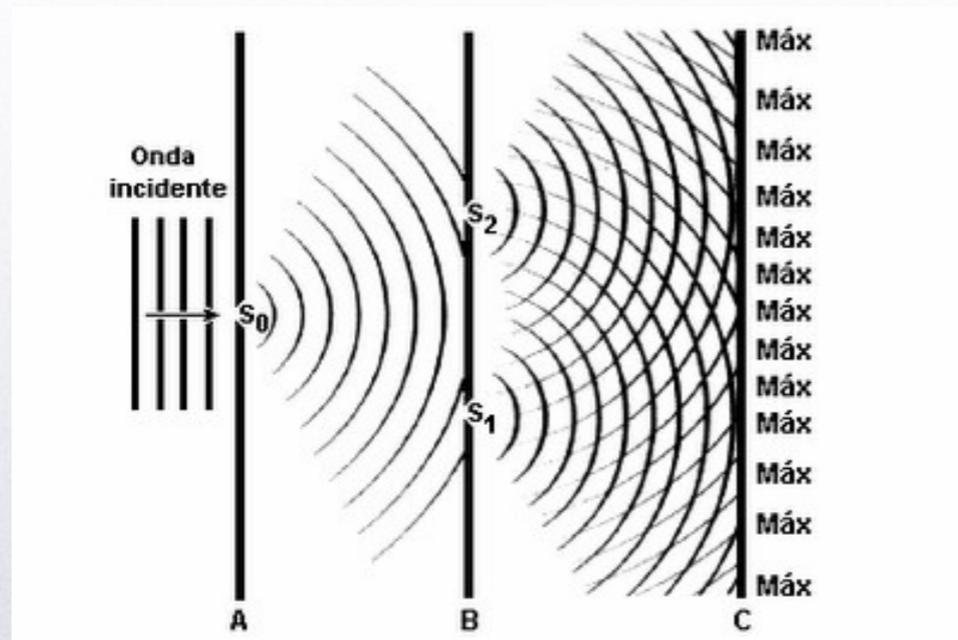
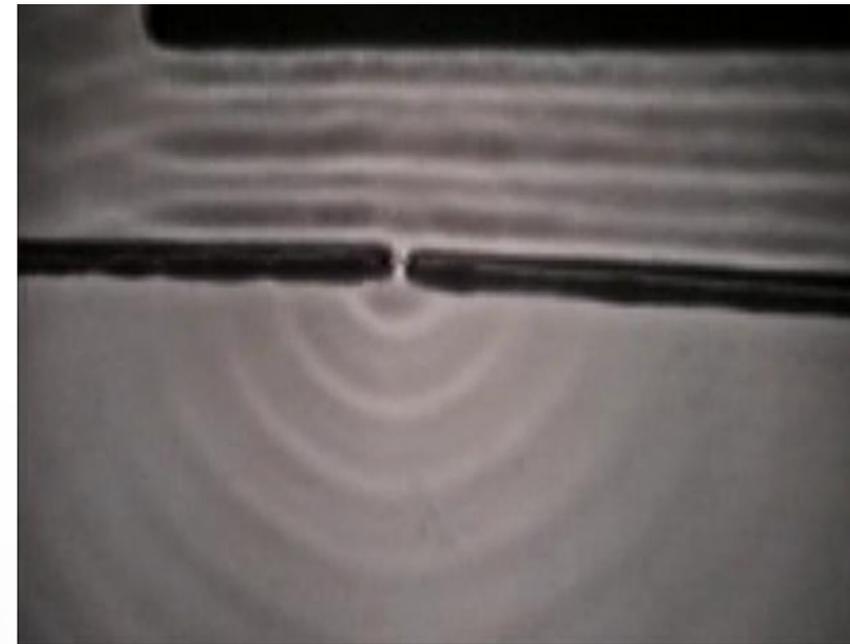
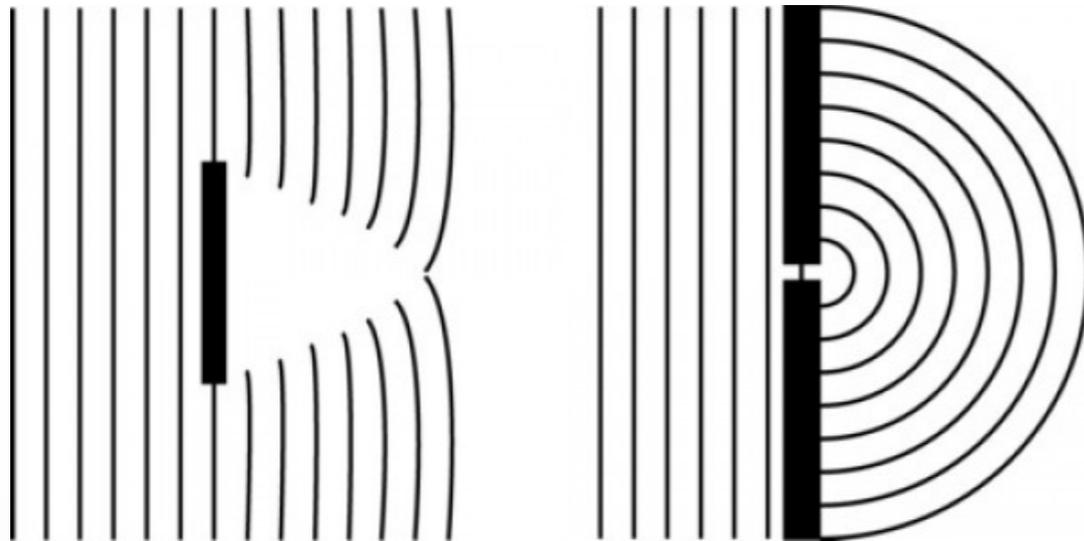
Bohr já havia observado que seu modelo deveria ser interpretado como um modelo inicial e que a visão dos elétrons circulando em torno do núcleo como os planetas em torno do sol não deveria ser tomada literalmente.

Falhas do modelo de Bohr

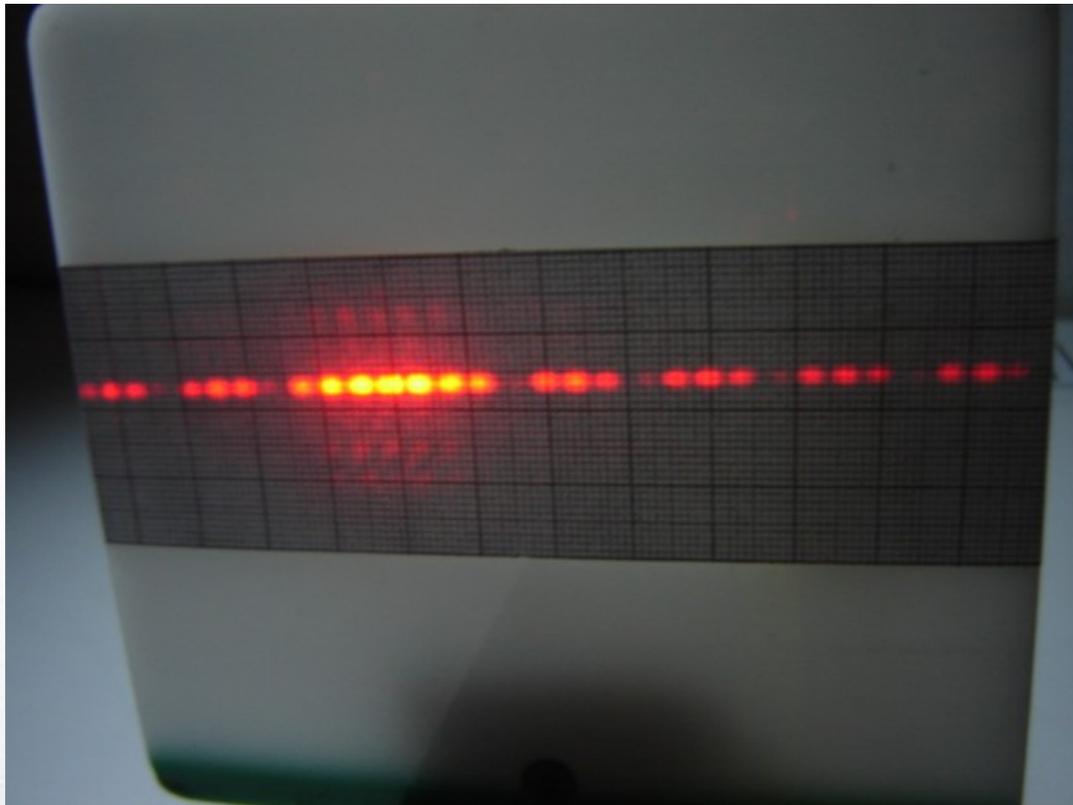
Dentre os problemas do seu modelo estavam:

- 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

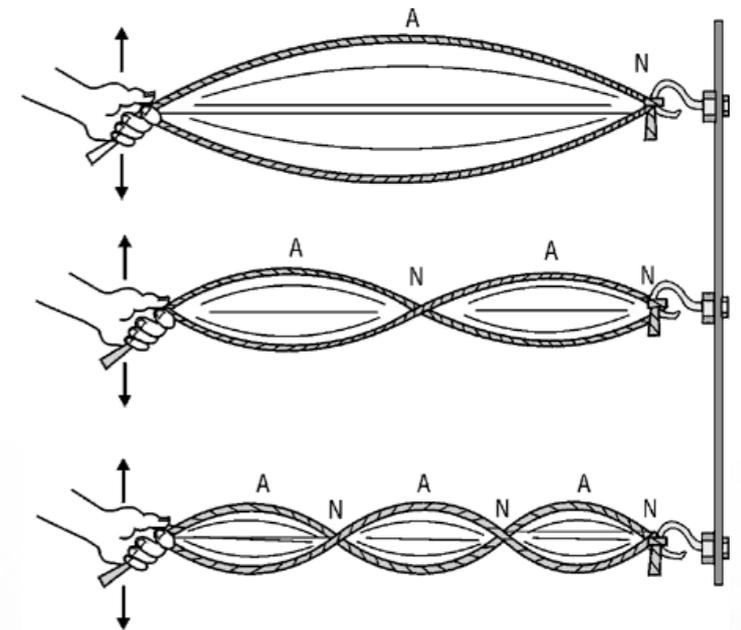
$$\lambda = h/p$$

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

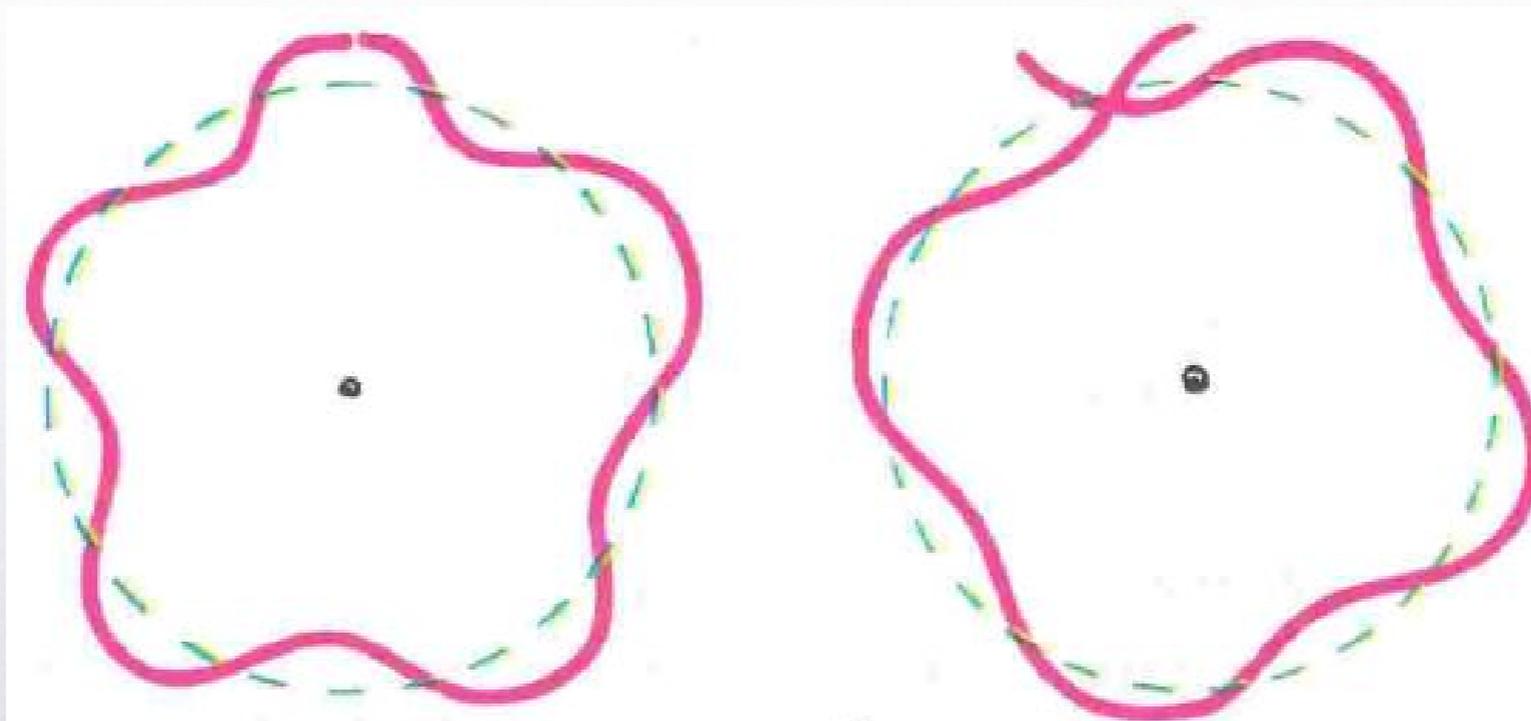


Níveis Quantizados

- 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.



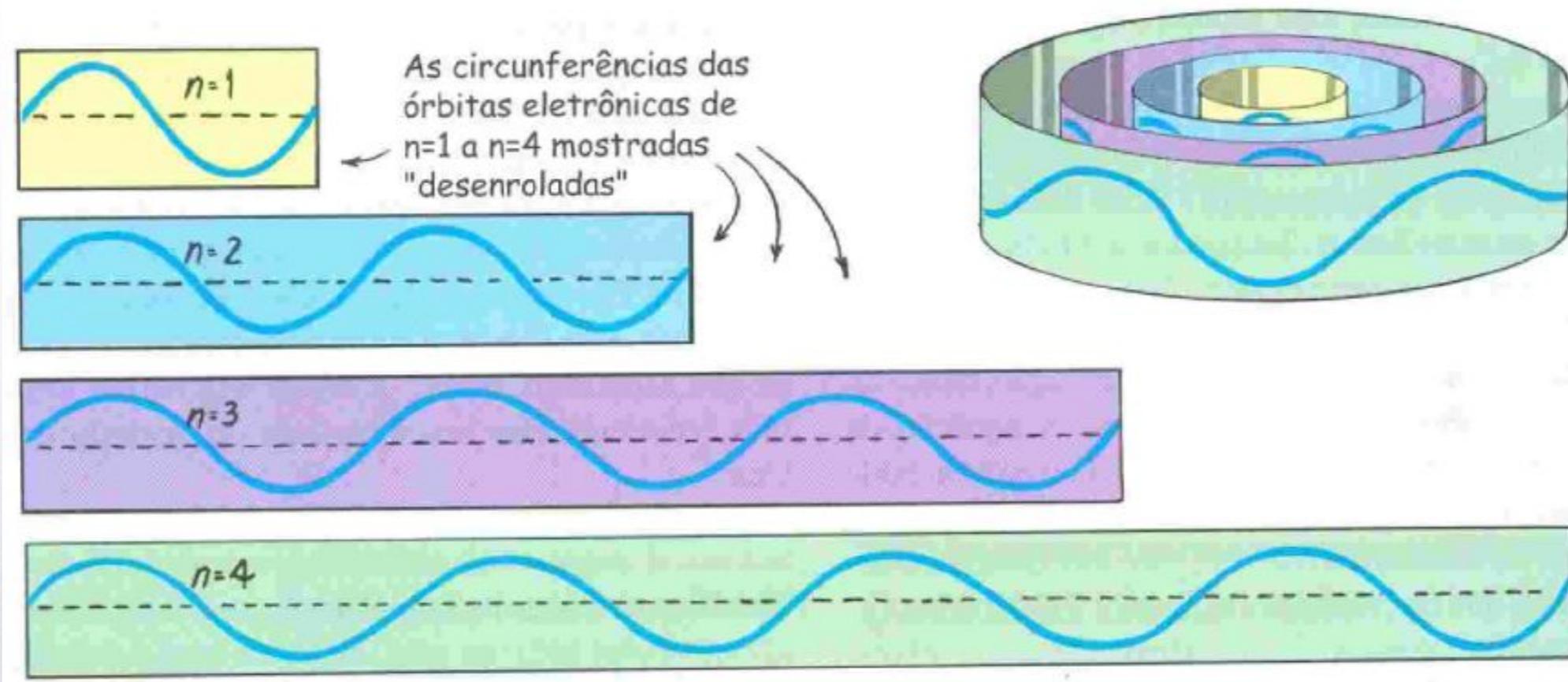
Um número inteiro de comprimentos de onda forma onda estacionária.



Não forma onda estacionária

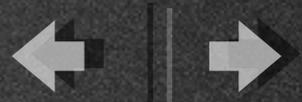
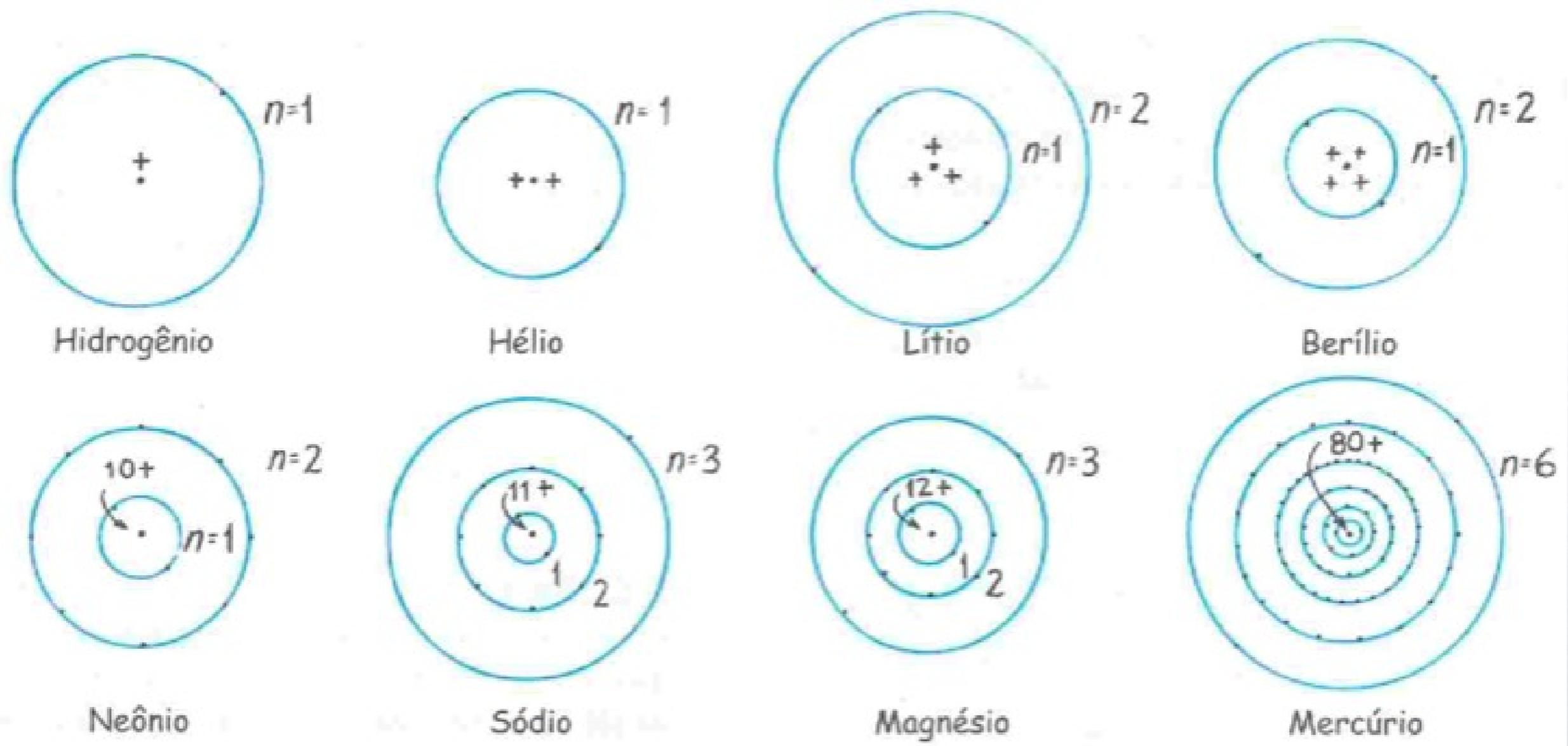
Níveis quantizados

- 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;
- 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.

→ Mecânica Quântica! Aguardem os próximos semestres. Mantenham-se “sintonizados” no curso.

