

Universidade Federal do ABC

## Estrutura da Matéria

Aula 3:

A Descoberta do Elétron  
e Modelos do Átomo

E-mail da turma: [emufabc@gmail.com](mailto:emufabc@gmail.com)

Senha: **ufabcsigma**

<https://sites.google.com/site/estruturabc0102/>

# A primeira Teoria atômica (~1808)

- Todo **elemento** químico é composto por átomos.
- Todos os átomos de um mesmo elemento apresentam as mesmas propriedades.
- Átomos de diferentes elementos apresentam propriedades químicas diferentes.
- Durante uma reação química, nenhum átomo de determinado elemento desaparece ou se transforma em átomo de outro elemento.

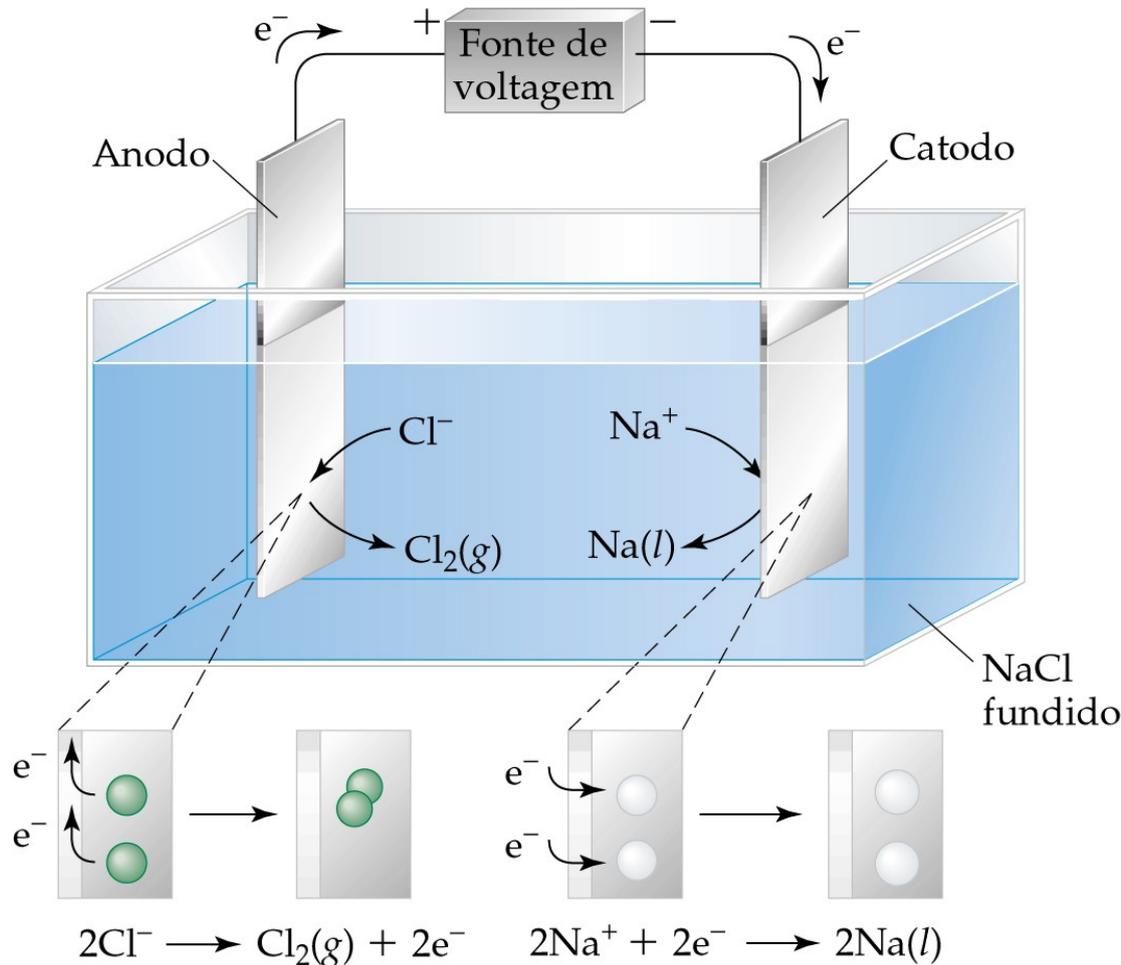
# A primeira Teoria atômica (~1808)

- Substâncias compostas são formados por átomos de mais de um elemento.
- Em um dado composto os números relativos de átomos são definidos.
- Quando dois elementos se unem para formar uma substância composta, apenas um átomo de cada elemento se combinam. (?)

# Teoria atômica da matéria

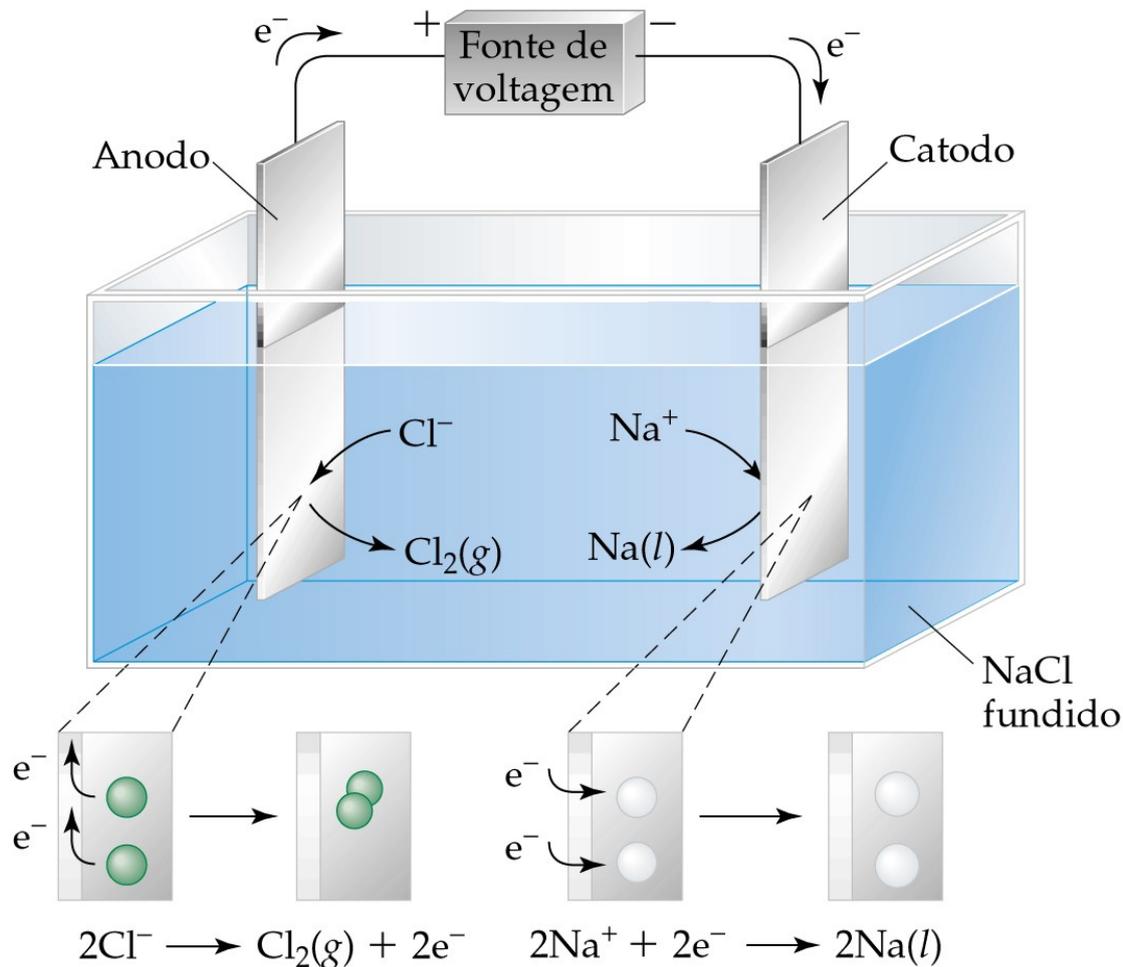
- Paralelamente à teoria dos gases, se desenvolviam estudos sobre fenômenos elétricos.
- Faraday foi o primeiro a desenvolver uma teoria quantitativa sobre o assunto (eletrólise):  
  
=> “Átomos de eletricidade”

# Eletrólise



Quando se coloca dois eletrodos dentro de uma solução de sal de cozinha (NaCl) em água, sódio (Na) é produzido no eletrodo negativo, o catodo, gás de cloro ( $\text{Cl}_2$ ) é formado no eletrodo positivo, o anodo, e corrente flui do catodo pra fonte de voltagem, e da fonte pro anodo.

# Eletrólise



A quantidade de sódio produzida no catodo é proporcional à corrente que flui do catodo pra fonte;

A quantidade de gás de cloro formado no anodo é proporcional á corrente que flui da fonte pro anodo.

# Eletrólise

- 1 F (Faraday) = 96500 C
- Ao passar corrente totalizando a carga de 1 F pela solução de NaCl, se formam:
  - 23 g de Na no catodo (= 1 mol de Na)
  - 35,5 g de Cl no anodo (= 1 mol de Cl = 0.5 mol de Cl<sub>2</sub>)
- $1 F = N_A \cdot e$  é a carga de “1 mol de átomos de eletricidade”  
=> Possibilita calcular  $e = 1.6 \cdot 10^{-19}$  C

# Eletrólise



**Michael Faraday, 1791–1867**

Lei de Faraday para a eletrólise:  
A quantidade de produto formado ou do reagente consumido por uma corrente elétrica é estequiometricamente equivalente à quantidade de elétrons fornecidos.

O número de átomos/moléculas produzidas e/ou consumidas por uma reação química causada por uma corrente elétrica é igual ao número de elétrons constituindo a corrente.

# Eletrólise

Através da eletrólise de elementos, pode-se medir a massa molar dos elementos, a massa do montante do elemento formado por 1 F de corrente.

Observa-se que estas são muito pertas de múltiplos inteiros da massa molar de hidrogênio.

TABLEAU DES ÉQUIVALENTS DES CORPS SIMPLES.

Aluminium . . . . .	13,7	Molybdène . . . . .	48
Antimoine . . . . .	122	Nickel . . . . .	29,5
Argent . . . . .	108	Niobium . . . . .	48,8
Arsenic . . . . .	75	Or . . . . .	197
Azote . . . . .	14	Osmium . . . . .	99,6
Barium . . . . .	68,5	Oxygène . . . . .	8
Bismuth . . . . .	210	Palladium . . . . .	53,3
Bore . . . . .	10,9	Phosphore . . . . .	31
Brome . . . . .	80	Platine . . . . .	98,7
Cadmium . . . . .	56	Plomb . . . . .	103,5
Calcium . . . . .	20	Potassium . . . . .	39,1
Carbone . . . . .	6	Rhodium . . . . .	52,2
Cérium . . . . .	46	Rubidium . . . . .	85,4
Césium . . . . .	130	Ruthénium . . . . .	52,2
Chlore . . . . .	35,5	Sélénium . . . . .	39,7
Chrome . . . . .	26,7	Silicium . . . . .	14
Cobalt . . . . .	29,5	Sodium . . . . .	23
Cuivre . . . . .	31,7	Soufre . . . . .	16
Didymium . . . . .	48	Strontium . . . . .	43,8
Etain . . . . .	59	Tantale . . . . .	68,8
Fer . . . . .	28	Tellure . . . . .	64
Fluor . . . . .	19	Thallium . . . . .	204
Glucinium . . . . .	4,7	Thorium . . . . .	59,6
Hydrogène . . . . .	1	Titane . . . . .	25
Iode . . . . .	127	Tungstène . . . . .	92
Iridium . . . . .	99	Uranium . . . . .	60
Lanthane . . . . .	46,4	Vanadium . . . . .	68,6
Lithium . . . . .	7	Yttrium . . . . .	?
Magnésium . . . . .	12	Zinc . . . . .	32,6
Manganèse . . . . .	27,5	Zirconium . . . . .	44,8
Mercure . . . . .	100		

# Eletrólise

Unidade de massa atômica:

1 **u** = 1/12 x a massa de um átomo de C-12  
=  $1.66 \cdot 10^{-27}$  kg  
~ a massa de 1 átomo de H-1.

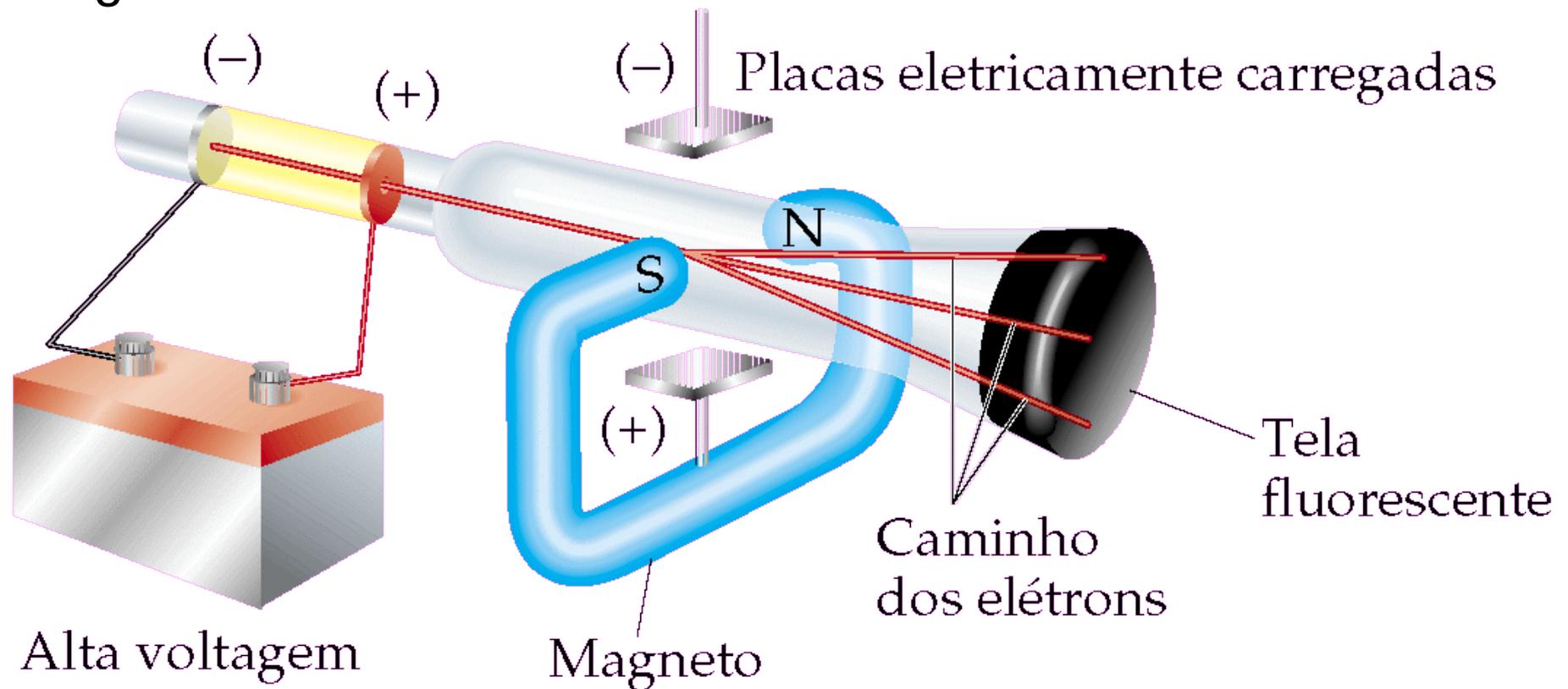
A massa de um(a) átomo/molécula de uma substância em u é igual à massa molar da mesma substância em gramas.

TABLEAU DES ÉQUIVALENTS DES CORPS SIMPLES.

Aluminium . . . . .	13,7	Molybdène . . . . .	48
Antimoine . . . . .	122	Nickel . . . . .	29,5
Argent . . . . .	108	Niobium . . . . .	48,8
Arsenic . . . . .	75	Or . . . . .	197
Azote . . . . .	14	Osmium . . . . .	99,6
Barium . . . . .	68,5	Oxygène . . . . .	8
Bismuth . . . . .	210	Palladium . . . . .	53,3
Bore . . . . .	10,9	Phosphore . . . . .	31
Brome . . . . .	80	Platine . . . . .	98,7
Cadmium . . . . .	56	Plomb . . . . .	103,5
Calcium . . . . .	20	Potassium . . . . .	39,1
Carbone . . . . .	6	Rhodium . . . . .	52,2
Cérium . . . . .	46	Rubidium . . . . .	85,4
Césium . . . . .	130	Ruthénium . . . . .	52,2
Chlore . . . . .	35,5	Sélénium . . . . .	39,7
Chrome . . . . .	26,7	Silicium . . . . .	14
Cobalt . . . . .	29,5	Sodium . . . . .	23
Cuivre . . . . .	31,7	Soufre . . . . .	16
Didymium . . . . .	48	Strontium . . . . .	43,8
Etain . . . . .	59	Tantale . . . . .	68,8
Fer . . . . .	28	Tellure . . . . .	64
Fluor . . . . .	19	Thallium . . . . .	204
Glucinium . . . . .	4,7	Thorium . . . . .	59,6
Hydrogène . . . . .	1	Titane . . . . .	25
Iode . . . . .	127	Tungstène . . . . .	92
Iridium . . . . .	99	Uranium . . . . .	60
Lanthane . . . . .	46,4	Vanadium . . . . .	68,6
Lithium . . . . .	7	Yttrium . . . . .	?
Magnésium . . . . .	12	Zinc . . . . .	32,6
Manganèse . . . . .	27,5	Zirconium . . . . .	44,8
Mercure . . . . .	100		

# A descoberta da estrutura atômica

Em 1897, J. J. Thomson observou que os raios emitidos em altas voltagens, os “raios catódicos”, são defletidos em campos elétricos e magnéticos.



=> Os “raios catódicos” consistem de partículas carregadas!  
**Descoberta do primeiro constituinte dos átomos, o elétron.**

# A descoberta da estrutura atômica

## Raios catódicos e elétrons

A voltagem faz com que partículas negativas se desloquem do eletrodo negativo para o eletrodo positivo.

=> Primeiro acelerador de partículas!

Considere os raios catódicos saindo do eletrodo positivo através de um pequeno orifício.

Se eles interagirem com um campo magnético perpendicular a um campo elétrico aplicado, os raios catódicos podem sofrer diferentes desvios.

EM: Força de Lorentz:  $\mathbf{F} = q \cdot \mathbf{E} + q \cdot \mathbf{v} \times \mathbf{B} = q \cdot (\mathbf{E} + \mathbf{v} \times \mathbf{B})$

onde  $q$  = carga da partícula (=  $-e$ ),  $\mathbf{v}$  = sua velocidade (vetor),  $\mathbf{E}$ ,  $\mathbf{B}$  = os campos elétrico e magnético defletores (vetores).

# A descoberta da estrutura atômica

## Raios catódicos e elétrons

Aceleração que causa o desvio, perpendicular a direção do raio:

$$\mathbf{a} = \mathbf{F}/m = q/m \cdot (\mathbf{E} + \mathbf{v} \times \mathbf{B})$$

$m$  = massa da partícula ( $= m_e$ )

=> O desvio depende da razão  $q/m$

Thomson determinou que a proporção carga-massa de um elétron é  $-1,76 \cdot 10^8$  C/g.

Em muitos experimentos na época se media  $q/m$ .

Objetivo: encontrar a carga do elétron para determinar sua massa (ou vice-versa).

(As medidas de Thomson já indicavam que a massa do elétron era cerca de 2000 vezes menor do que a massa do átomo de H.)

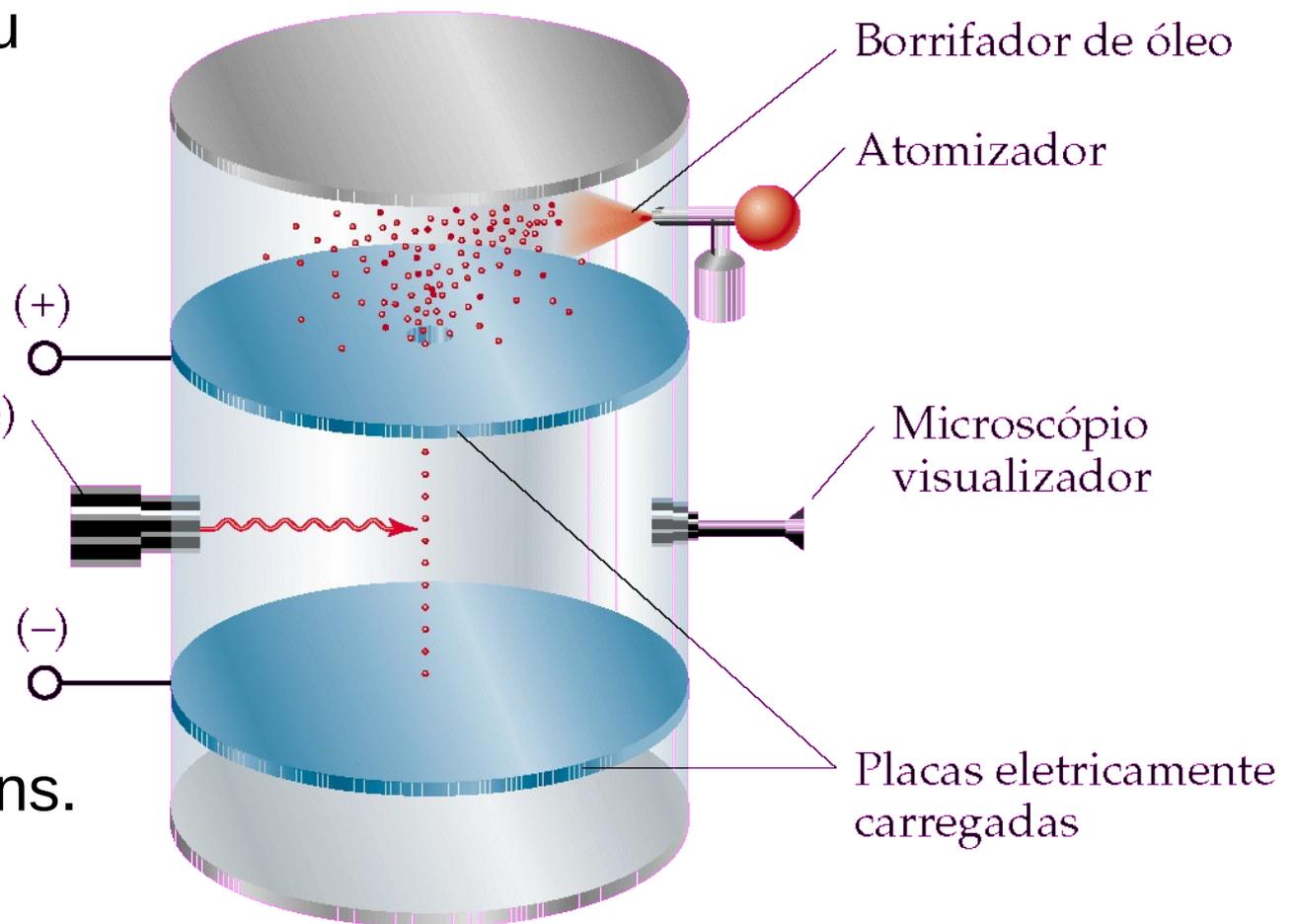
# A descoberta da estrutura atômica

## Experiência de Millikan: A carga do elétron

Neste experimento, Millikan conseguiu medir a carga do elétron medindo o efeito de um

campo elétrico sobre gotas de óleo carregadas por poucos elétrons.

Fonte de raios X  
(radiação ionizante)



# A descoberta da estrutura atômica

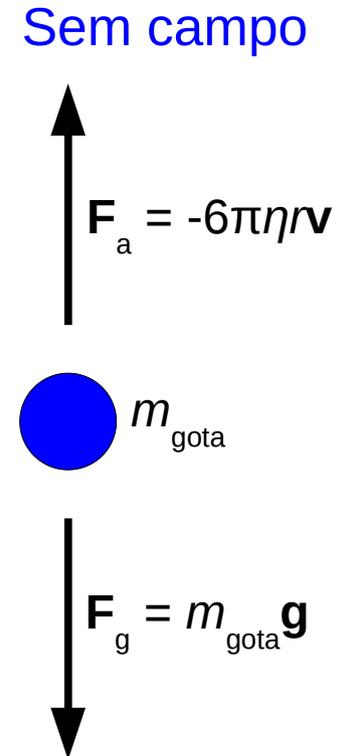
## Experiência de Millikan: A carga do elétron

As gotas eram carregadas e descarregadas durante o experimento através de um feixe de raios-X.

Desta maneira foi possível carregar as gotas por poucas elétrons.

Através da fricção das gotas com o gás na câmara com o campo elétrico desligado, Millikan conseguiu medir os seus diâmetros e as suas massas.

$F_a$  é a força da fricção sobre uma gota de raio  $r$  e com velocidade  $v$  dentro de um gás com viscosidade  $\eta$ .



# A descoberta da estrutura atômica

## Experiência de Millikan: A carga do elétron

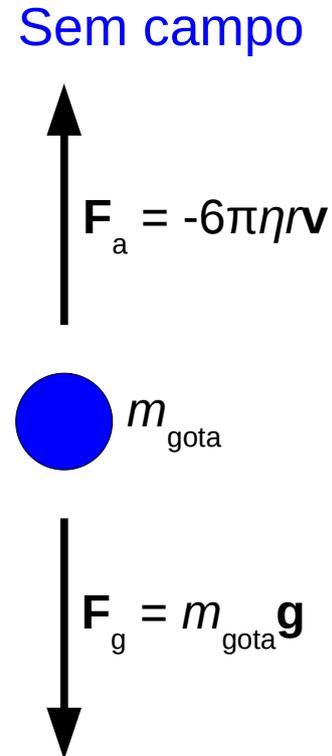
Igualando a força da fricção com a gravidade, obtêm-se a velocidade terminal da gota:

$$v = \frac{mg}{6\pi\eta r} = \frac{4/3\rho r^2 g}{6\eta}$$

Medir  $v \Rightarrow$  determinação de  $m, r$ .

Quando a carga das gotas mudava, elas se movimentavam dentro do campo elétrico.

A velocidade que a partícula ganha é proporcional a sua carga.



# A descoberta da estrutura atômica

## Experiência de Millikan: A carga do elétron

Ajustando o campo de tal maneira, que uma gota “flutua”, ou seja, que a gravidade e a força elétrica se anulam, pode-se medir a carga com precisão ainda melhor (forças pra cima são tidas como positivas):

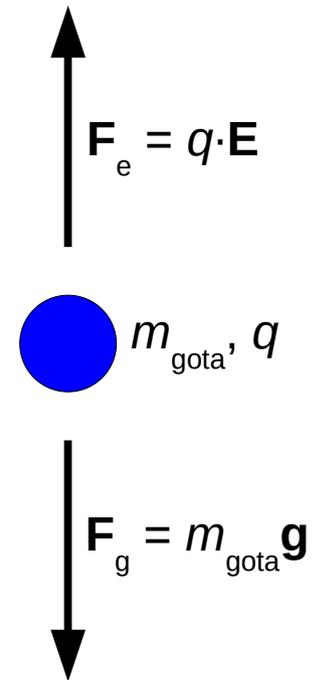
$$\text{Gravidade: } F_g = -m_{\text{gota}} g$$

$$\text{Força elétrica: } F_e = -q \cdot E$$

$$F_g + F_e = 0 \Rightarrow q = -m_{\text{gota}} g/E$$

As cargas ocorriam sempre em múltiplos (negativos) de uma carga elementar  $e$ .  $\Rightarrow$  **carga do elétron**

Com campo



# A descoberta da estrutura atômica

## Experiência de Millikan: A carga do elétron

Utilizando este experimento, Millikan determinou que a **carga do elétron** é  $-1,602 \cdot 10^{-19}$  C.

Conhecendo a proporção carga-massa,  $-1,76 \cdot 10^8$  C/g, Millikan calculou a **massa do elétron**:  $9,10 \cdot 10^{-28}$  g.

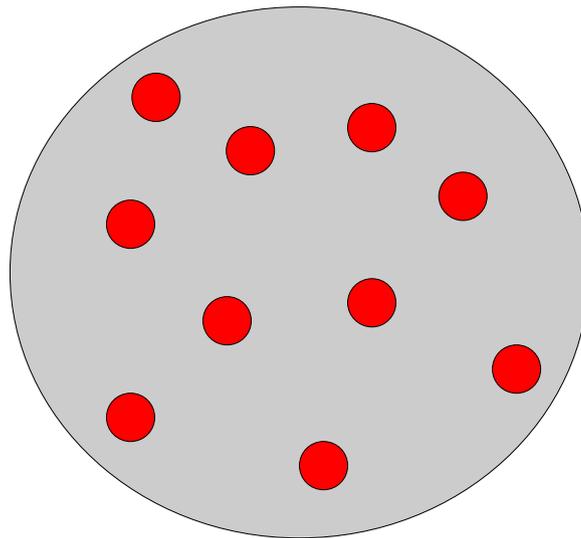
Com números mais exatos, concluimos que a massa do elétron é  $9,10939 \cdot 10^{-28}$  g.

# Modelos atômicos após a descoberta do elétron

## O átomo de Thomson

### Pudim de ameixas (Plum Pudding)

A massa dos átomos era muito maior do que a soma das massas dos seus elétrons.

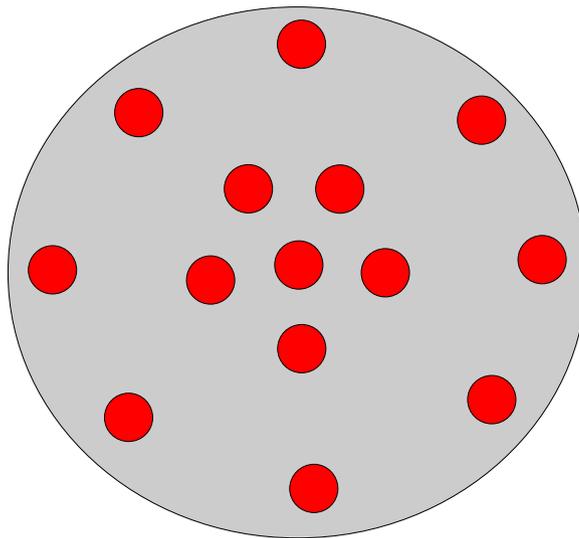


=> Átomos {  
Elétrons (cargas negativas)  
Mar de massa e carga positiva

# Modelos atômicos após a descoberta do elétron

## O átomo de Thomson

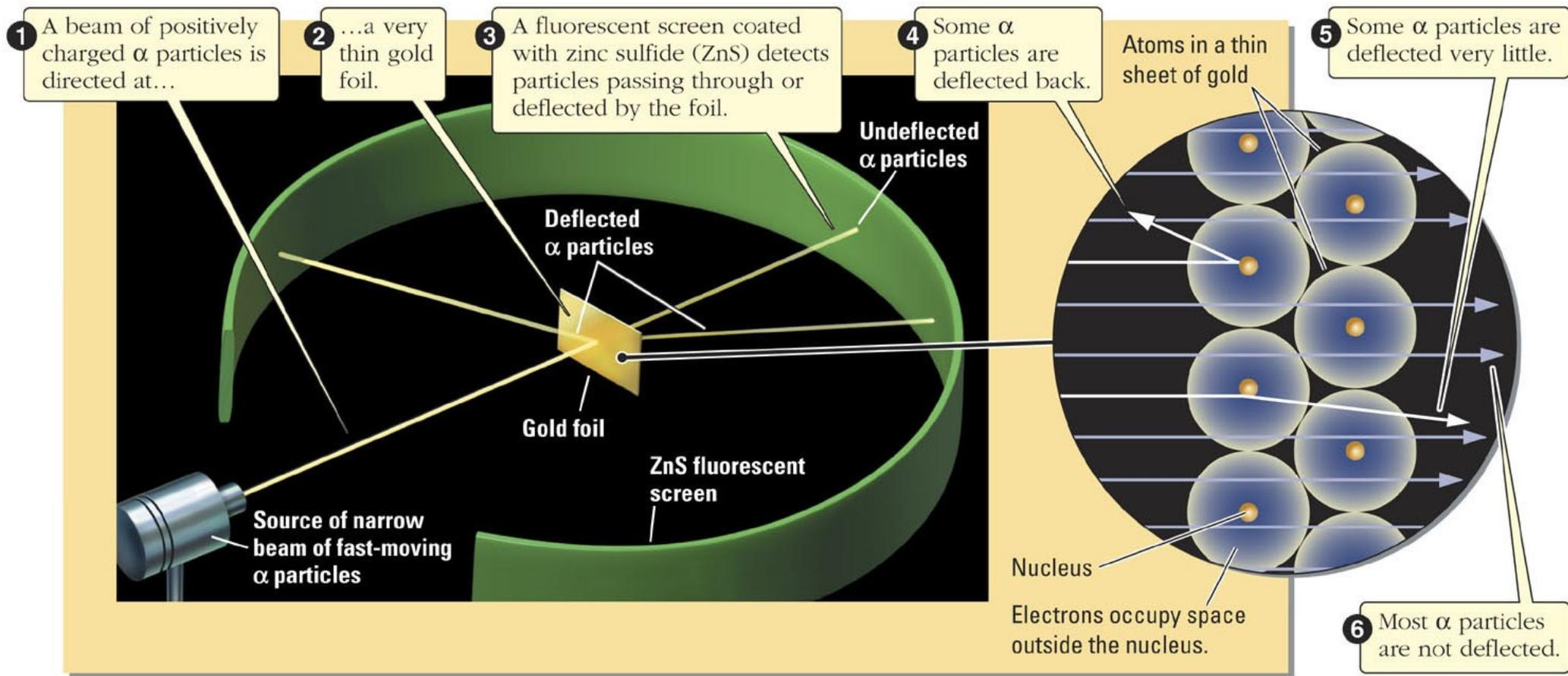
Na verdade...



Elétrons em círculos concêntricos (?)

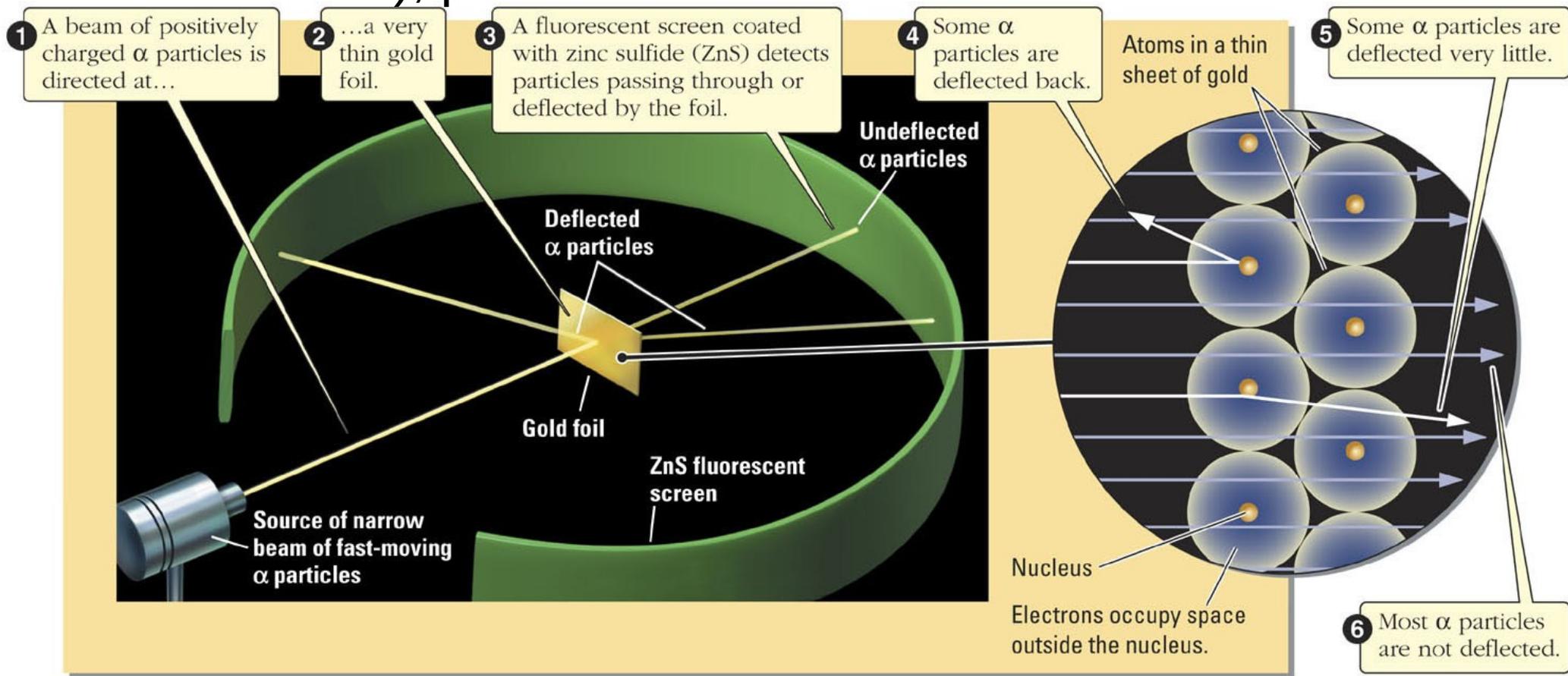
# O Experimento de Rutherford

1908: O inglês Ernest Rutherford analisou a distribuição da carga positiva e da massa dentro dos átomos.



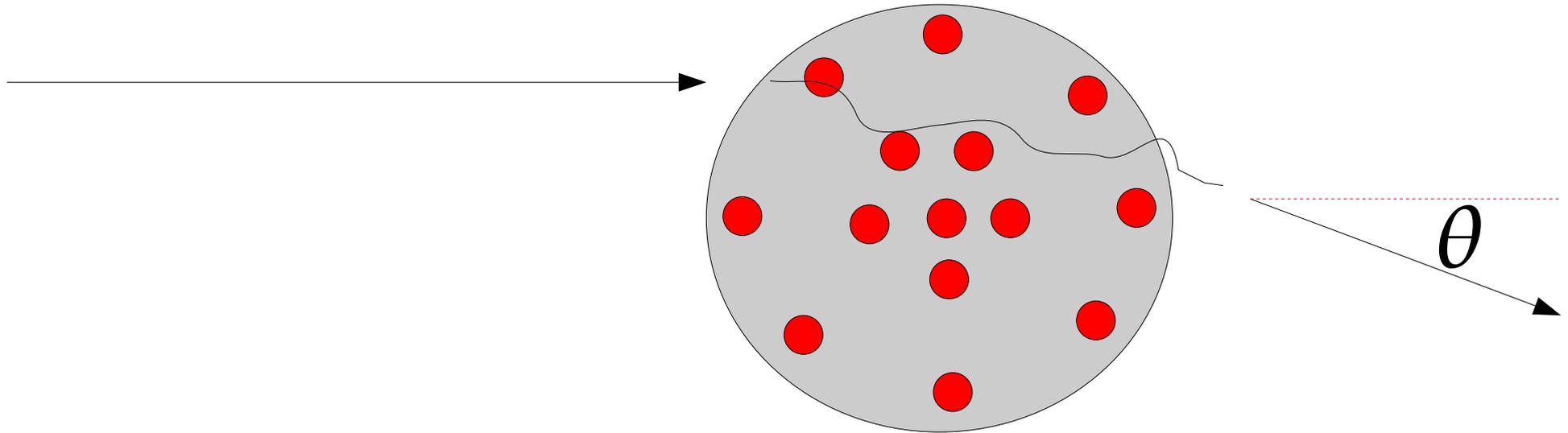
# O Experimento de Rutherford

Ele observou o espalhamento de partículas  $\alpha$ , que basicamente são núcleos de átomos de He (dois prótons e dois nêutrons), pelos átomos de uma folha fina de ouro.



# O Experimento de Rutherford

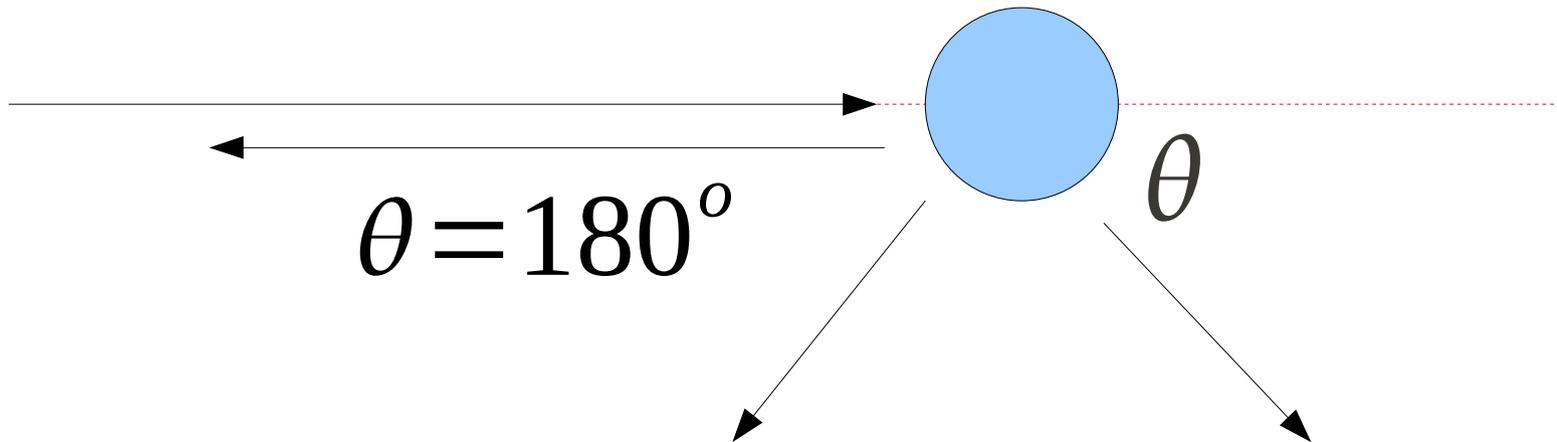
O que se esperava



Espalhamento das partículas  $\alpha$  por pequenos ângulos.

# O Experimento de Rutherford

O que se obteve

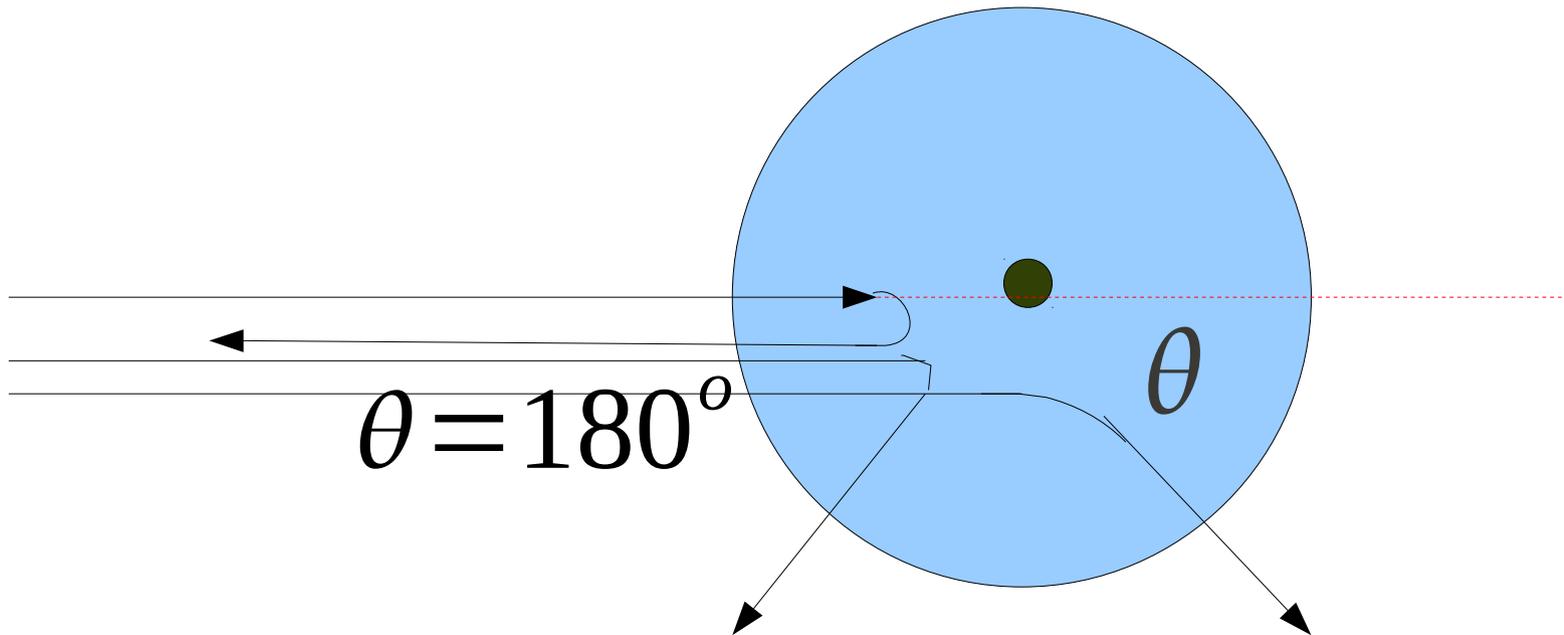


Espalhamento por ângulos grandes, até  $> 90^\circ$ .

Rutherford: “Foi o evento mais incrível da minha vida. Foi tão incrível quanto se você disparasse uma bala de canhão em um lenço de papel e ela voltasse para atingir você.”

# O Experimento de Rutherford

## A Explicação (mais de perto)



Toda a massa e carga positiva são concentradas num espaço muito pequeno, o **núcleo** do átomo.

# O Experimento de Rutherford

## A nova expectativa

Supondo uma distribuição pontiforme de massa e carga positiva pode se calcular o número de partículas espalhadas em função do ângulo de espalhamento  $\theta$ , ou seja a distribuição de ângulos de espalhamento:

$$\Delta N = \left( \frac{I_0 A_{ci} nt}{r^2} \right) \left( \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{2E_k} \right)^2 \frac{1}{\text{sen}^4(\theta/2)}$$

O que foi confirmado no experimento.

=> A hipótese do núcleo deu certo, e este é tão pequeno que ele parece pontiforme para as partículas  $\alpha$ .

# O Experimento de Rutherford

## O Tamanho do núcleo

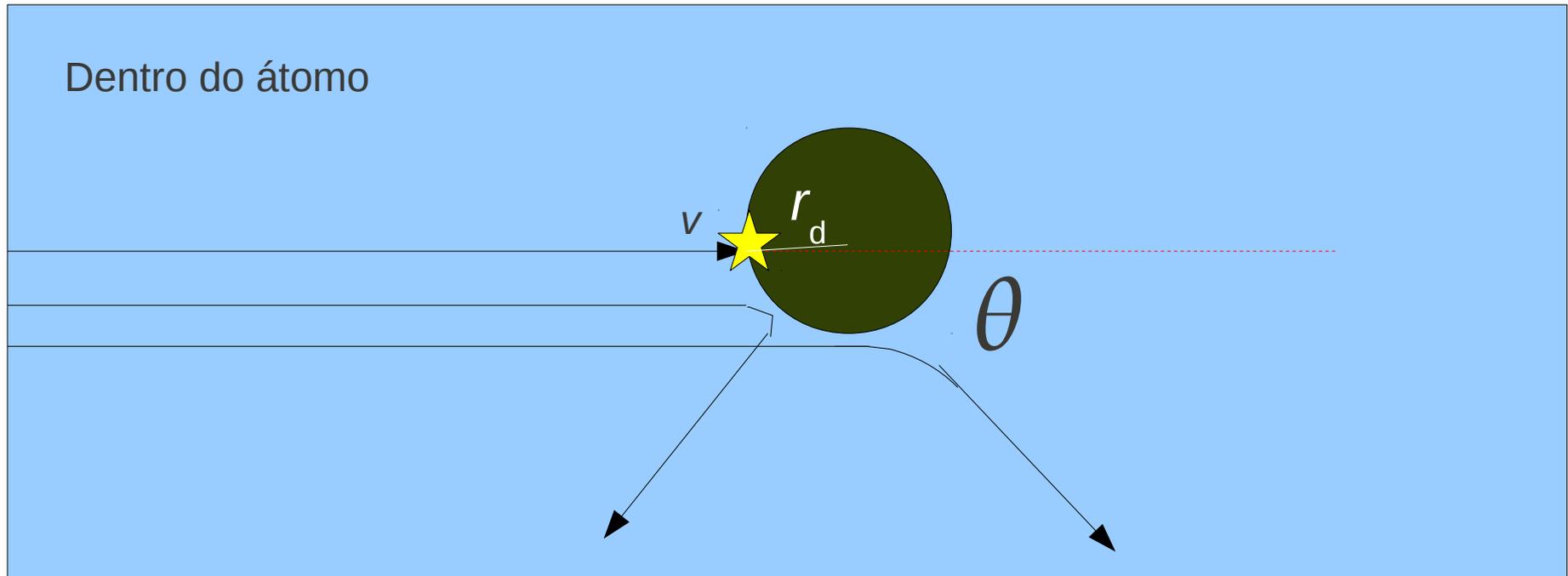
Quanto maior é a energia cinética (velocidade) das partículas  $\alpha$ , tanto mais fundo elas conseguem penetrar no campo elétrico do núcleo, ou seja, tanto mais perto do núcleo elas conseguem chegar.

As partículas  $\alpha$  que estão indo rumo colisão frontal chegam o mais perto. Elas chegam até a distância  $r_d$  do centro do núcleo.

$$r_d = \frac{k q_\alpha Q}{\frac{1}{2} m_\alpha v^2}$$

# O Experimento de Rutherford

## O Tamanho do núcleo (mais de perto ainda)

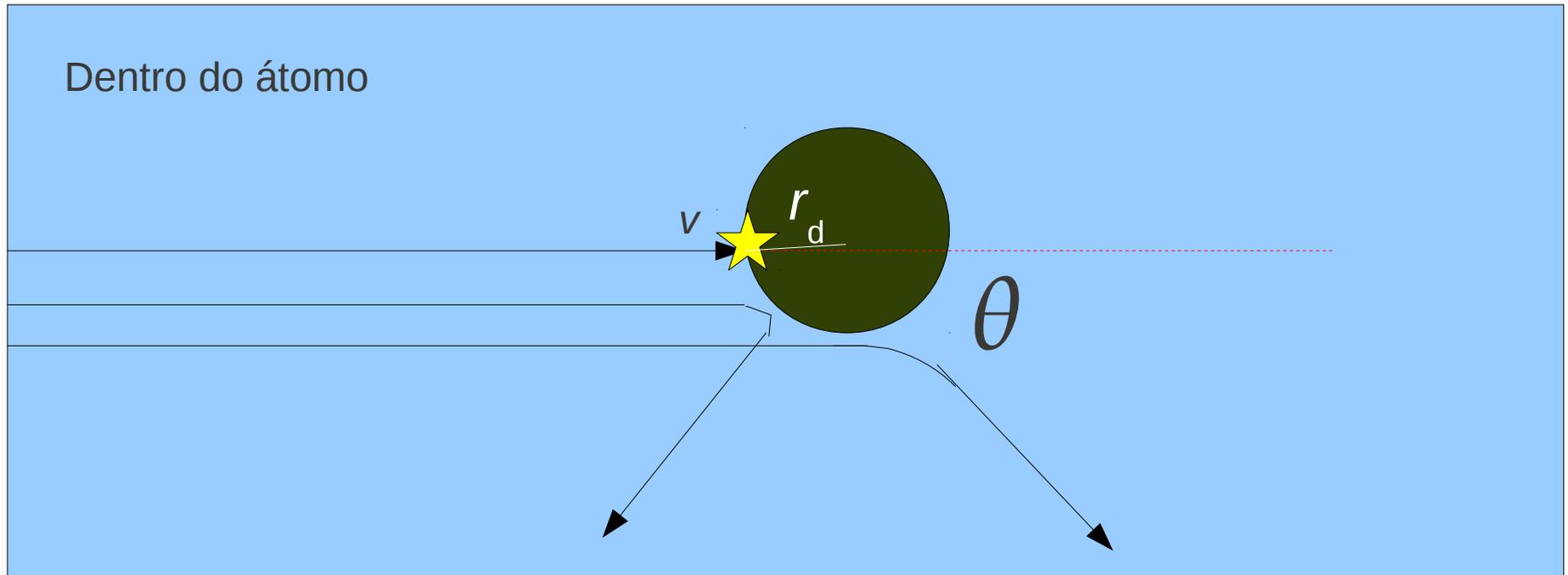


A partir de uma certa velocidade  $v$  das partículas  $\alpha$ , a distribuição de ângulos de espalhamento começa a desviar da teoria, começando pelos ângulos grandes.

=> Nesta velocidade, as partículas  $\alpha$  conseguem chegar até o núcleo e bater nele. => O  $r_d$  que corresponde a esta velocidade é o **raio do núcleo**.

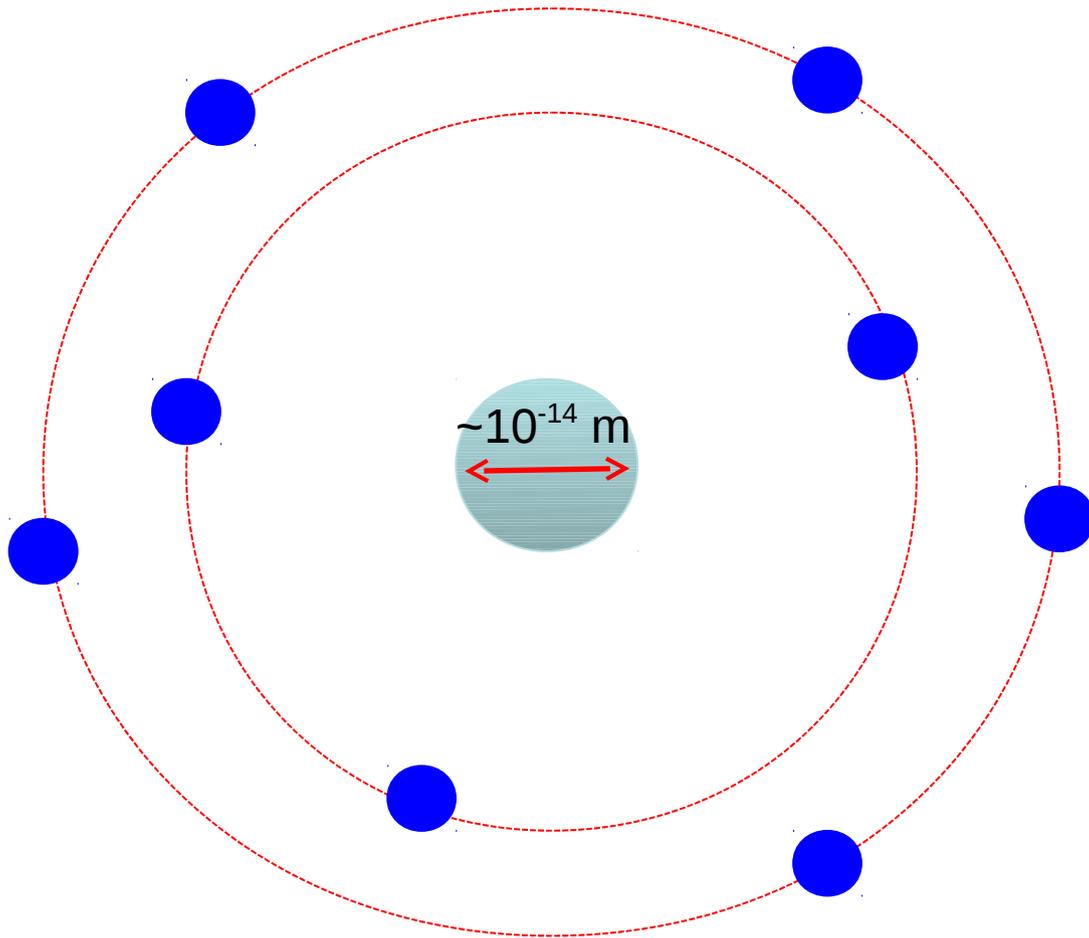
# O Experimento de Rutherford

## O Tamanho do núcleo (mais de perto ainda)



Rutherford encontrou, que o tamanho do núcleo é  $\sim 10^{-14}$  m, da ordem de cinco ordens de magnitude menor do que o átomo inteiro (“uma mosca no Maracanã”).

# O átomo de Rutherford



- Núcleo de carga  $Ze$  rodeado por  $Z$  elétrons (modelo planetário).  
 $Z$  é chamado **número atômico** (H:  $Z=1$ , He:  $Z=2$ , etc.).  
O número atômico determina as propriedades físicas do átomo.
- Quase toda a massa é concentrada no núcleo
- Tamanho do núcleo  $\sim 10^{-14}$  m

# A Descoberta do Próton

Rutherford verificou que um tipo de radiação originária do hidrogênio e descoberta pelo físico alemão Eugen Goldstein em 1886 era composta de partículas carregadas que possuíam a menor carga positiva conhecida até então (a mesma carga que o elétron, mas com sinal positivo,  $+e$ ).

A essa partícula deu-se o nome de **próton**.

Ele identificou o próton como a partícula carregada que compõe os núcleos dos átomos.

A massa do próton foi determinado em  $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27}$  kg (= 1.007276 u), o que corresponde bem com a massa do átomo de hidrogênio.

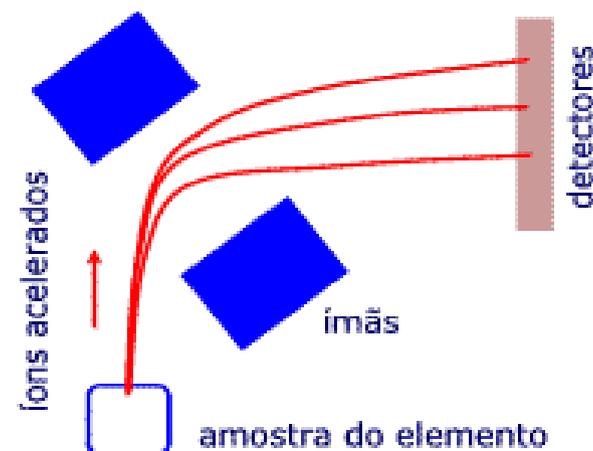
# A Descoberta do Nêutron

No início do XX século inventaram o **espectrômetro de massa**.

Numa câmara de gás do material a estudar, são removidos um ou mais elétrons dos átomos ou moléculas do material, assim criando **íons positivos**.

Estes são acelerados por um campo elétrico e depois defletidos por um campo magnético.

O ângulo de deflexão e, assim, a posição onde os íons batem nos detectores, depende da sua razão carga/massa, o que gera um **espectro de massas**.

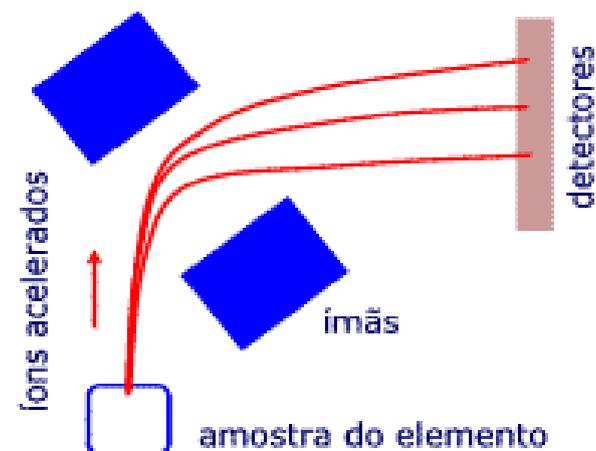


# A Descoberta do Nêutron

Descobriu-se, que a massa de um íon de um átomo com número atômico  $Z$  não era simplesmente  $Z \cdot m_p$ , mas em torno de um múltiplo maior de massas do próton,  $A \cdot m_p$ , onde  $A \geq Z$  é chamado **número de massa**.

As vezes, até íons (átomos) do mesmo elemento têm várias (números de) massas possíveis.

=> Existem outras partículas dentro do núcleo, que têm aproximadamente a mesma massa que o próton, mas não têm carga elétrica.



# A Descoberta do Nêutron

Estas partículas eletricamente neutras se chamam **nêutrons**.

A massa do nêutron é

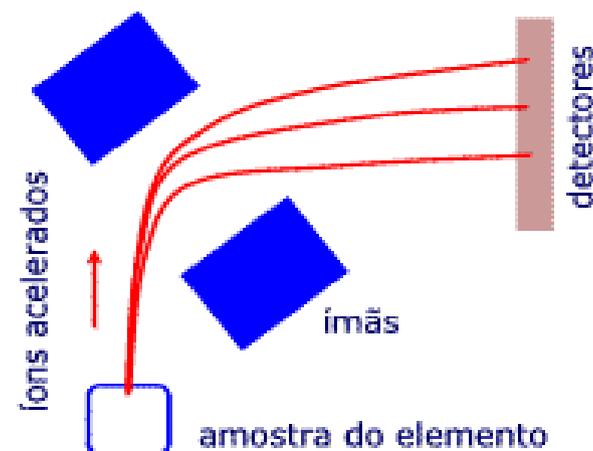
$$m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

(massa do próton:  $1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ ).

Átomos com o mesmo número atômico, mas números de massas diferentes, ou seja diferentes números de nêutrons, se chamam de **isótopos** do elemento. Diferentes isótopos do mesmo elemento têm as mesmas propriedades físicas, mas massas diferentes.

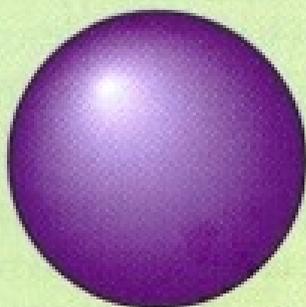
Exemplo: existem três isótopos do hidrogênio:

1. hidrogênio comum (símbolo H): núcleo feito de 1 próton  $\Rightarrow Z = A = 1$ ,  $m_H \approx 1 \text{ u}$
2. deutério (D): núcleo: 1 próton + 1 nêutron  $\Rightarrow Z = 1$ ,  $A = 2$ ,  $m_D \approx 2 \text{ u}$
2. trítio (T): núcleo: 1 próton + 2 nêutrons  $\Rightarrow Z = 1$ ,  $A = 3$ ,  $m_T \approx 3 \text{ u}$



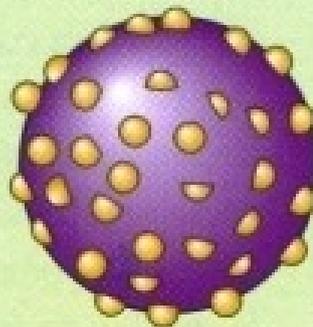
# Resumo: Os modelos atômicos

Dalton:  
"Bola de bilhar"



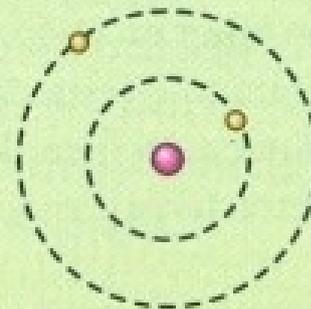
O átomo é uma esfera maciça, indivisível, neutra.

Thomson:  
"Pudim de passas"



O átomo é uma esfera maciça, positiva com elétrons encravados nela.

Rutherford:  
"Modelo planetário"



O átomo tem um núcleo positivo e muito pequeno ao redor do qual giram os elétrons.

Linha do tempo

1803



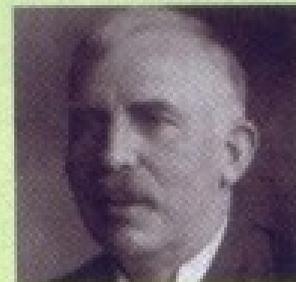
J. Dalton (1766-1844)

1897

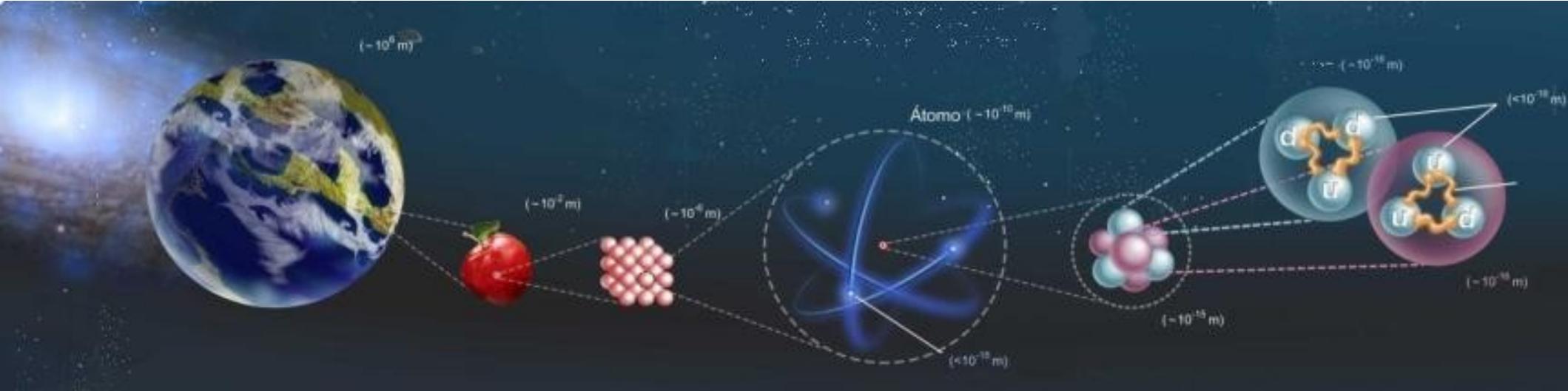


J. J. Thomson (1856-1940)

1911



E. Rutherford (1871-1937)



Universidade Federal do ABC

# Estrutura da Matéria

FIM pra hoje

<https://sites.google.com/site/estruturabc0102/>