

# Disciplina de Química Geral

Horário:

1 aula às sextas (20:30 h)

3 aulas às segundas (20:30 h)

**Prof<sup>a</sup> Silvia Rosane Rodrigues**

e-mail: [silviarodrigues@ifsul.sapucaia.edu.br](mailto:silviarodrigues@ifsul.sapucaia.edu.br)

# Avaliação

- Primeira área
  - Um trabalho de pesquisa/estudo dirigido = 2,0
  - Uma prova individual e sem consulta = 7,0
  - Resolução de exercícios = 1,0
- Segunda área
  - Um trabalho de pesquisa/estudo dirigido = 1,5
  - Uma prova individual e sem consulta = 7,0
  - Resolução de exercícios = 1,5

# A Química

- Estuda a matéria e as transformações relacionadas
  - Ex: suco de uva → vinho
- Transformações de substâncias puras, tanto naturais quanto sintéticas
  - Ex:  
$$\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$$

# A Química

- É uma ciência central
  - Biologia; geologia; ciências dos materiais; medicina; física e engenharias.
  - Essencial para a economia (produtos químicos afetam a vida da humanidade)

# Unidade I – Estrutura Atômica

- 1 – O estudo do átomo
- 2 – Distribuição eletrônica
- 3 – Exercícios

# A idéia “do átomo”

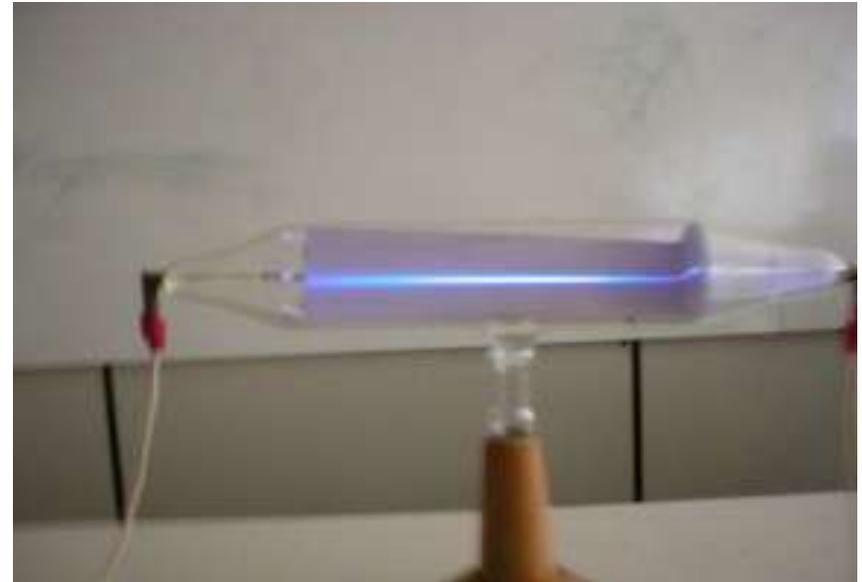
- A menor partícula da matéria
  - Filósofos gregos, Demócrito e Leucipo;
  - 400 anos a.C.;
  - Partícula indivisível.
- Em 1774, o método científico
  - *Lavoisier* - o pai da Química;
  - Observação de fenômenos, explicação por teorias – explicação da regularidade das teorias;
  - “Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”.
    - Transformações químicas ocorrem com a matéria;
    - Mas, a massa se conserva.

# Teoria Atômica Clássica

- Leis Ponderais
  - Lei da conservação das massas – Lei de Lavoisier;
  - Lei das proporções constantes – Lei de Proust.
- Em 1803, a Teoria Atômica Clássica
  - *John Dalton* desenvolve sua teoria com base nas Leis Ponderais.
    - Toda matéria é formada por partículas permanentes e indivisíveis.
    - Os átomos de um mesmo elemento são iguais; átomos de elementos diferentes apresentam propriedades diferentes.
    - As transformações químicas implicam em combinar / rearranjar átomos.

# Raios catódicos e ampola de Crookes

## Tubos de descarga de gás



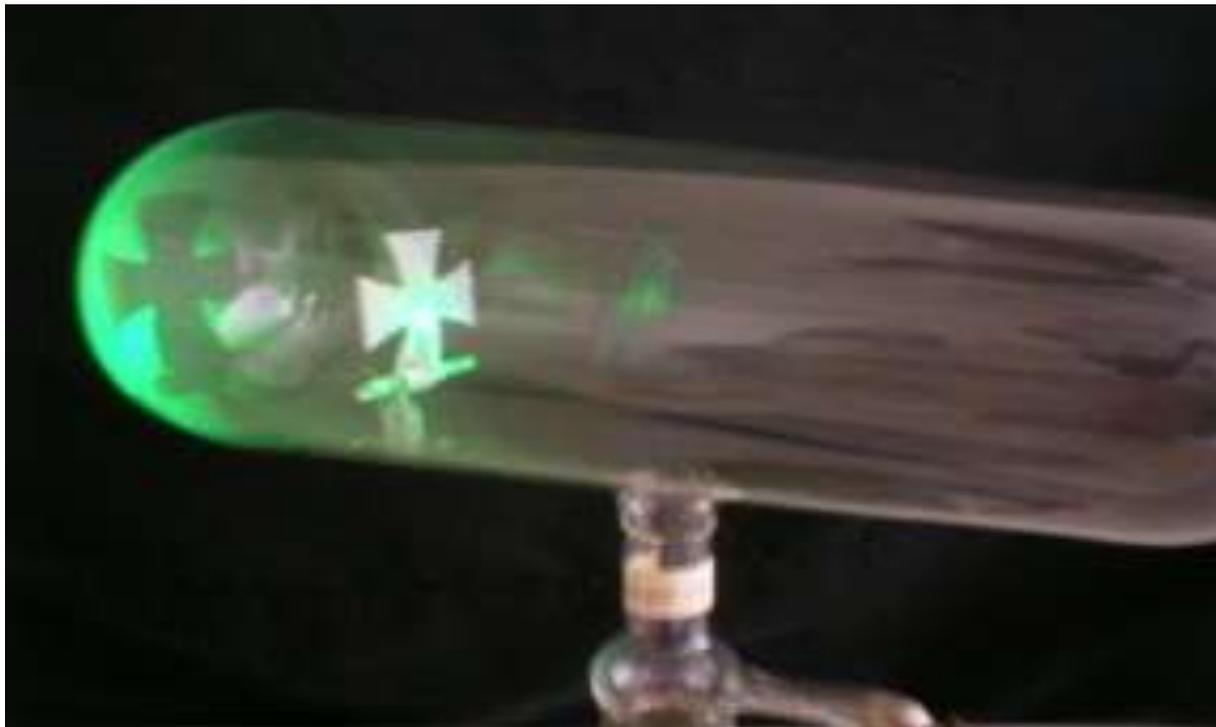
- Tubos vedados: um eletrodo em cada extremidade.
- Na presença de corrente elétrica: luminosidade
- No vácuo: sem luminosidade, mas com descarga elétrica.
- Eletrodo negativo: cátodo
- Eletrodo positivo: ânodo



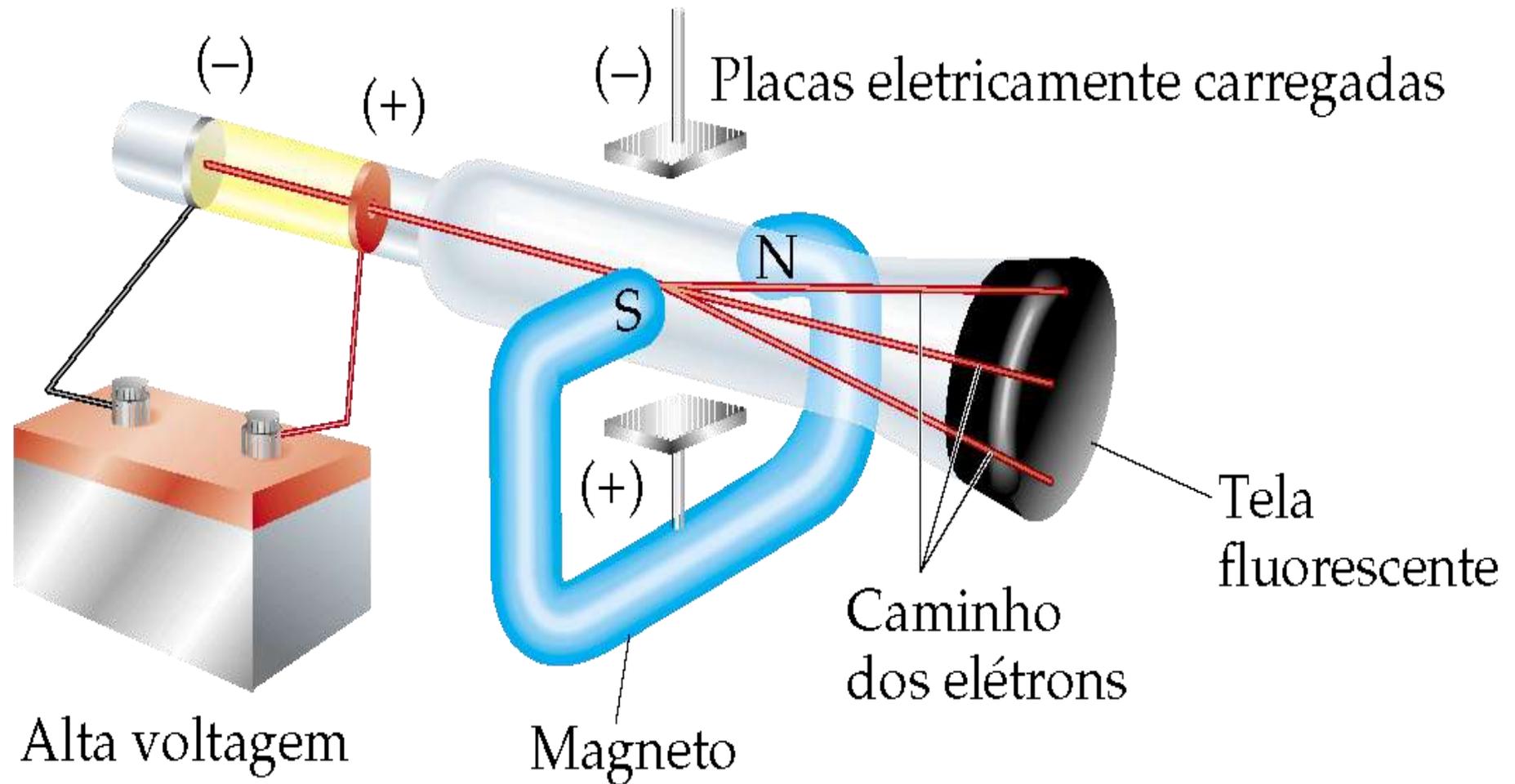
Raios catódicos

# Raios catódicos e ampola de Crookes

- Um anteparo fluorescente provou a origem da descarga.
- Ao girar uma cruzeta provou a existência de partícula.
- Deslocamento em linha reta.
- Sob campo magnético e campo elétrico, deslocamento diferente.
- Comportamento igual, independente do material usado.



# O campo magnético e o elétron

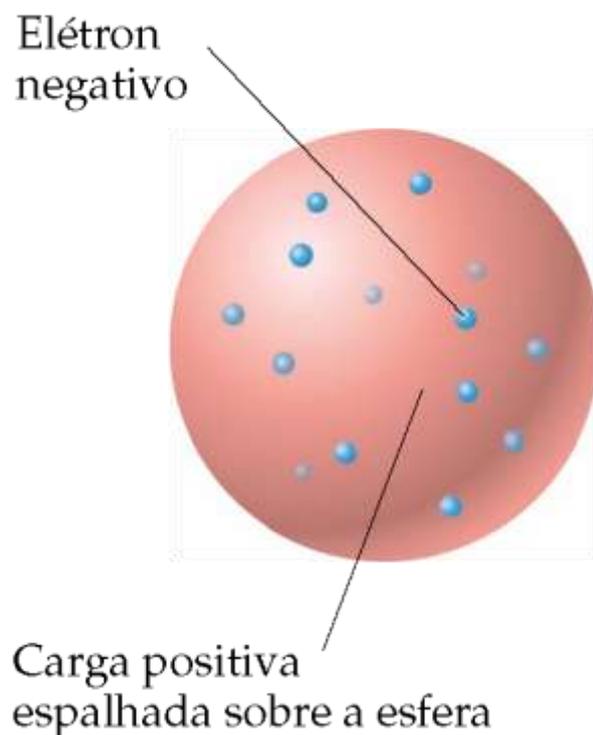


# Observações realizadas

- Raios catódicos eram emitidos a partir de um eletrodo positivo através de um pequeno orifício.
- Ao interagirem com um campo magnético perpendicular a um campo elétrico aplicado, os raios catódicos sofriam diferentes desvios.
- A quantidade de desvio dos raios catódicos era dependente dos campos magnético e elétrico aplicados.
- A “tamanho” do desvio foi relacionado com a proporção carga-massa do elétron.
- Em 1897, Thomson determinou que a proporção carga-massa de um elétron é  $1,76 \times 10^8$  C/g.

# O modelo de Thomson

- *Thomson*, em 1897, com base em testes de eletrólise:
  - Confirma, experimentalmente, a existência de cargas negativas, os elétrons;
  - E de cargas positivas, os prótons;



## Postulados de sua Teoria (1898)

O átomo seria uma esfera carregada positivamente na qual alguns elétrons estariam incrustados.  
Esse modelo de átomo explicaria a fácil remoção de elétrons dos átomos.

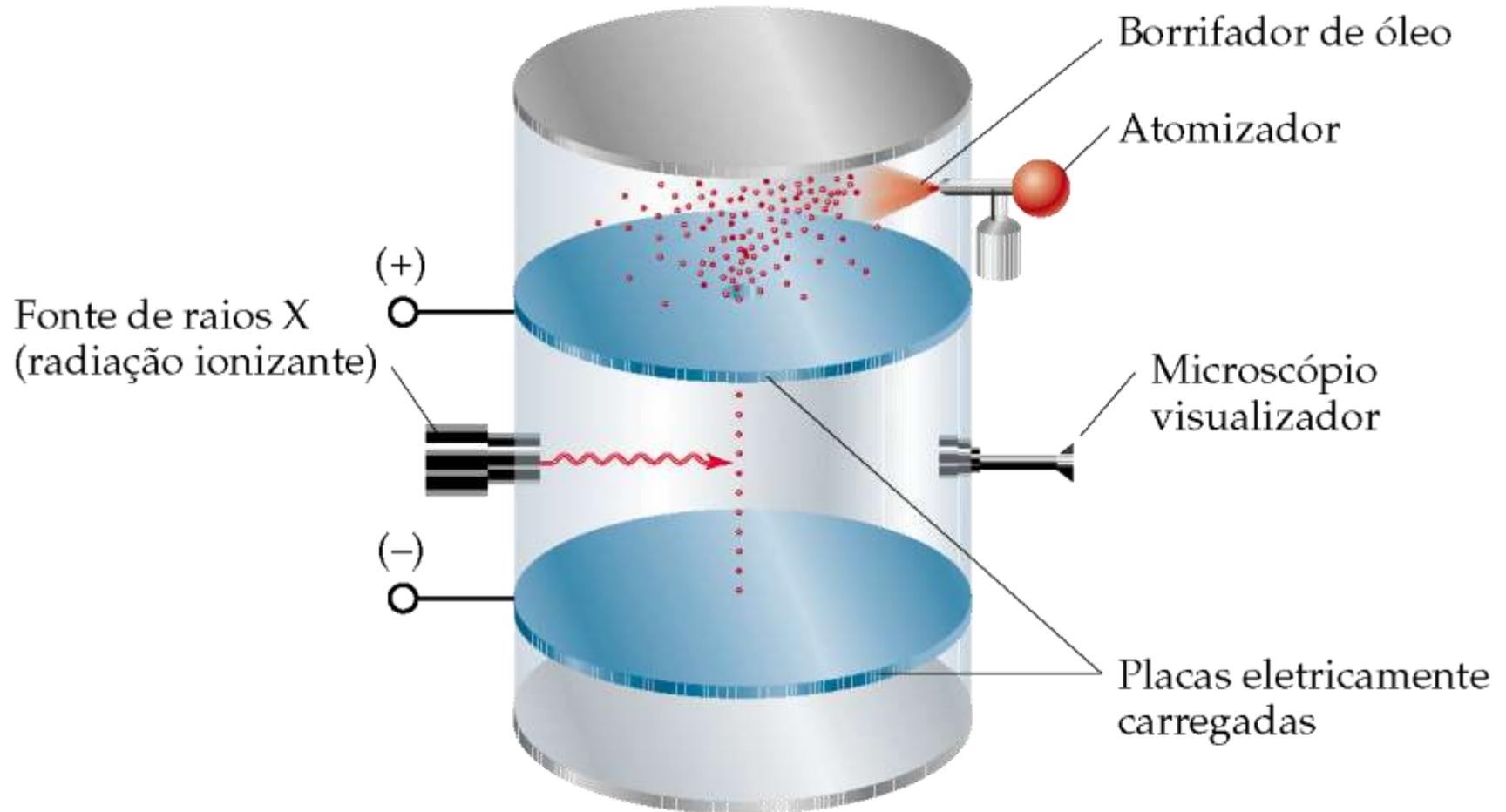
# A carga do elétron

- Millikan determinou que a carga no elétron é  $1,60 \times 10^{-19}$  C.
- Conhecendo a proporção carga-massa ( $1,76 \times 10^8$  C/g), Millikan calculou a massa do elétron:  $9,10 \times 10^{-28}$  g.
- Com números mais exatos: a massa do elétron é  $9,10939 \times 10^{-28}$  g.

# O experimento de Millikan

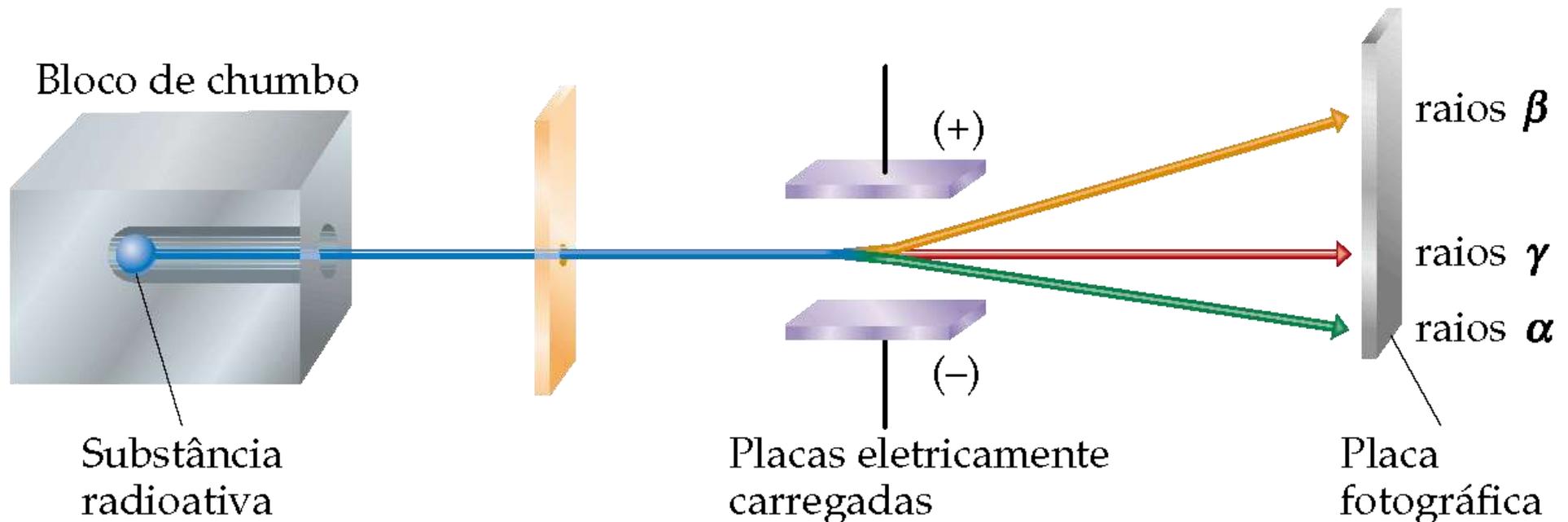
- Gotas de óleo são borrifadas sobre uma chapa carregada positivamente contendo um pequeno orifício.
- À medida que as gotas de óleo passam através do orifício, elas são carregadas negativamente.
- A gravidade força as gotas para baixo. O campo elétrico aplicado força as gotas para cima.
- Quando uma gota está perfeitamente equilibrada, seu peso é igual à força de atração eletrostática entre a gota e a chapa positiva.

# Determinando a carga do elétron



# A radioatividade

- Em 1896, Henri Becquerel observou que um minério de urânio emitia raios.
- Os raios emitidos escureceram uma placa fotográfica mesmo quando esta estava coberta por papel preto.
- Em 1898, o casal Curie conseguiu isolar o polônio e o rádio e observaram que ambos emitiam o mesmo tipo de radiação que o urânio.

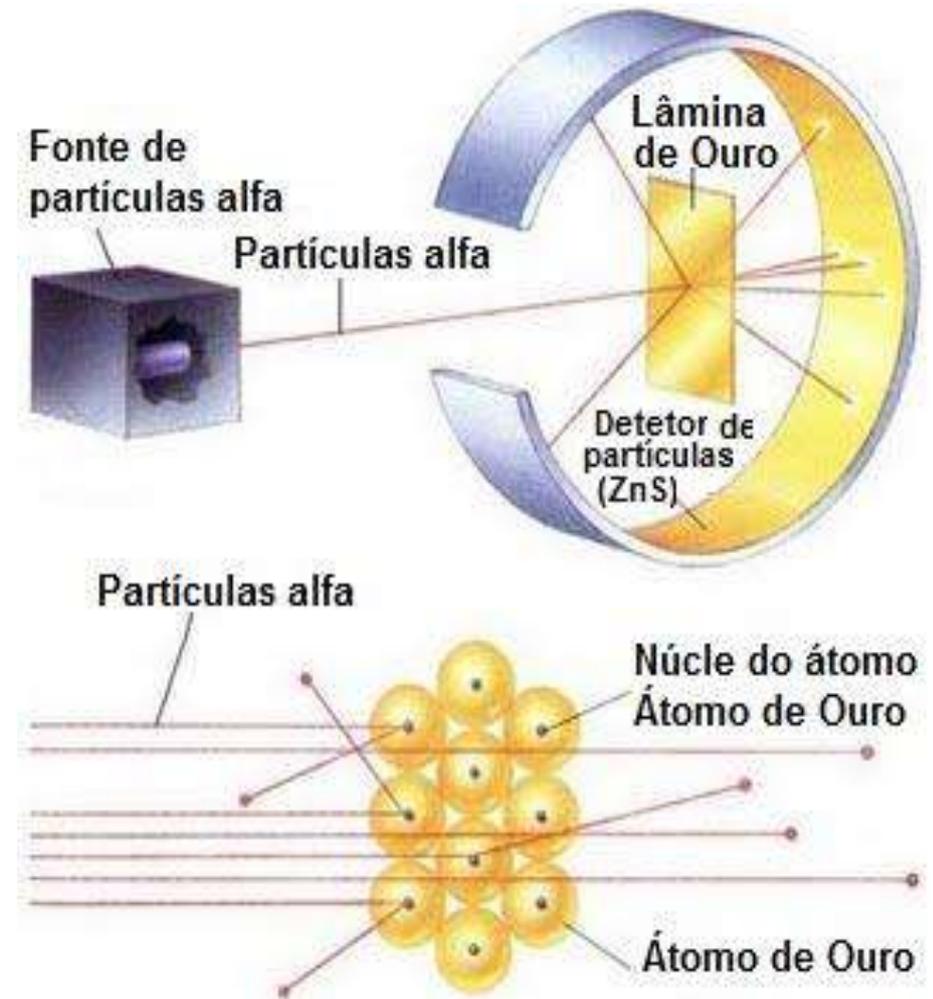


# As partículas $\beta$ , $\gamma$ , $\alpha$

- Um alto desvio no sentido da chapa positiva corresponde à radiação que é negativamente carregada e tem massa baixa. Essa se chama radiação  $\beta$  (considerada com carga igual a -1).
- Nenhum desvio corresponde a uma radiação neutra. Essa se chama radiação  $\gamma$  (sem carga e sem massa).
- Um pequeno desvio no sentido da chapa carregada negativamente corresponde à radiação carregada positivamente e de massa alta. Essa se chama radiação  $\alpha$ .

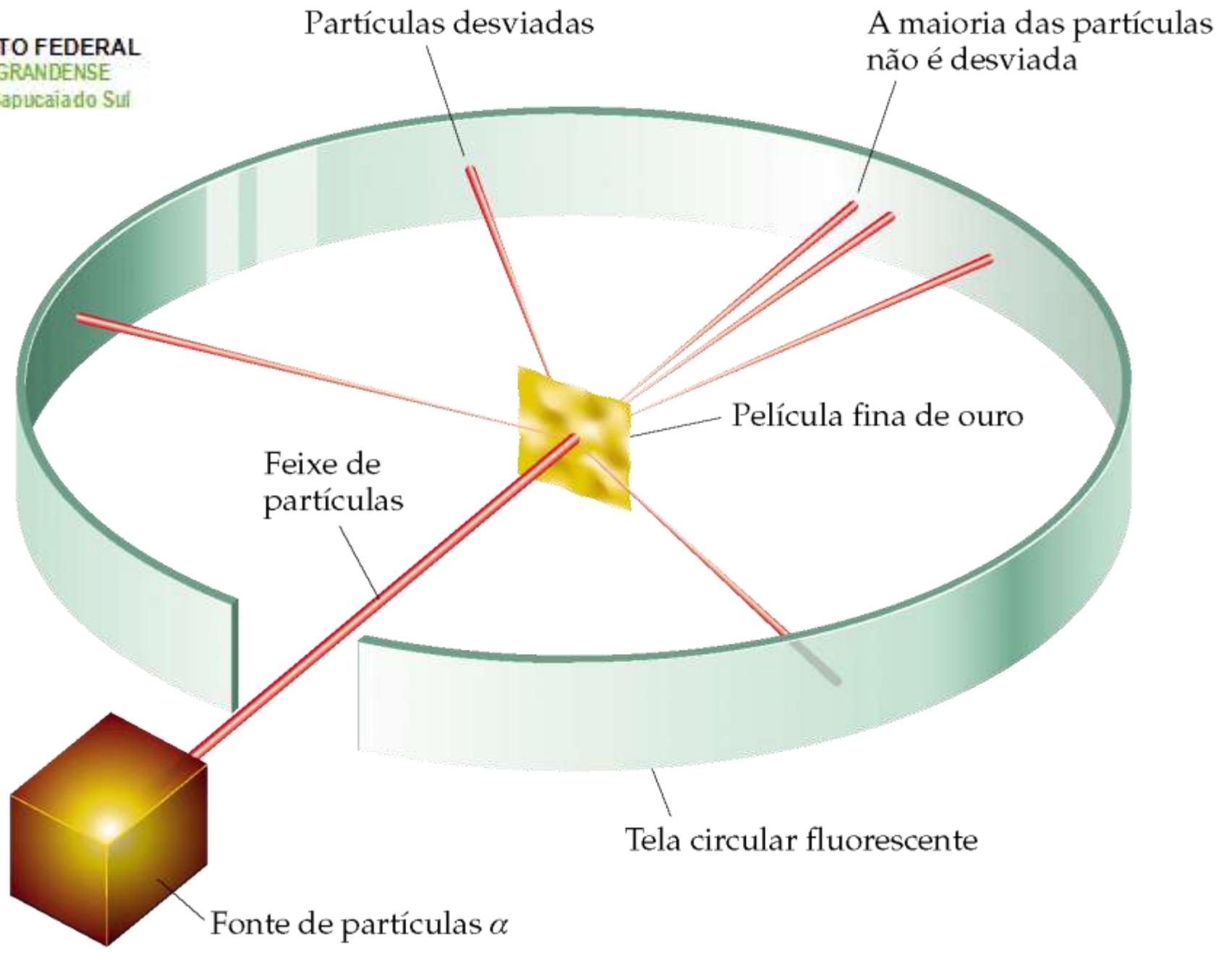
# A experiência de Rutherford

- Rutherford desenvolveu seus experimentos usando os conhecimentos de radioatividade.
- Irradiou diferentes elementos com partículas  $\alpha$ .
- Observou diferentes interações.



# A experiência de Rutherford

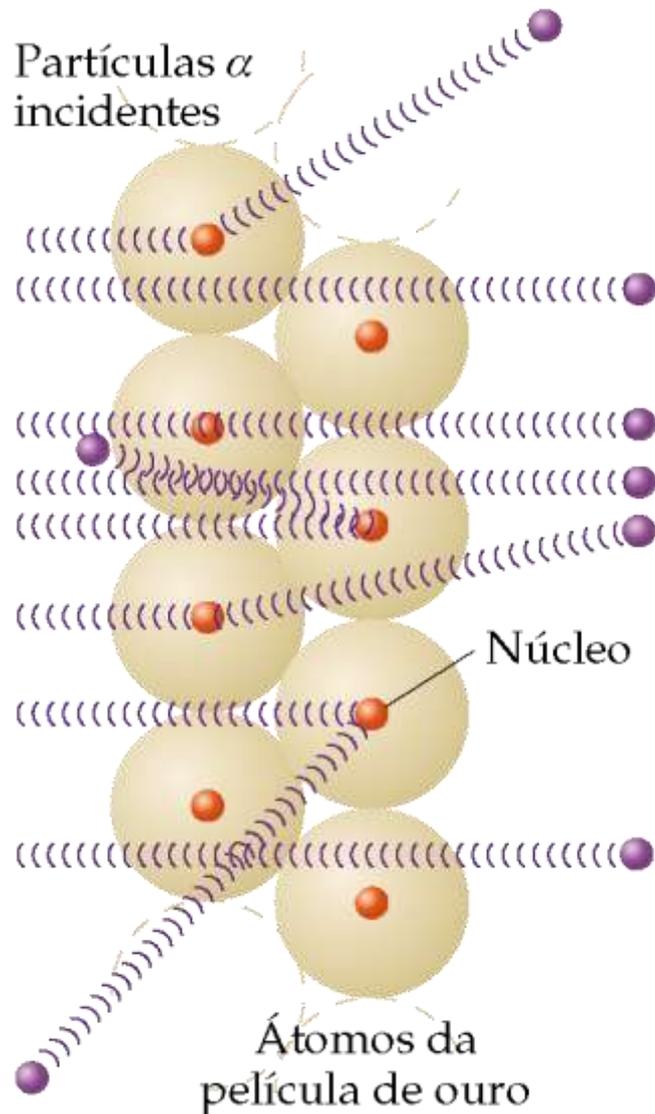
- Rutherford executou o seguinte experimento:
  - Uma fonte de partículas  $\alpha$  foi colocada na entrada de um detector circular.
  - As partículas  $\alpha$  foram lançadas através de um pedaço de chapa de ouro.
  - A maioria das partículas  $\alpha$  passaram diretamente através da chapa, sem desviar.
  - Algumas partículas  $\alpha$  foram desviadas com ângulos grandes.
  - Se o modelo do átomo de Thomson estivesse correto, o resultado de Rutherford seria impossível.



# A experiência de Rutherford

- Para que a maioria das partículas  $\alpha$  passasse através de um pedaço de chapa sem sofrer desvio, a partícula  $\alpha$  não estaria sujeita as cargas positiva ou negativa;
- As partículas que passaram mas desviaram da direção original poderiam ter encontrado cargas em seu caminho.
- Como um pequeno número de partículas não atravessou a lâmina, mas retornou, Rutherford entendeu que o centro ou núcleo do átomo deveria ser constituído de uma carga positiva densa. O feixe de partículas  $\alpha$  ao colidir com este centro, retornava.

# O átomo com núcleo

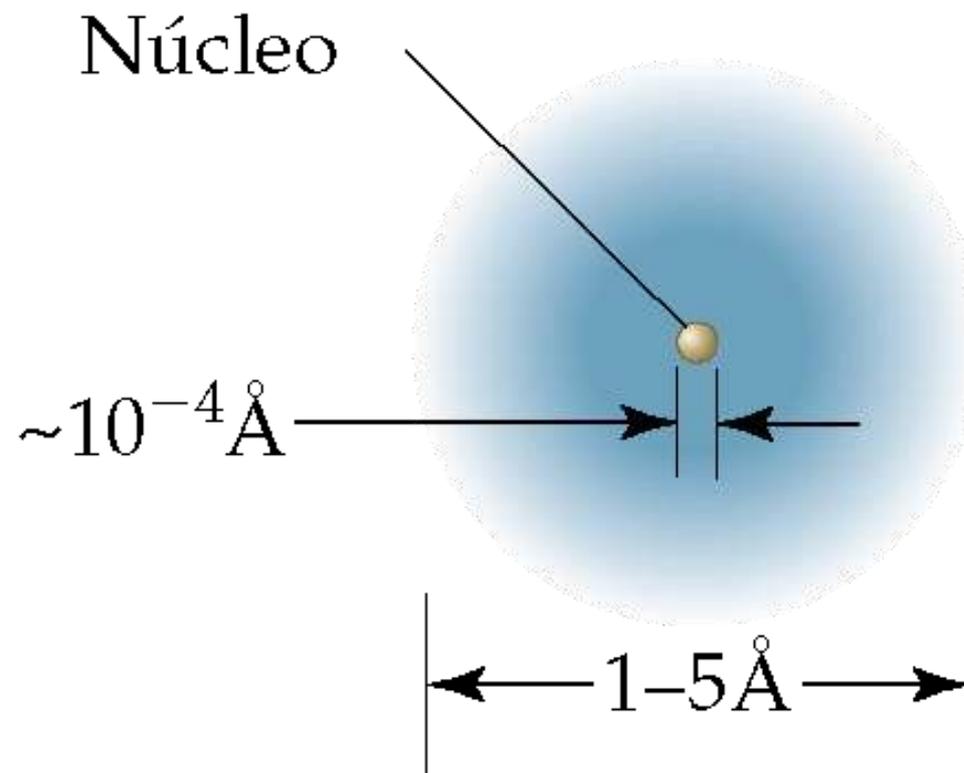


- Rutherford modificou o modelo de Thomson da seguinte maneira:
  - No átomo, esférico, a carga positiva deve estar localizada no centro, com uma carga negativa difusa em torno dele.

# O átomo de Rutherford

- Em 1911, Rutherford apresenta sua teoria.
- O átomo consiste de entidades positivas, negativas e neutras (prótons, elétrons e nêutrons).
- Os prótons e nêutrons estão localizados no núcleo do átomo, que é pequeno. A maior parte da massa do átomo se deve ao núcleo.
  - Pode haver um número variável de nêutrons para o mesmo número de prótons.
    - Os **isótopos** têm o mesmo número de prótons, mas números diferentes de nêutrons.
- Os elétrons estão localizados fora do núcleo. Grande parte do volume do átomo se deve aos elétrons.

# O núcleo e o átomo



# Resumo do modelo de Rutherford

O modelo proposto por Rutherford tinha, basicamente, os seguintes fundamentos:

- ✓ O átomo é dividido em duas regiões, núcleo e eletrosfera, no núcleo encontramos os prótons e os nêutrons, na eletrosfera encontramos os elétrons;
- ✓ Os prótons apresentam carga positiva, os elétrons apresentam carga negativa e os nêutrons apresentam carga nula;
- ✓ A massa de um elétron é 1836 vezes menor que a massa do próton ou do nêutron.

# O Modelo Atômico de Bohr

Com o objetivo de solucionar as limitações do modelo de Rutherford entra em cena um cientista chamado Niels Bohr.

Niels Bohr: em 1913, propôs que o átomo é constituído por um núcleo positivo, onde se concentra praticamente toda massa do átomo, e por elétrons que giram ao seu redor em órbitas circulares bem definidas, formando camadas, designadas pelas letras.

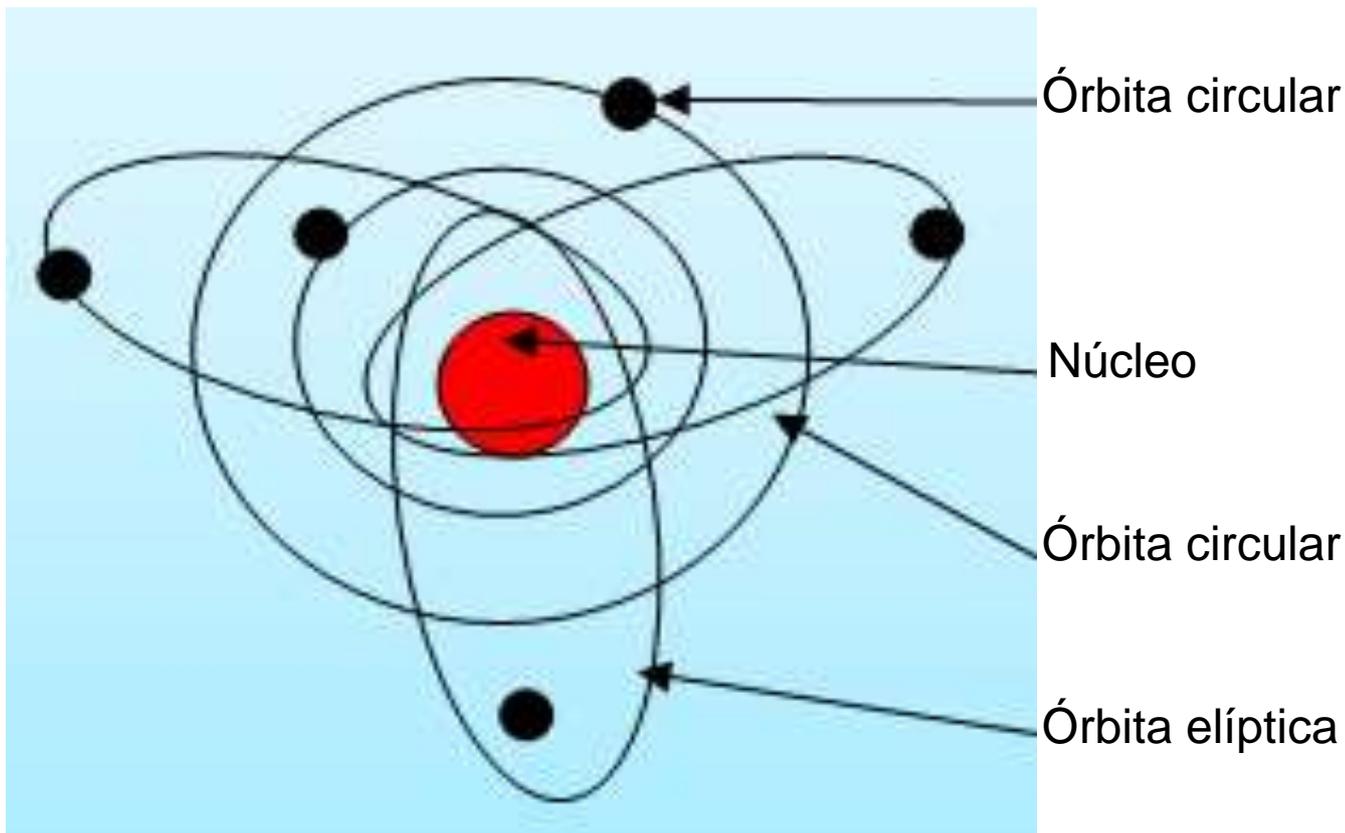
# Teoria de Bohr para o átomo

Através de processos experimentais Bohr, concluiu que:

- Um elétron só pode ter certas energias específicas, e cada uma corresponde a uma órbita particular. Quanto mais afastado do núcleo maior a energia do elétron;
- Se o elétron receber energia ele salta para uma órbita mais afastada do núcleo;
- Como esta órbita não é natural ele tende a retornar para sua órbita de maior estabilidade (liberando a energia previamente recebida);
- Max Planck estabeleceu que a energia se propaga em “pacotes” de quantidades mínimas e descontínuas. A essa quantidade mínima chamou de *fóton* ou *quantum*.

# O átomo de Sommerfeld

Sommerfeld: em 1916, estabeleceu que os elétrons descrevem órbitas circulares e elípticas em torno do núcleo.



# Modelo atômico atual

Louis de Broglie: em 1924, lançou as bases de uma nova mecânica chamada ondulatória ou quântica, através do Princípio da Dualidade matéria-onda para o elétron:

*“Toda **partícula** em movimento, o elétron, no caso, tem associado a si uma **onda**”.*

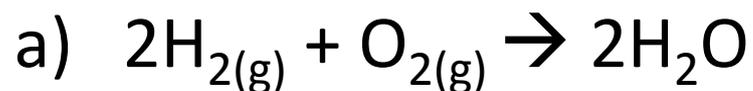
Mecânica clássica: para cada corpo é possível prever sua trajetória, conhecendo sua posição e velocidade.

Mecânica quântica (universo microscópico): não é possível descrever perfeitamente o átomo.

Heisenberg: em 1927, estabeleceu o Princípio da Incerteza, segundo o qual *“não é possível prever, ao mesmo tempo, a posição e a quantidade de movimento de um elétron”*.

# Exercícios

1) Relacione as leis ponderais para os exemplos citados abaixo:



- I. 4 g 32 g 36 g
- II. 8 g 64 g 72 g
- III. 8 g 32 g 36 g

- b)  $\text{CaCO}_3$  é um sólido que ao ser aquecido produz 2 substâncias, contudo a massa inicial (antes do aquecimento) é igual a massa final (após o aquecimento).

# Exercícios

- 2) Considerando o átomo de oxigênio e sabendo que o mesmo tem 8 prótons, explique as afirmações abaixo:
  - a) A massa total do átomo está, praticamente, concentrada no núcleo.
  - b) O fornecimento de energia para um elétron não afeta o átomo porque o mesmo está no estado fundamental.
  - c) O ganho de elétrons leva à formação de um íon negativo.
  - d) Os átomos de número de massa 18 têm 10 nêutrons.
  - e) Os núcleos dos átomos neutros são envolvidos por oito elétrons.
  - f) Na natureza podemos encontrar átomos com 9 nêutrons.