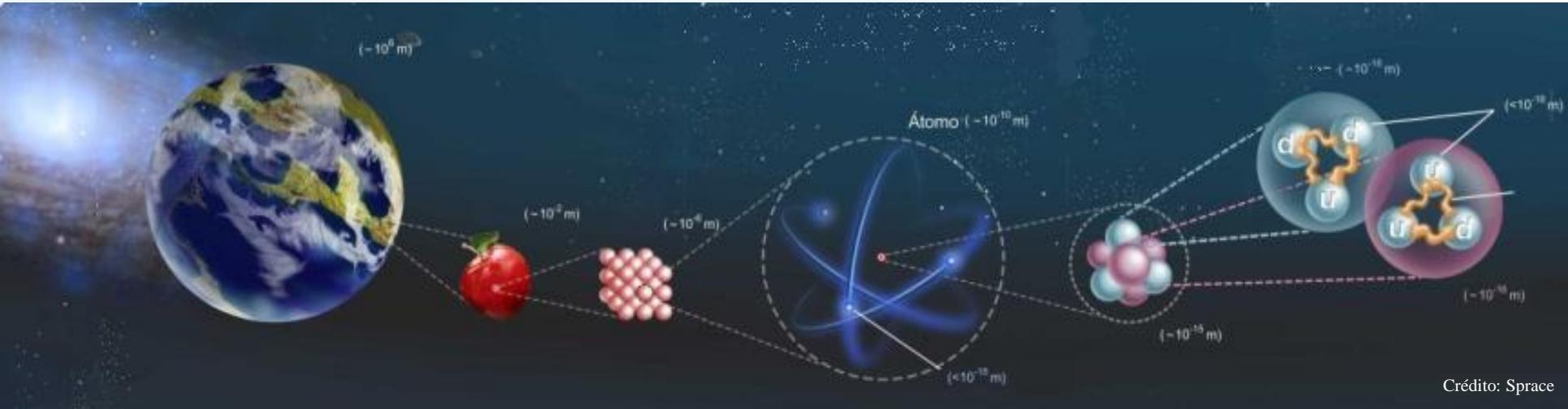




Universidade Federal do ABC

BCK0103: FÍSICA QUÂNTICA

1º Quadrimestre de 2024



Prof. Marcelo Augusto Leigui de Oliveira
CCNH – UFABC
leigui@ufabc.edu.br

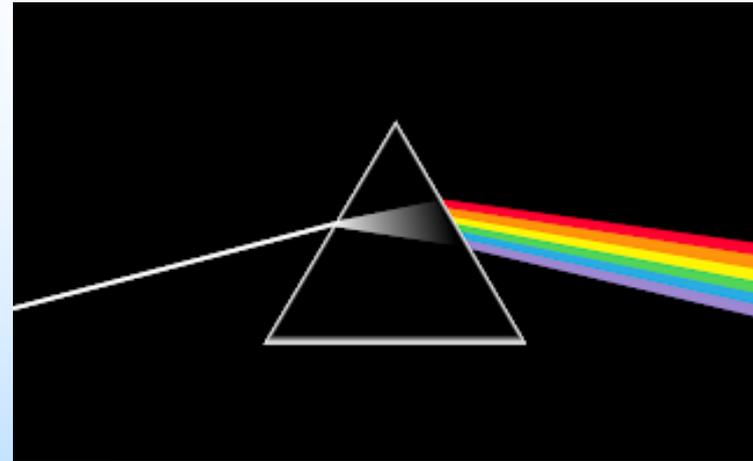
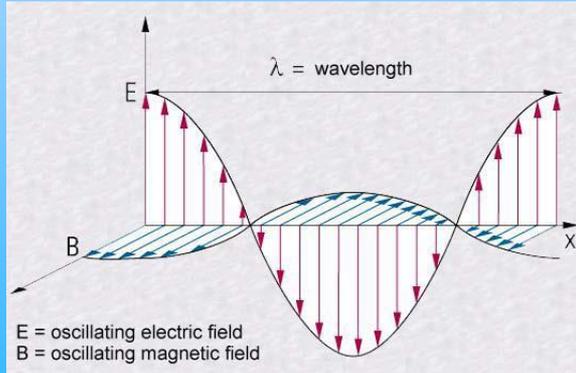
Espectros Atômicos

O fenômeno da **dispersão** da luz:

Ondas eletromagnéticas propagam-se com a velocidade da luz:

$$c = \lambda f ,$$

onde $c = 299.792.458 \text{ m/s} \approx 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$ é a velocidade da luz no vácuo, λ o comprimento de onda e f a frequência de oscilação.



Cor	Comprimento de onda (λ)	Frequência (f)
vermelho	~ 620-740 nm	~ 483-405 THz
laranja	~ 585-620 nm	~ 512-483 THz
amarelo	~ 575-585 nm	~ 521-512 THz
verde	~ 500-575 nm	~ 599-521 THz
azul	~ 445-500 nm	~ 673-599 THz
anil	~ 425-445 nm	~ 705-673 THz
violeta	~ 390-425 nm	~ 768-705 THz

Espectros Atômicos

Newton deu várias contribuições para a óptica, sintetizadas em seu livro *Optiks* (1704).

- Construiu o primeiro telescópio refletor (ou newtoniano):



Isaac Newton (1643 - 1727)

- Descobriu que a dispersão da luz branca por um prisma:

- Realizou o *experimentum crucis* (1666):

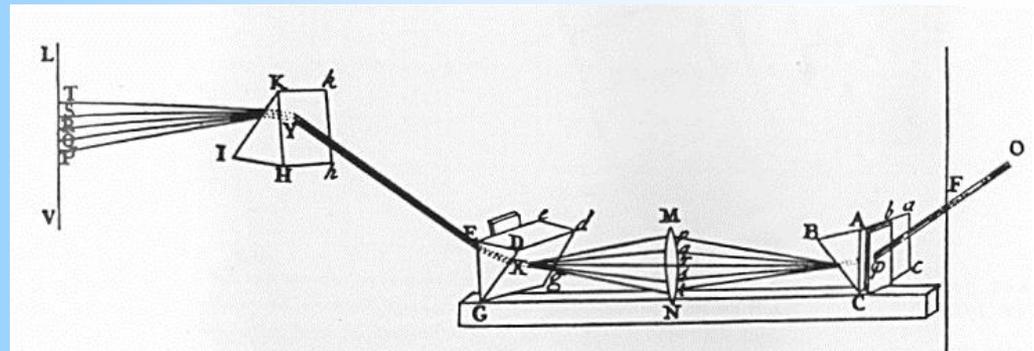
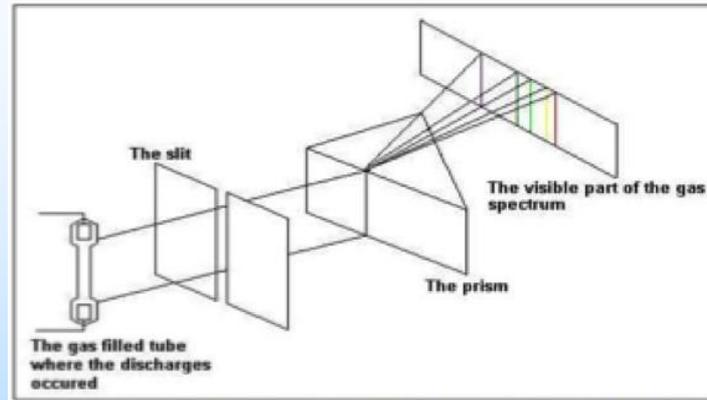


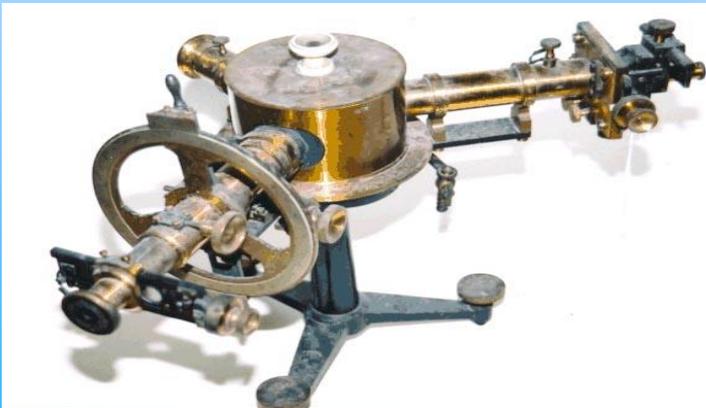
FIG. 16.

Espectros Atômicos

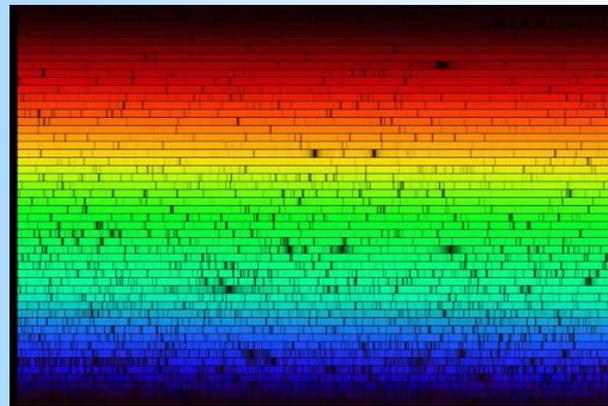
- (1752) Thomas Melvill nota que gases aquecidos emitem linhas (claras) em frequências específicas:



- (1814) Fraunhofer inventa o espectroscópio e estuda 574 linhas (escuras) do Sol, as linhas de Fraunhofer.



Espectroscópio



Linhas de Fraunhofer do Sol



Joseph von Fraunhofer
(1787 - 1826)

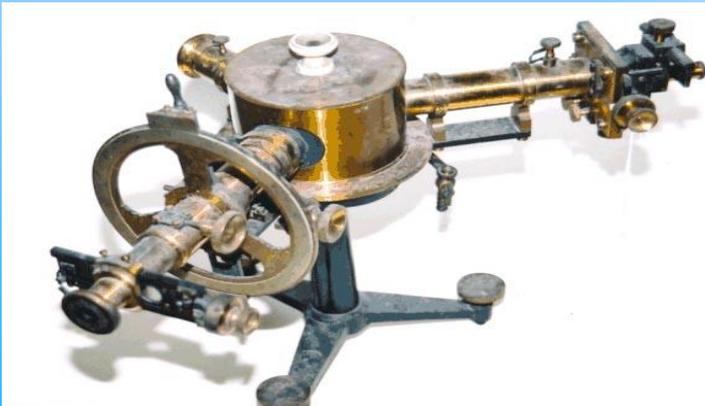
Espectros Atômicos

- (1820) O filósofo Augusto Comte afirma em seu *Curso de Filosofia Positiva* que: “podemos conhecer tudo, menos a natureza físico-química das estrelas”.

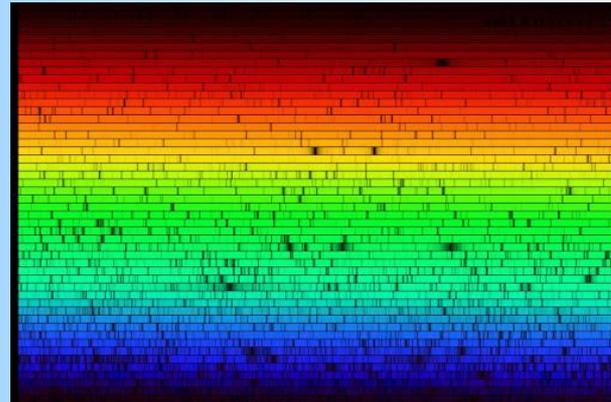
Nascimento da
Astrofísica



- (1814) Fraunhofer inventa o espectroscópio e estuda 574 linhas (escuras) do Sol, as linhas de Fraunhofer. Estudou também as linhas da estrela Sírius.



Espectroscópio



Linhas de Fraunhofer



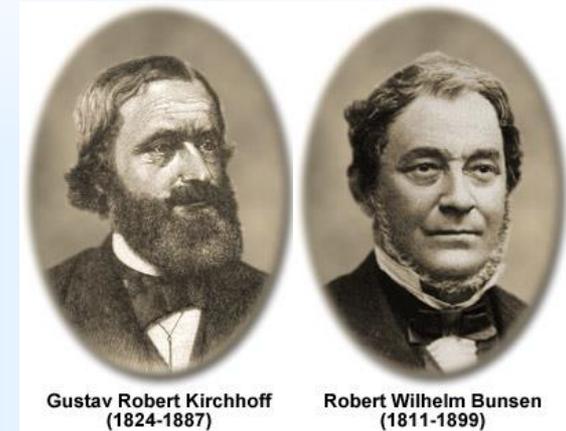
Augusto Comte
(1798 - 1857)



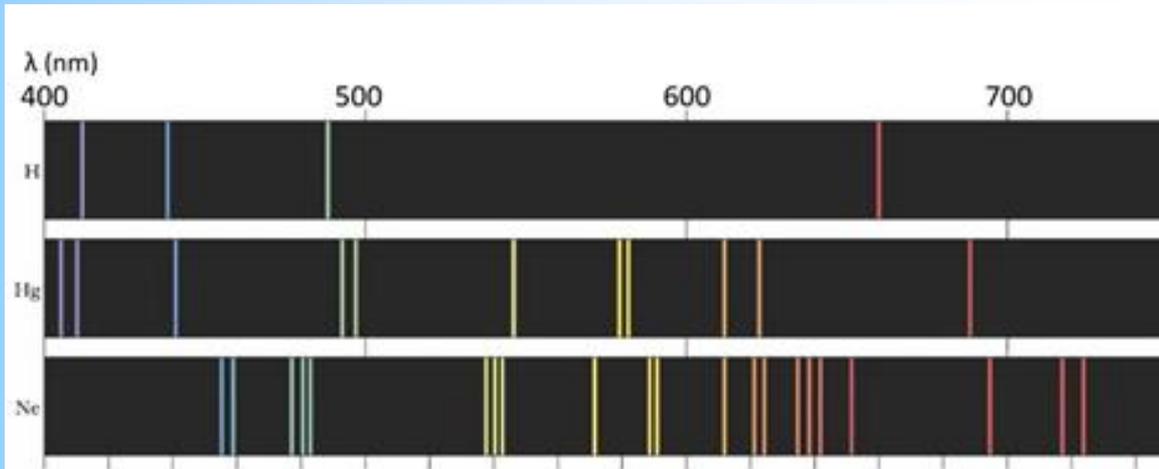
Joseph von Fraunhofer
(1787 - 1826)

Espectros Atômicos

(1860) Kirchhoff e Bunsen acoplam um espectroscópio a um bico de Bunsen e mostram que os conjuntos diferentes de linhas estão associadas a diferentes elementos químicos:



➤ as linhas são as “assinaturas”, ou as “impressões digitais” dos elementos químicos:



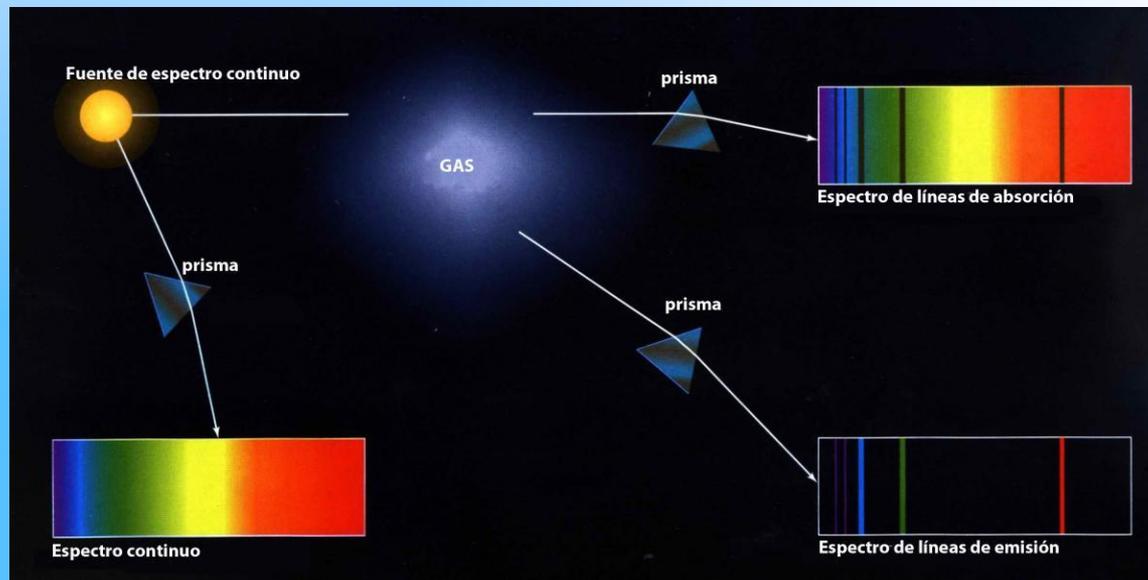
Espectros Atômicos

Tipos de espectros:

Espectros Atômicos

Tipos de espectros:

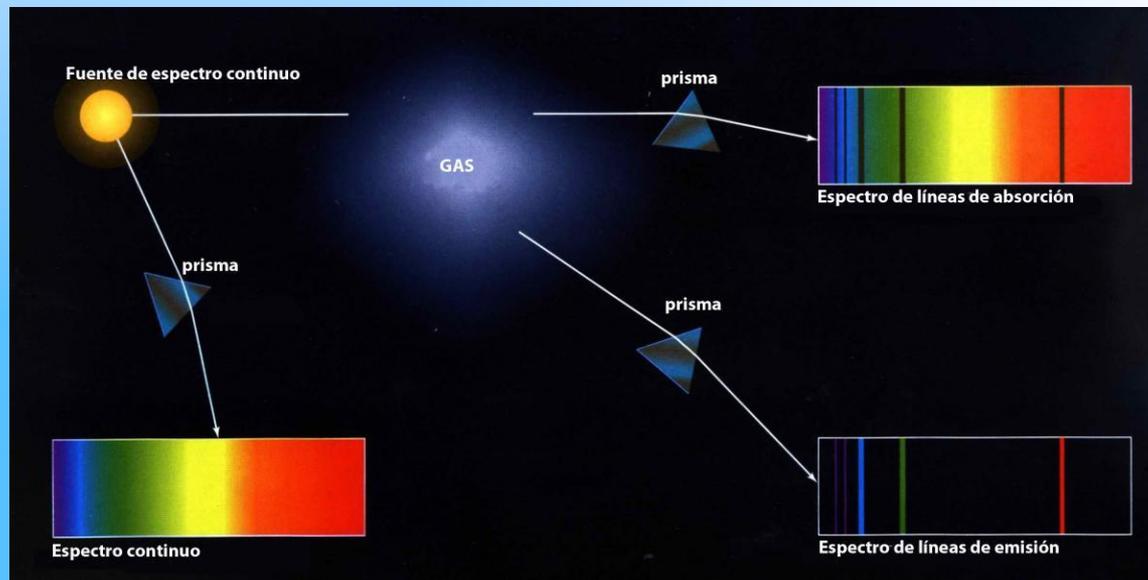
1. Espectro contínuo: não é emitido em linhas, mas em todas as frequências, por exemplo: radiação de corpo negro (veremos em aula posterior).



Espectros Atômicos

Tipos de espectros:

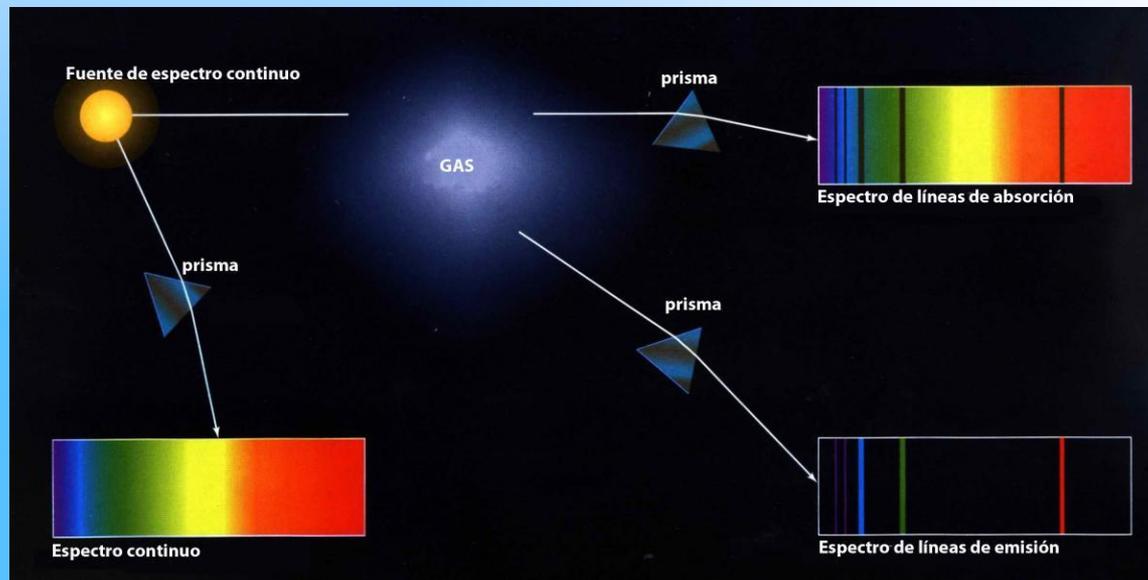
1. Espectro contínuo: não é emitido em linhas, mas em todas as frequências, por exemplo: radiação de corpo negro (veremos em aula posterior);
2. Espectro de emissão (linhas claras): produzido quando uma substância é excitada e emite luz em frequências bem definidas, por exemplo: termoluminescência, eletroluminescência, quimioluminescência.



Espectros Atômicos

Tipos de espectros:

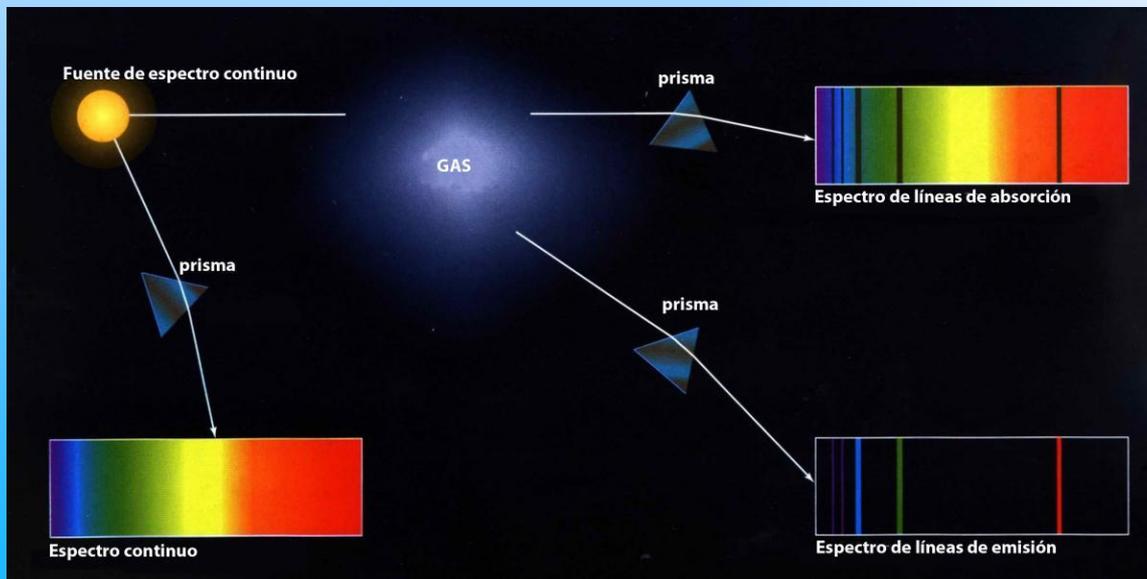
1. Espectro contínuo: não é emitido em linhas, mas em todas as frequências, por exemplo: radiação de corpo negro (veremos em aula posterior);
2. Espectro de emissão (linhas claras): produzido quando uma substância é excitada e emite luz em frequências bem definidas, por exemplo: termoluminescência, eletroluminescência, quimioluminescência;
3. Espectro de absorção (linhas escuras): produzido quando a luz branca (previamente produzida) é absorvida por uma substância.



Espectros Atômicos

Tipos de espectros:

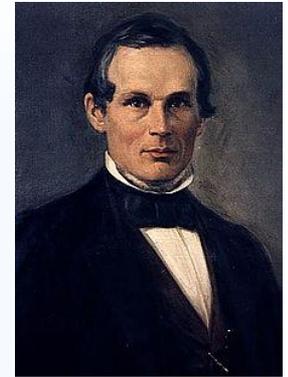
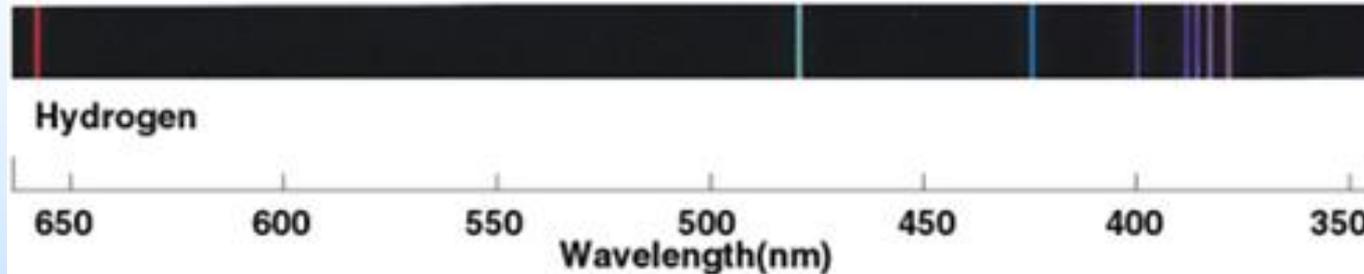
1. Espectro contínuo: não é emitido em linhas, mas em todas as frequências, por exemplo: radiação de corpo negro (veremos em aula posterior);
2. Espectro de emissão (linhas claras): produzido quando uma substância é excitada e emite luz em frequências bem definidas, por exemplo: termoluminescência, eletroluminescência, quimioluminescência;
3. Espectro de absorção (linhas escuras): produzido quando a luz branca (previamente produzida) é absorvida por uma substância.



- Gases monoatômicos → linhas
- Outros gases → bandas

Espectros Atômicos

O espectro mais simples é o do hidrogênio, observado por Ångström, em (1853):



Anders Jonas Ångström
(1814-1874)

(1885) Balmer descobre uma fórmula que descreve a série visível do hidrogênio:

$$\lambda(\text{Å}) = 3645,6 \left(\frac{n^2}{n^2 - 4} \right), \text{ onde } n = 3, 4, 5, \dots$$

(1888) Rydberg reescreveu a fórmula de Balmer em termos do número de onda (λ^{-1}):

$$\begin{aligned} \frac{1}{\lambda} &= \frac{1}{3645,6 \cdot 10^{-10}} \left(\frac{n^2 - 4}{n^2} \right) = \frac{4}{3,6456 \cdot 10^{-7}} \left(\frac{n^2 - 4}{4n^2} \right) \\ &= 1,097 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n^2} \right) \equiv R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \end{aligned}$$



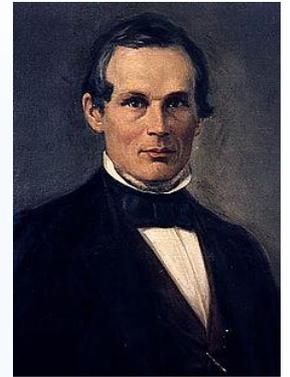
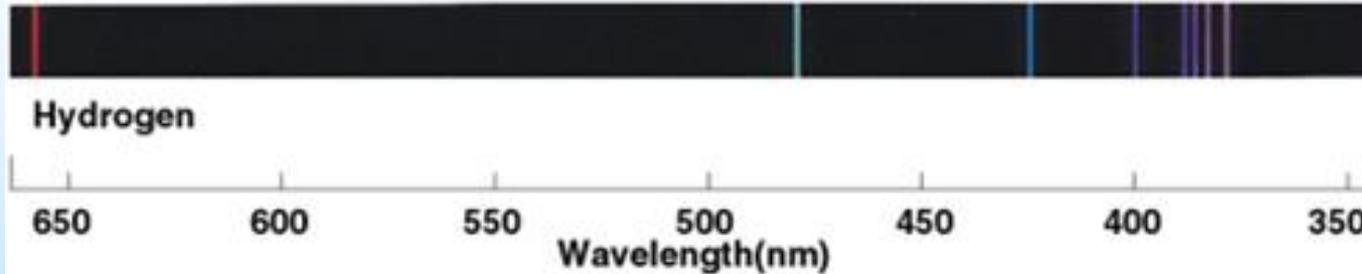
Johan Jakob Balmer
(1825-1898)



Johannes Rydberg
(1854-1919)

Espectros Atômicos

O espectro mais simples é o do hidrogênio, observado por Ångström, em (1853):



Anders Jonas Ångström
(1814-1874)

(1885) Balmer descobre uma fórmula que descreve a série visível do hidrogênio:

$$\lambda(\text{Å}) = 3645,6 \left(\frac{n^2}{n^2 - 4} \right), \text{ onde } n = 3, 4, 5, \dots$$

(1888) Rydberg reescreveu a fórmula de Balmer em termos do número de onda (λ^{-1}):

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

onde $R_H = 1,09737 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ (valor moderno) é a **constante de Rydberg**.



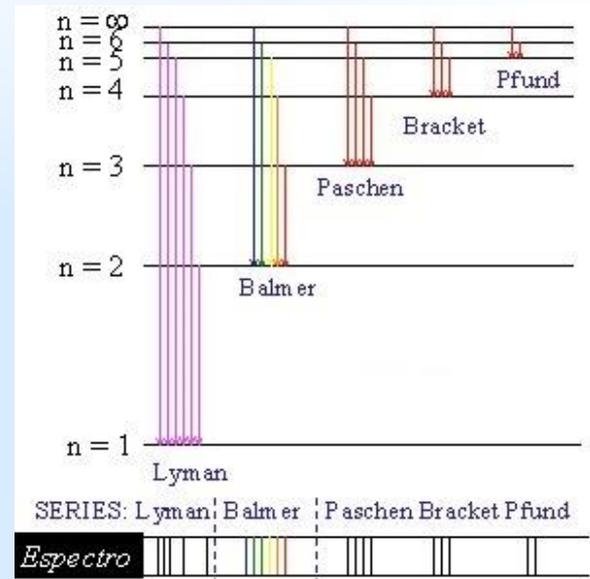
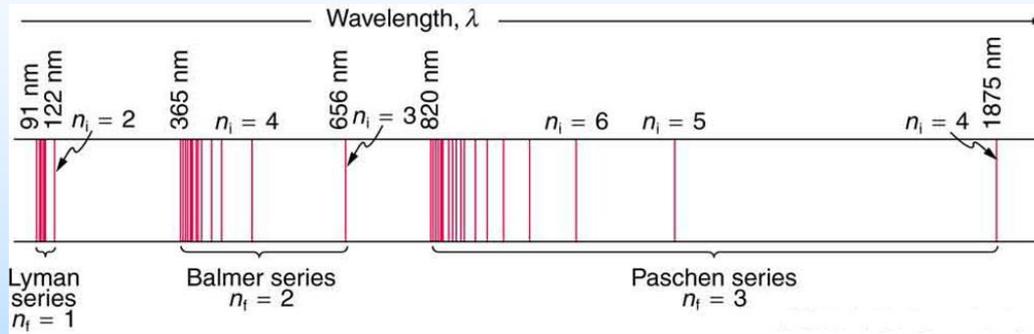
Johan Jakob Balmer
(1825-1898)



Johannes Rydberg
(1854-1919)

Espectros Atômicos

Posteriormente, outras séries foram descobertas para o hidrogênio:



série	ano(s)	m	n	faixa espectral
Lyman	1906 – 1914	1	2, 3, ...	uv
Balmer	1885	2	3, 4, ...	uv+vis
Paschen	1908	3	4, 5, ...	iv
Brackett	1922	4	5, 6, ...	iv
Pfund	1924	5	6, 7, ...	iv

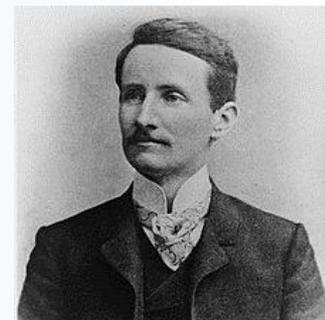
Rydberg e Ritz generalizam a fórmula de Balmer:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n > m \text{ (números inteiros)}$$

onde $R_H = 1,09737 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ (valor moderno) é a **constante de Rydberg**.



Johannes Rydberg
(1854-1919)



Walther Ritz
(1878-1909)

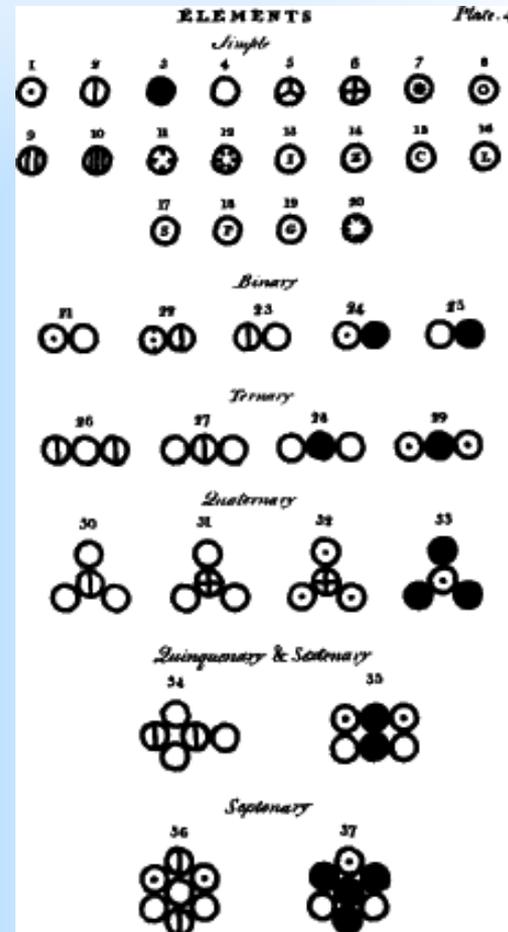
O modelo de Dalton

1803 Dalton estabelece uma base científica para a hipótese atomística com sua lei da composição constante: “dois elementos (A e B) que formam uma série de componentes combinam-se numa razão de pequenos números inteiros”.

CO_2 , H_2O , CO , H_2O_2 , CH_4 , C_2H_2 , ...

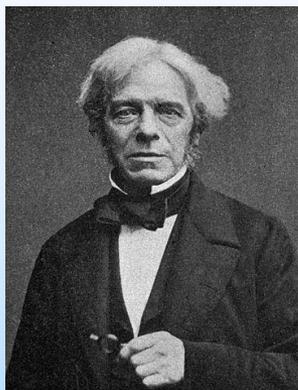


John Dalton (1766-1844)

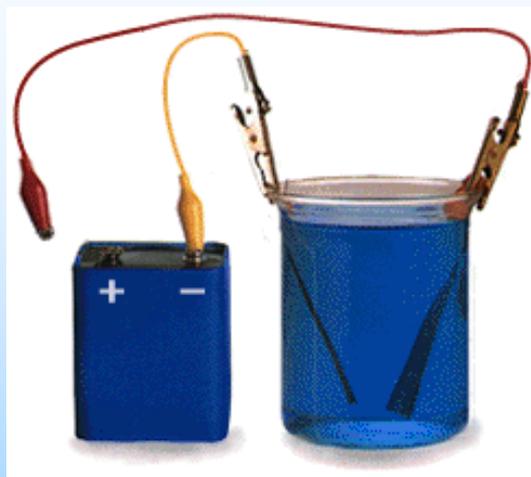


As leis da eletrólise de Faraday

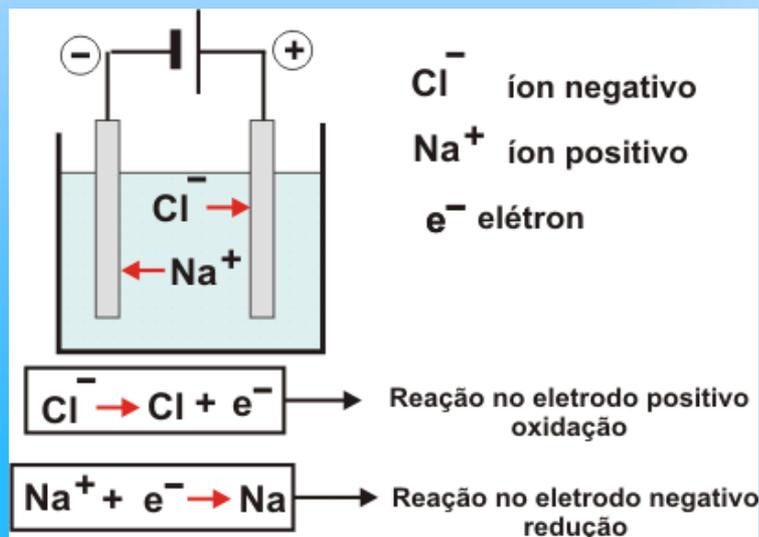
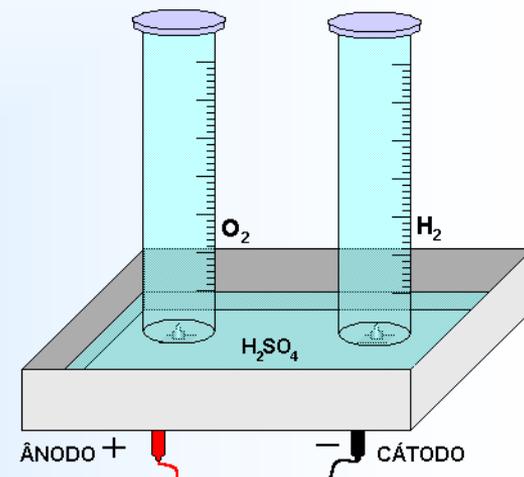
Em 1833, Michael Faraday descobre as **leis da eletrólise**:



Michael Faraday (1791 - 1867), físico e químico britânico.



Célula eletrolítica



Líquido eletrolítico ou **solução eletrolítica**:

- Sal (NaCl) + água (H_2O):
 $\leftarrow \text{Na}^+ \quad \text{Cl}^- \rightarrow$
- Ácido (H_2SO_4) + água (H_2O):
 $\leftarrow \text{H}^+ \quad \text{SO}_4^{--} \rightarrow$
- Base (NaOH) + água (H_2O):
 $\leftarrow \text{Na}^+ \quad \text{OH}^- \rightarrow$

As leis da eletrólise de Faraday

Definições:

1. **Equivalente eletroquímico** é o quociente entre a massa de material depositado (ou gás formado) pela carga elétrica que circula pela solução eletrolítica:

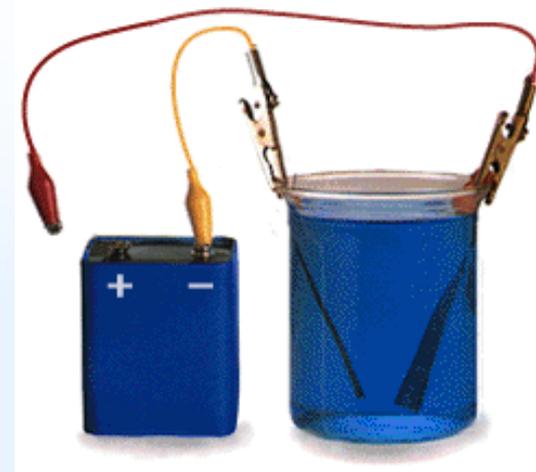
$$\varepsilon_e \equiv \frac{m}{q},$$

onde $[m] = \text{g}$ e $[q] = \text{C}$.

2. **Equivalente químico** é o quociente entre a massa molar (átomo-grama) e a valência do elemento:

$$\varepsilon_q \equiv \frac{M}{z},$$

onde $[M] = \text{g}$ e $[z] = \text{adimensional}$.



Célula eletrolítica

Elemento	M(g)	z	ε_q (g)	ε_e (g/C)
H	1,008	1	1,008	$1,046 \cdot 10^{-5}$
O	16,00	2	8,00	$8,291 \cdot 10^{-5}$
Cl	35,46	1	35,46	$3,675 \cdot 10^{-4}$
Ni	58,69	2	29,35	$3,040 \cdot 10^{-4}$
Cu	63,57	2	31,785	$3,294 \cdot 10^{-4}$
Zn	65,38	2	32,69	$3,385 \cdot 10^{-4}$
Ag	107,88	1	107,88	$1,180 \cdot 10^{-3}$
Pb	207,20	2	103,60	$1,073 \cdot 10^{-3}$

As leis da eletrólise de Faraday

Note que para o hidrogênio:

$$\varepsilon_e = \frac{m}{q} = 1,046 \cdot 10^{-5} \text{g/C}$$



Célula eletrolítica

Elemento	M(g)	z	ε_q (g)	ε_e (g/C)
H	1,008	1	1,008	1,046 · 10 ⁻⁵
O	16,00	2	8,00	8,291 · 10 ⁻⁵
Cl	35,46	1	35,46	3,675 · 10 ⁻⁴
Ni	58,69	2	29,35	3,040 · 10 ⁻⁴
Cu	63,57	2	31,785	3,294 · 10 ⁻⁴
Zn	65,38	2	32,69	3,385 · 10 ⁻⁴
Ag	107,88	1	107,88	1,180 · 10 ⁻³
Pb	207,20	2	103,60	1,073 · 10 ⁻³

As leis da eletrólise de Faraday

Note que para o hidrogênio:

$$\varepsilon_e = \frac{m}{q} = 1,046 \cdot 10^{-5} \text{g/C} \Rightarrow \left(\frac{q}{m}\right)_{\text{H}^+} = 9,5602 \cdot 10^4 \text{C/g}$$



Célula eletrolítica

Elemento	M(g)	z	ε_q (g)	ε_e (g/C)
H	1,008	1	1,008	1,046 · 10 ⁻⁵
O	16,00	2	8,00	8,291 · 10 ⁻⁵
Cl	35,46	1	35,46	3,675 · 10 ⁻⁴
Ni	58,69	2	29,35	3,040 · 10 ⁻⁴
Cu	63,57	2	31,785	3,294 · 10 ⁻⁴
Zn	65,38	2	32,69	3,385 · 10 ⁻⁴
Ag	107,88	1	107,88	1,180 · 10 ⁻³
Pb	207,20	2	103,60	1,073 · 10 ⁻³

As leis da eletrólise de Faraday

Note que para o hidrogênio:

$$\varepsilon_e = \frac{m}{q} = 1,046 \cdot 10^{-5} \text{g/C} \Rightarrow \left(\frac{q}{m}\right)_{\text{H}^+} = 9,5602 \cdot 10^4 \text{C/g}$$

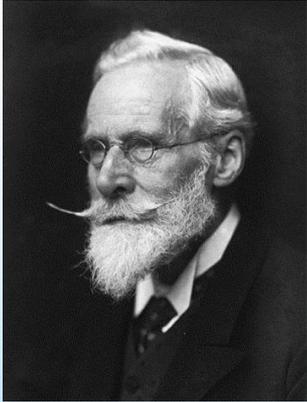
que é chamada de **razão carga-massa** (do hidrogênio, neste caso).



Célula eletrolítica

Elemento	M(g)	z	ε_q (g)	ε_e (g/C)
H	1,008	1	1,008	$1,046 \cdot 10^{-5}$
O	16,00	2	8,00	$8,291 \cdot 10^{-5}$
Cl	35,46	1	35,46	$3,675 \cdot 10^{-4}$
Ni	58,69	2	29,35	$3,040 \cdot 10^{-4}$
Cu	63,57	2	31,785	$3,294 \cdot 10^{-4}$
Zn	65,38	2	32,69	$3,385 \cdot 10^{-4}$
Ag	107,88	1	107,88	$1,180 \cdot 10^{-3}$
Pb	207,20	2	103,60	$1,073 \cdot 10^{-3}$

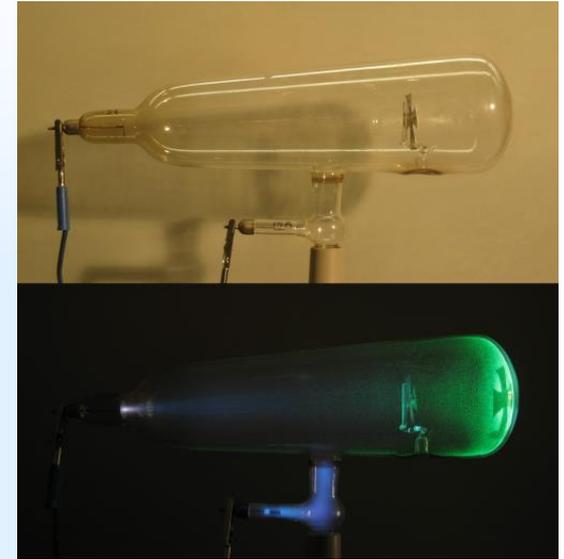
O experimento de Thomson



William Crookes (1826 - 1911), físico e químico britânico.

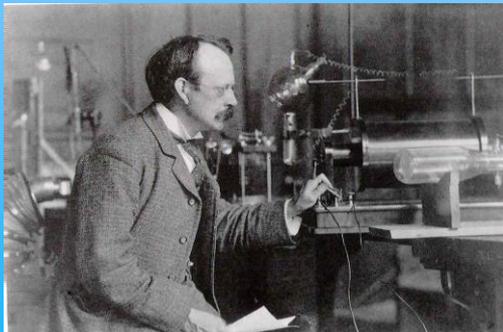
Em 1875, Sir William Crookes desenvolveu o **tubo de Crookes**, ou **tubo de raios catódicos**.

- **Raios catódicos**: emitidos pelo terminal negativo (**cátodo**)
- Produziam calor e fosforescência
- Propagam-se em linha reta, exceto sob a ação de um campo magnético
- Qual a natureza: **radiação** x **matéria**?



Em 1897, no Laboratório Cavendish da Universidade de Cambridge, o Prof. Thomson estudou os raios catódicos sob uma configuração especial de campos elétricos e magnéticos e mediu a

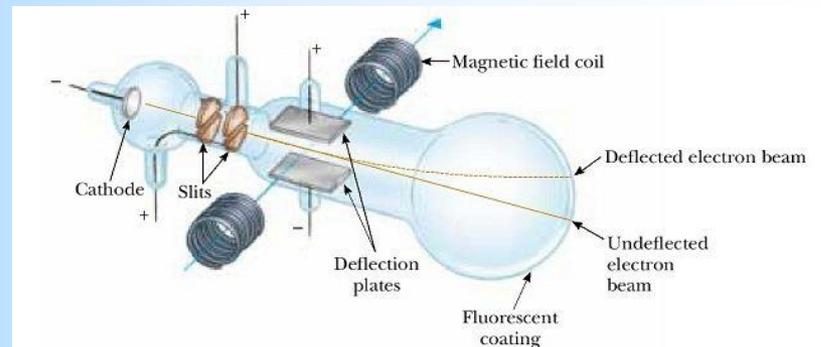
razão carga-massa do elétron: $\left(\frac{q}{m}\right)_{e^-} = 1,759 \cdot 10^8 \text{C/g}$.



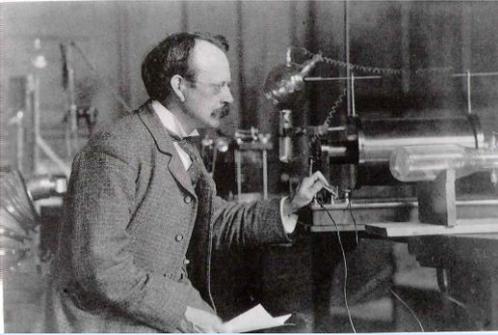
Joseph John Thomson (1856 - 1940), físico britânico.



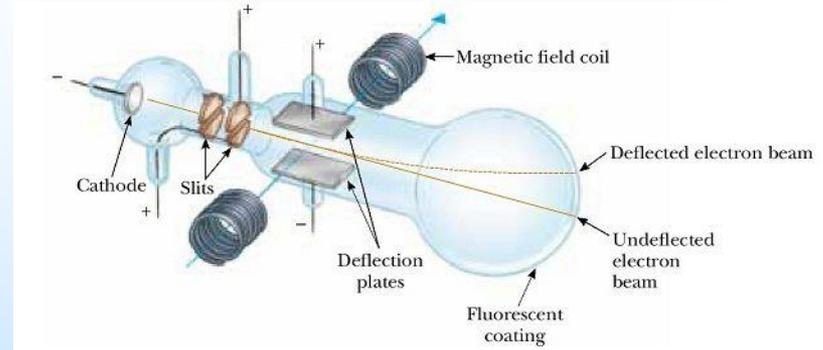
1906



O experimento de Thomson



Joseph John Thomson (1856 - 1940), físico britânico.



- A força elétrica no capacitor é: $F_E = qE$
- A força magnética no solenóide é: $F_B = qvB$

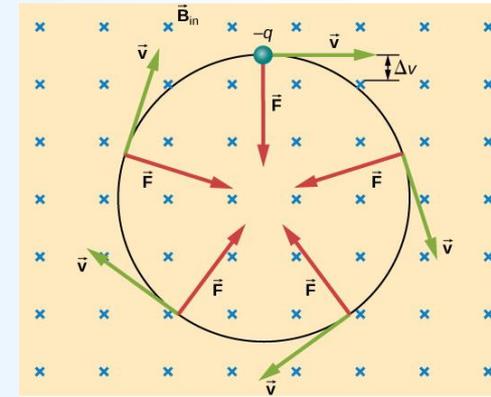
1. Thomson ajustou os campos, de tal forma que os raios catódicos não fossem defletidos (passando reto):

$$F_E = F_B \Rightarrow v = \frac{E}{B} \approx 2,4 \cdot 10^7 \text{ m/s} \approx 0,08c$$

2. Thomson desligou o campo elétrico, deixando o campo magnético:

$$F_B = F_{centrípeta} \Rightarrow \frac{q}{m} = \frac{E}{B^2 R} \Rightarrow$$

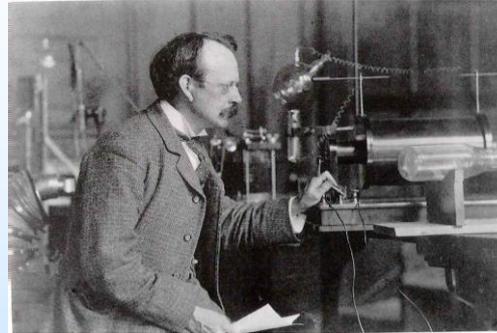
$$\left(\frac{q}{m}\right)_{e^-} = 1,759 \cdot 10^8 \text{ C/g}$$



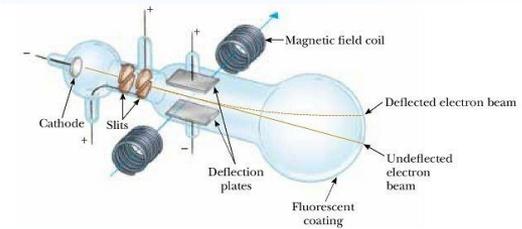
O experimento de Thomson

Comparando-se os resultados:

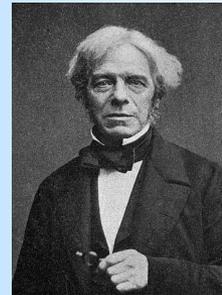
- Thomson: $\left(\frac{q}{m}\right)_{e^-} = 1,759 \cdot 10^8 \text{C/g}$



Joseph John Thomson



- Faraday: $\left(\frac{q}{m}\right)_{\text{H}^+} = 9,5602 \cdot 10^4 \text{C/g}$



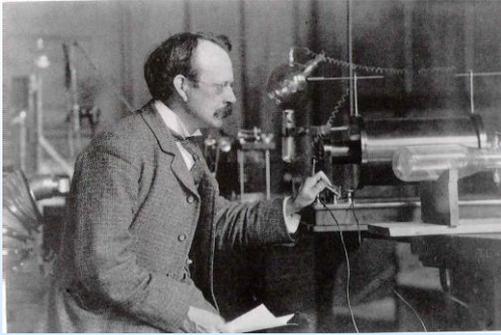
Michael Faraday



Notamos que:

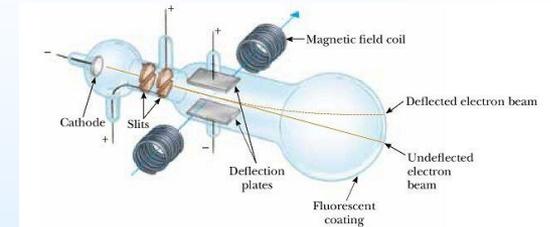
$$\frac{(q/m)_{e^-}}{(q/m)_{\text{H}^+}} = \frac{1,759 \cdot 10^8 \text{C/g}}{9,5602 \cdot 10^4 \text{C/g}} \approx 1840 \Rightarrow \boxed{\frac{m_{\text{H}^+}}{m_{e^-}} \approx 1840}$$

O modelo atômico de Thomson

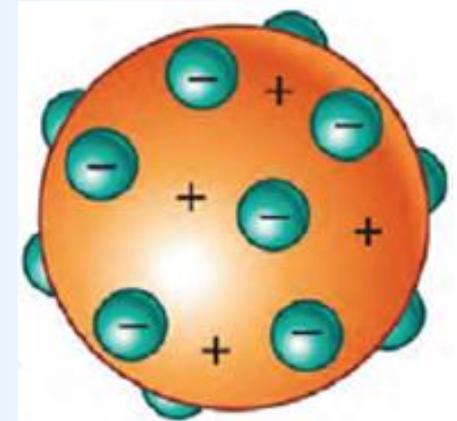


Joseph John Thomson

O resultado ($m_{e^-} \approx m_{H^+}/1840$) levou Thomson a propor, em 1904, o modelo do **pudim de ameixas** para o átomo.

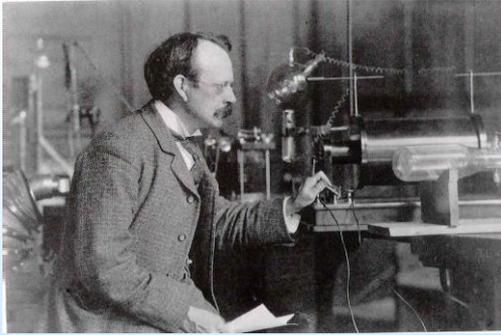


O modelo atômico de Thomson: os átomos são formados por pequenas esferas de carga positiva uniforme (os pudins) cravejadas por corpúsculos eletrificados negativamente, os elétrons (as ameixas), cujas massas são ~ 1840 vezes menores que a dos átomos.



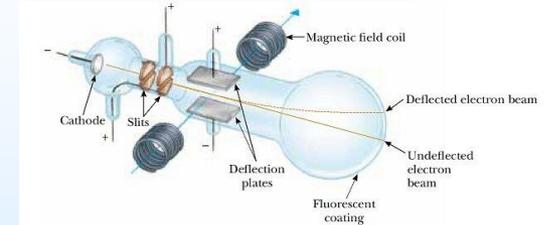
$\sim 10^{-10}$ m

O modelo atômico de Thomson



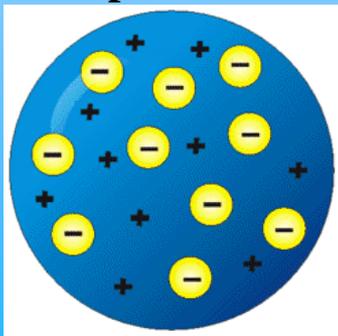
Joseph John Thomson

O resultado ($m_{e^-} \approx m_{H^+}/1840$) levou Thomson a propor, em 1904, o modelo do **pudim de ameixas** para o átomo.



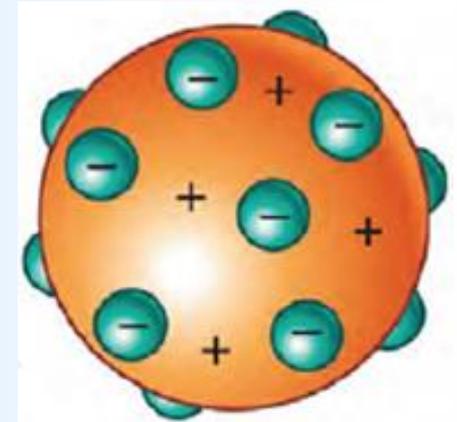
O modelo atômico de Thomson: os átomos são formados por pequenas esferas de carga positiva uniforme (os pudins) cravejadas por corpúsculos eletrificados negativamente, os elétrons (as ameixas), cujas massas são ~ 1840 vezes menores que a dos átomos.

Exemplo:



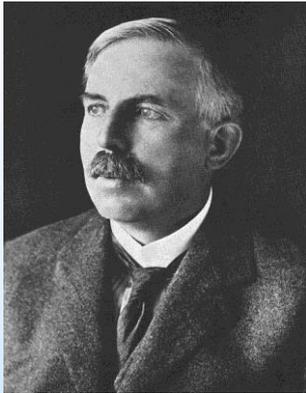
Ne ($Z=10$):

base (pudim) de carga: $q = +10e$
e 10 elétrons (ameixas): $\sum q = -10e$

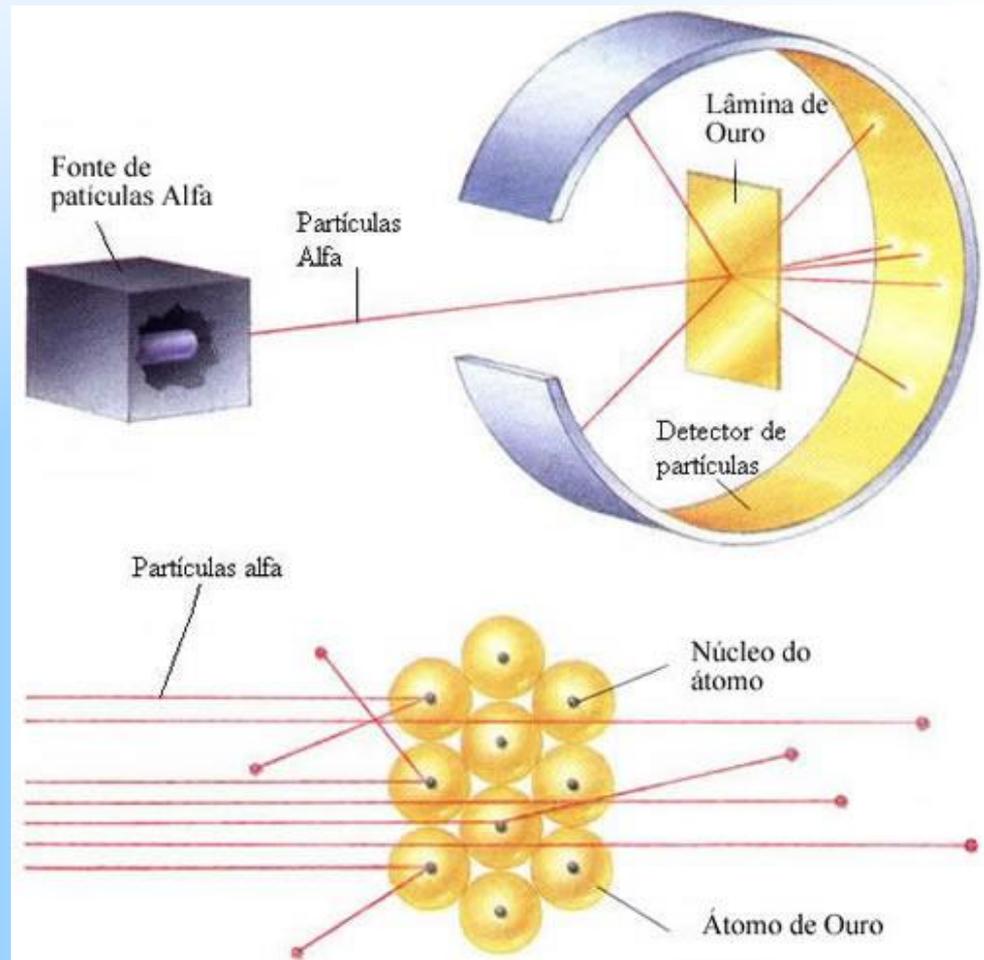
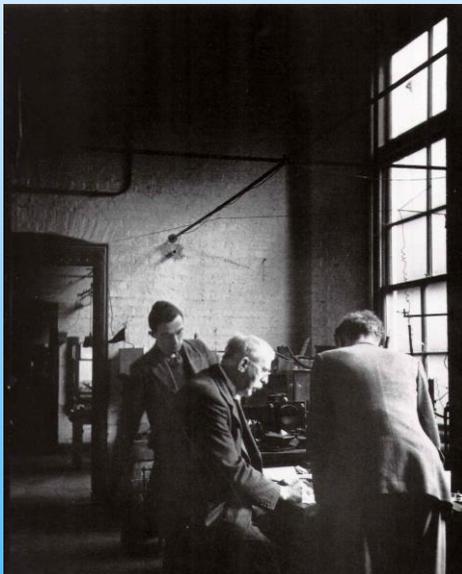


\longleftrightarrow
 $\sim 10^{-10} \text{ m}$

O experimento de Geiger e Marsden

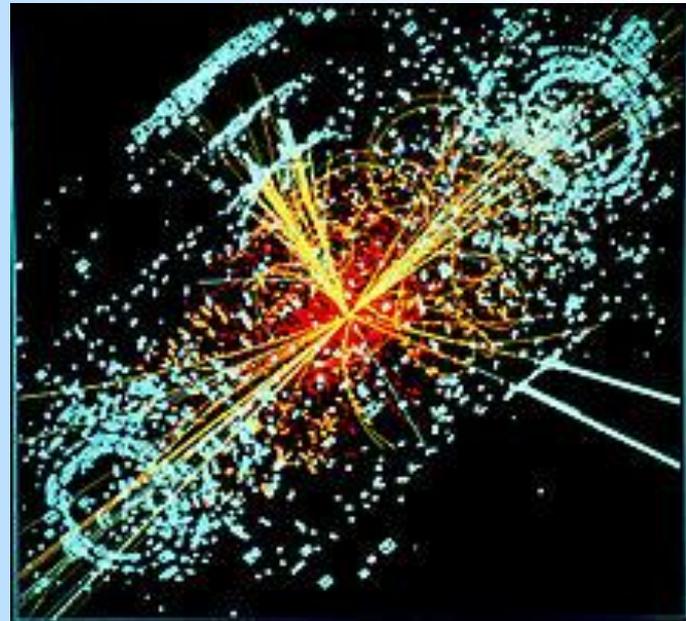
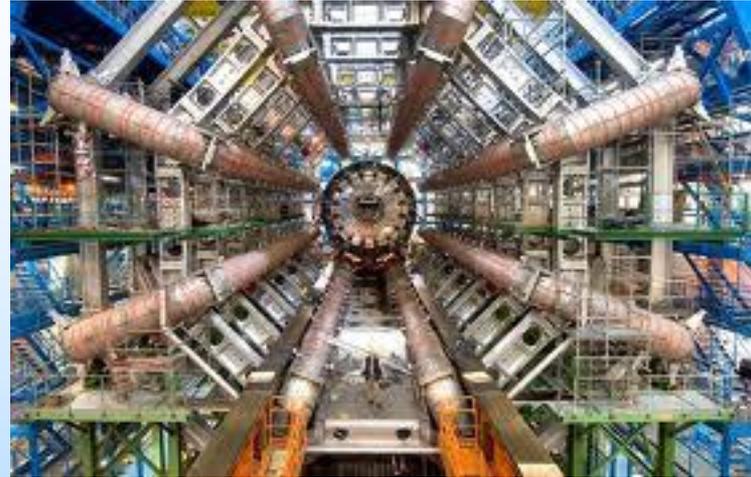
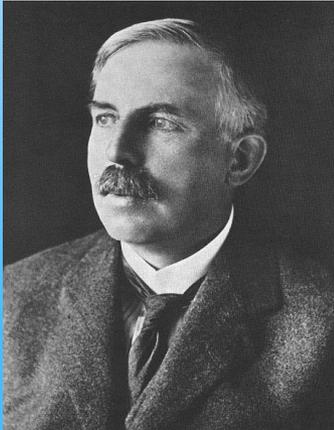


1909 Rutherford e seus estudantes Geiger e Marsden fazem experimentos de espalhamentos de partícula α em folhas de ouro.

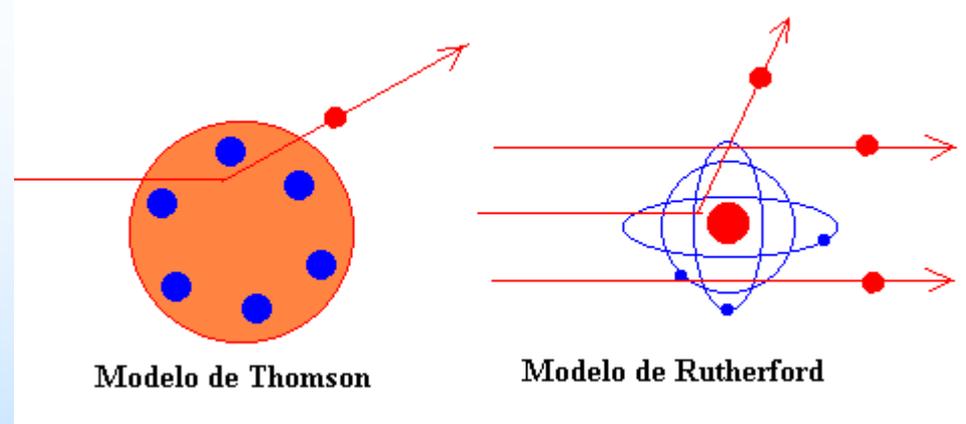
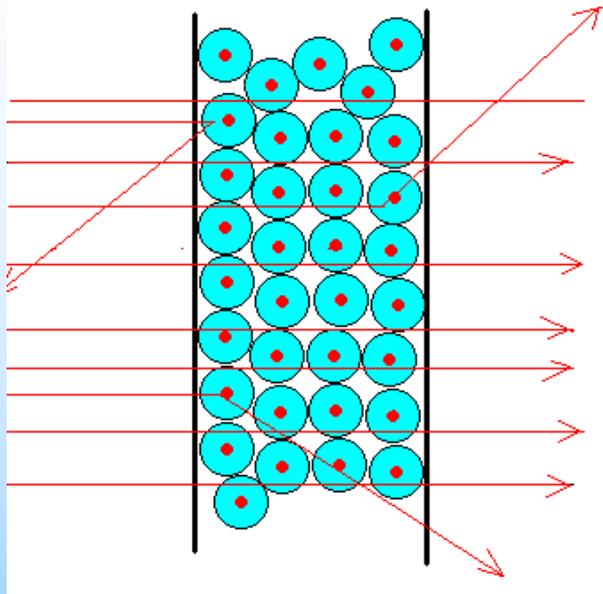


Rutherford e seus estudantes
Hans Geiger (1882 - 1945) e
Ernest Marsden (1889 - 1970)

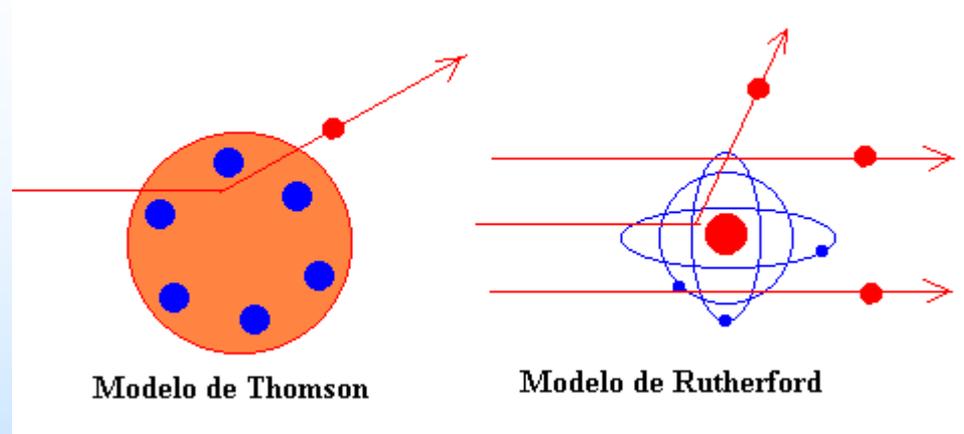
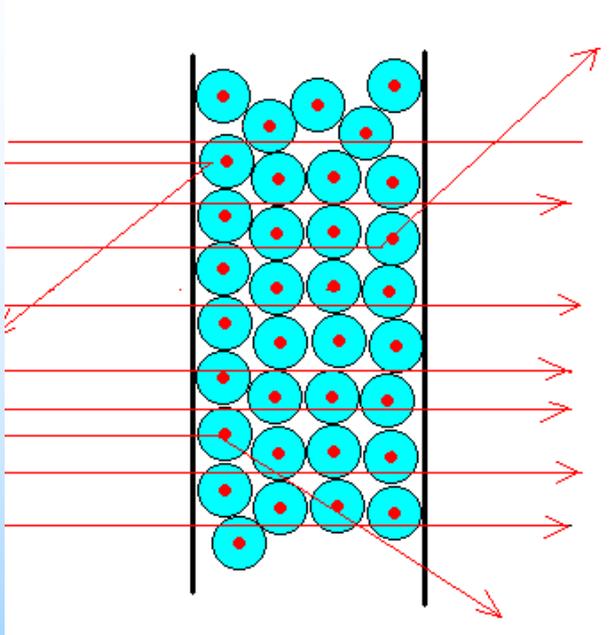
A ideia de Rutherford



O modelo atômico de Rutherford

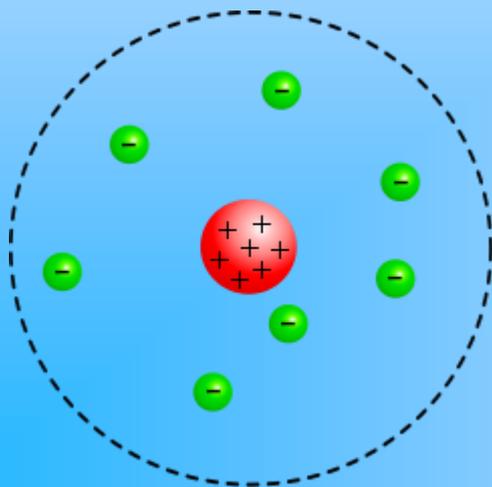


O modelo atômico de Rutherford



Modelo de Thomson

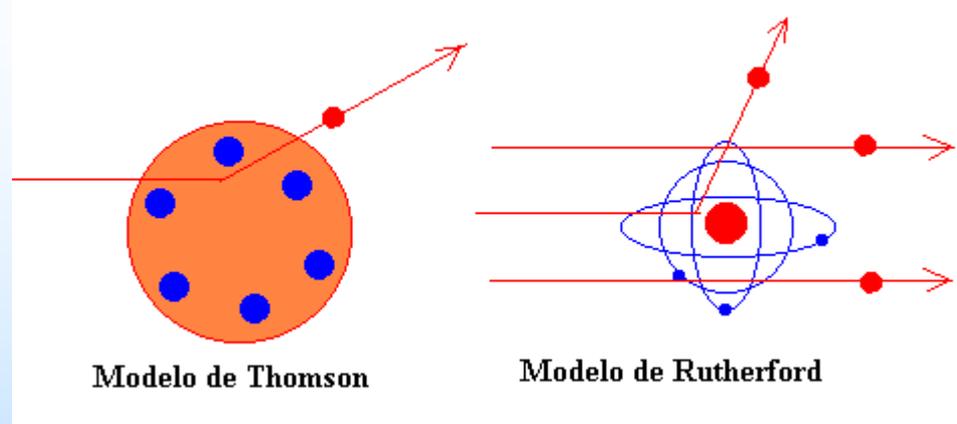
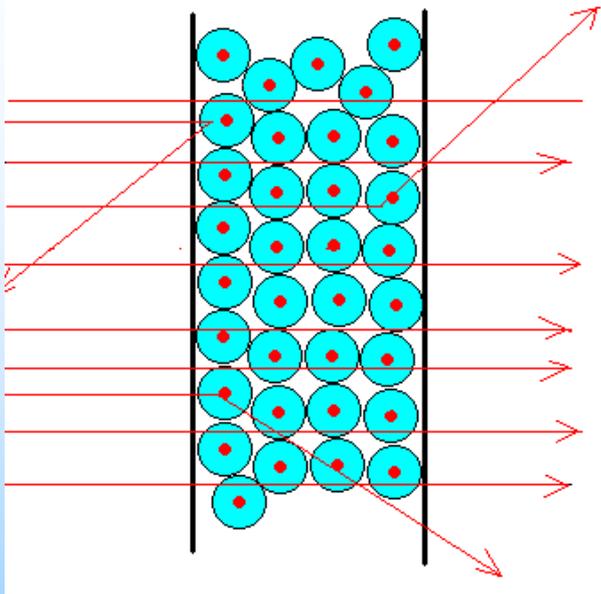
Modelo de Rutherford



1911 Rutherford propõe seu modelo atômico:

- O átomo de um elemento A,Z é formado por A prótons, Z elétrons e (A-Z) elétrons nucleares;
- Praticamente toda a massa dos átomos está contida no núcleo com dimensão $\sim 10^{-14}$ m.

O modelo atômico de Rutherford



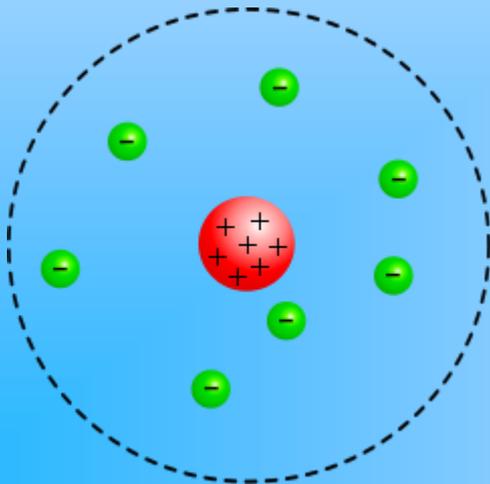
Modelo de Thomson

Modelo de Rutherford

Nascimento da
Física Nuclear

1911 Rutherford propõe seu modelo atômico:

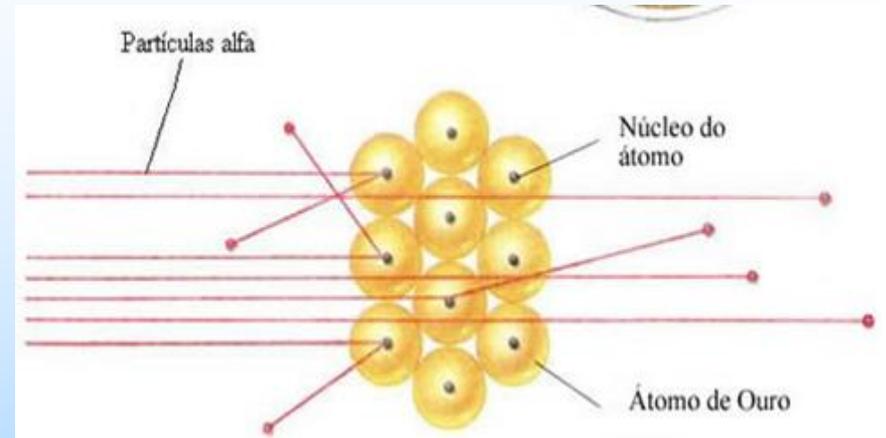
- O átomo de um elemento A,Z é formado por A prótons, Z elétrons e (A-Z) elétrons nucleares;
- Praticamente toda a massa dos átomos está contida no núcleo com dimensão $\sim 10^{-14}$ m.



O modelo atômico de Rutherford

Seja uma colisão frontal de uma partícula α de carga $+ze$ com um núcleo de carga $+Ze$, a **distância de maior aproximação** será tal que a energia cinética da partícula α seja igual à repulsão eletrostática, isto é:

$$K = U \Rightarrow \frac{1}{2} m_{\alpha} v^2 = k \frac{zZe^2}{d} \Rightarrow d = k \frac{zZe^2}{m_{\alpha} v^2 / 2} = ke^2 \frac{zZ}{m_{\alpha} v^2 / 2} \Rightarrow d = ke^2 \frac{zZ}{m_{\alpha} v^2 / 2}$$



O modelo atômico de Rutherford

Seja uma colisão frontal de uma partícula α de carga $+ze$ com um núcleo de carga $+Ze$, a **distância de maior aproximação** será tal que a energia cinética da partícula α seja igual à repulsão eletrostática, isto é:

$$K = U \Rightarrow \frac{1}{2} m_{\alpha} v^2 = k \frac{zZe^2}{d} \Rightarrow d = ke^2 \frac{zZ}{m_{\alpha} v^2 / 2}$$

Uma relação muito útil: $hc = 1240 \text{ eV} \cdot \text{nm}$

A constante de estrutura fina é:

$$\alpha = \frac{2\pi ke^2}{hc} = \frac{1}{137} \Rightarrow ke^2 = \frac{1}{137} \frac{hc}{2\pi} = \frac{1}{137} \frac{1240 [\text{eV} \cdot \text{nm}]}{2\pi} \Rightarrow ke^2 = 1,44 \text{ eV} \cdot \text{nm}$$

Uma relação muito útil: $hc = 1240 \text{ eV} \cdot \text{nm}$

A constante de estrutura fina é:

$$\alpha = \frac{2\pi ke^2}{hc} = \frac{1}{137} \Rightarrow ke^2 = \frac{1}{137} \frac{hc}{2\pi} = \frac{1}{137} \frac{1240 [\text{eV} \cdot \text{nm}]}{2\pi} \Rightarrow ke^2 = 1,44 \text{ eV} \cdot \text{nm}$$

O modelo atômico de Rutherford

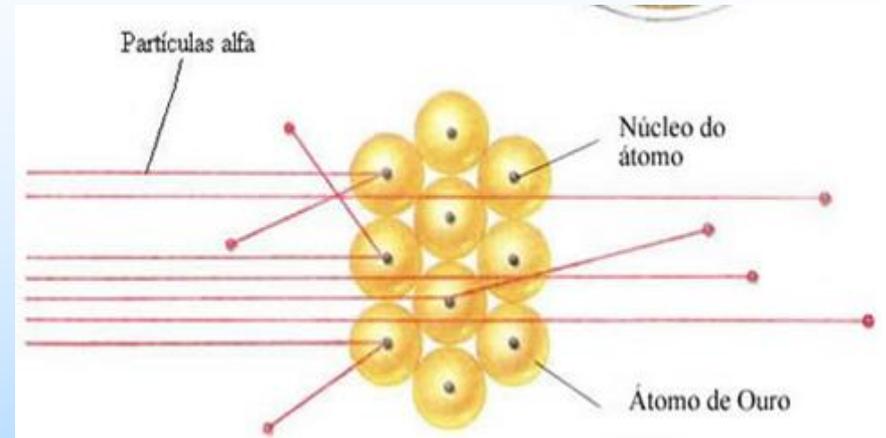
Seja uma colisão frontal de uma partícula α de carga $+ze$ com um núcleo de carga $+Ze$, a **distância de maior aproximação** será tal que a energia cinética da partícula α seja igual à repulsão eletrostática, isto é:

$$K = U \Rightarrow \frac{1}{2} m_{\alpha} v^2 = k \frac{zZe^2}{d} \Rightarrow d = ke^2 \frac{zZ}{m_{\alpha} v^2 / 2}$$

Uma relação muito útil:

$$hc = 1240 \text{ eV} \cdot \text{nm}$$

A constante de estrutura fina é: $\alpha = \frac{2\pi ke^2}{hc} = \frac{1}{137} \Rightarrow ke^2 = 1,44 \text{ eV} \cdot \text{nm}$



O modelo atômico de Rutherford

Seja uma colisão frontal de uma partícula α de carga $+ze$ com um núcleo de carga $+Ze$, a **distância de maior aproximação** será tal que a energia cinética da partícula α seja igual à repulsão eletrostática, isto é:

$$K = U \Rightarrow \frac{1}{2} m_{\alpha} v^2 = k \frac{zZe^2}{d} \Rightarrow d = ke^2 \frac{zZ}{m_{\alpha} v^2 / 2}$$

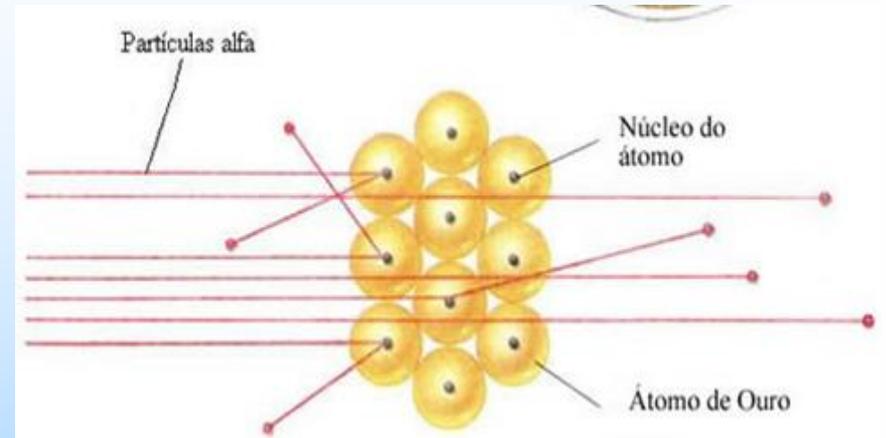
Uma relação muito útil:

$$hc = 1240 \text{ eV} \cdot \text{nm}$$

A constante de estrutura fina é: $\alpha = \frac{2\pi ke^2}{hc} = \frac{1}{137} \Rightarrow ke^2 = 1,44 \text{ eV} \cdot \text{nm}$

Se a energia da partícula α for de 6 MeV (com $z = 2$ e $Z = 79$), então:

$$d = ke^2 \frac{zZ}{m_{\alpha} v^2 / 2} = 1,44 \text{ eV} \cdot \text{nm} \frac{2 \cdot 79}{6 \cdot 10^6 \text{ eV}} = 3,79 \cdot 10^{-5} \text{ nm} = 37,9 \cdot 10^{-15} \text{ m} = 37,9 \text{ F (fermi)}$$



O modelo atômico de Rutherford

Seja uma colisão frontal de uma partícula α de carga $+ze$ com um núcleo de carga $+Ze$, a **distância de maior aproximação** será tal que a energia cinética da partícula α seja igual à repulsão eletrostática, isto é:

$$K = U \Rightarrow \frac{1}{2} m_{\alpha} v^2 = k \frac{zZe^2}{d} \Rightarrow d = ke^2 \frac{zZ}{m_{\alpha} v^2 / 2}$$

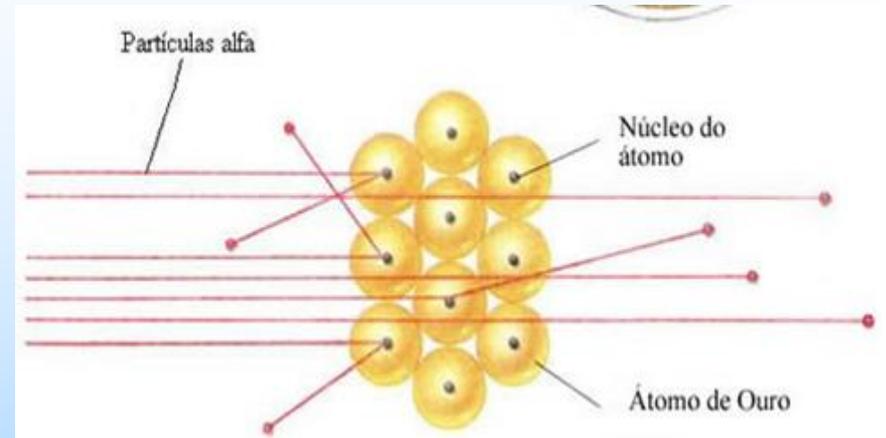
Uma relação muito útil:

$$hc = 1240 \text{ eV} \cdot \text{nm}$$

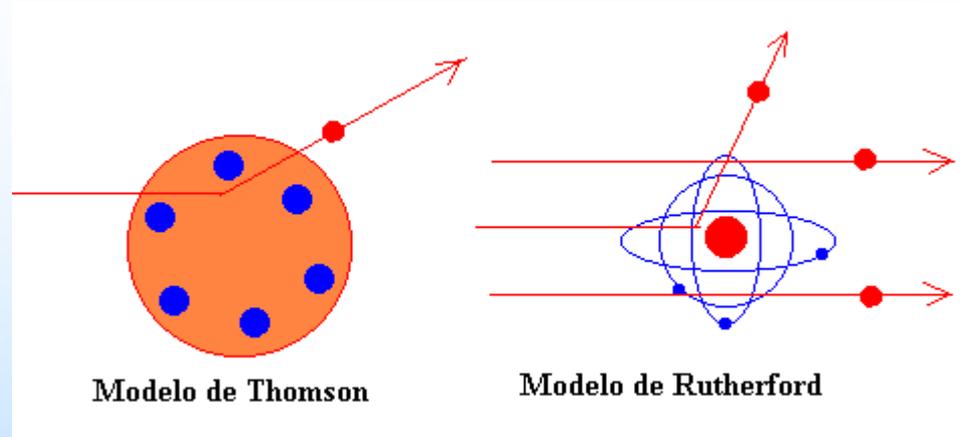
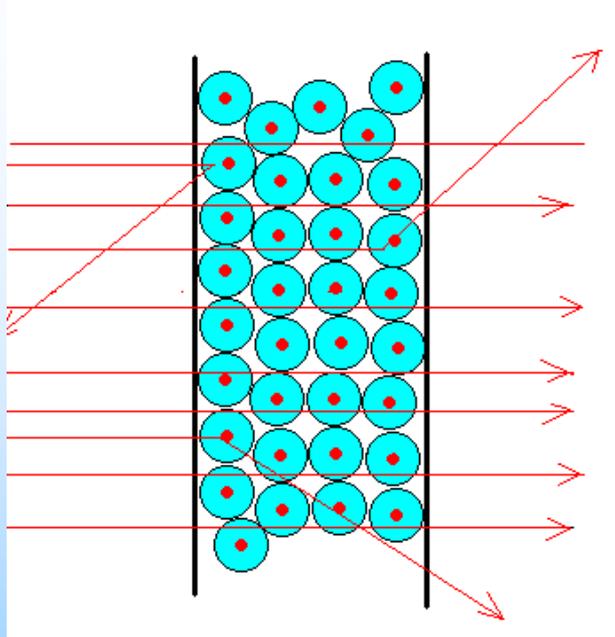
A constante de estrutura fina é: $\alpha = \frac{2\pi ke^2}{hc} = \frac{1}{137} \Rightarrow ke^2 = 1,44 \text{ eV} \cdot \text{nm}$

Se a energia da partícula α for de 6 MeV (com $z = 2$ e $Z = 79$), então a distância de maior aproximação é:

$$d = 37,9 \cdot 10^{-15} \text{ m} = 37,9 \text{ F}$$



O modelo atômico de Rutherford

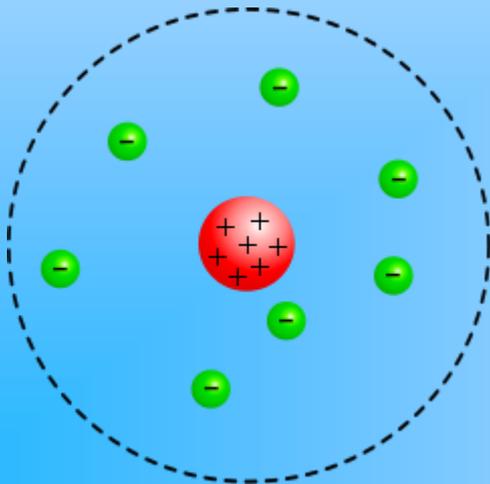


Modelo de Thomson

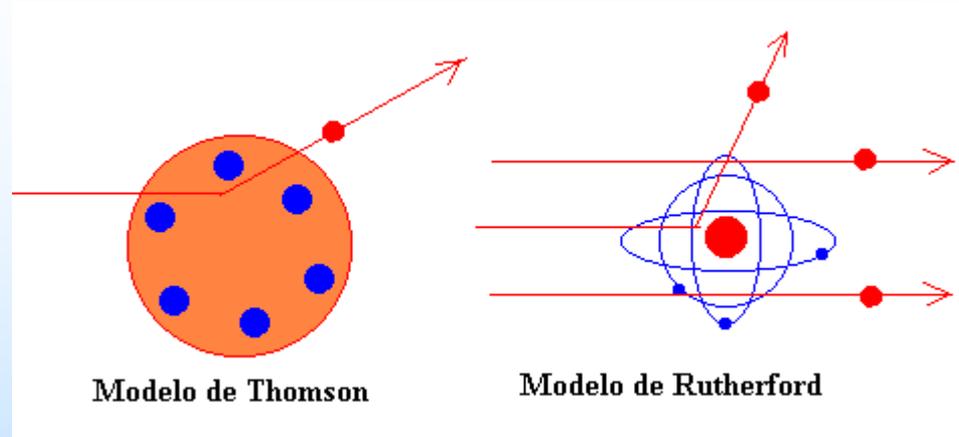
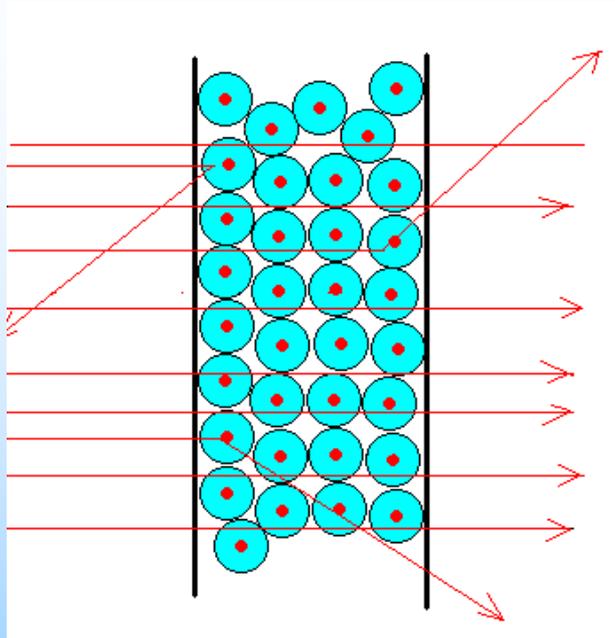
Modelo de Rutherford

1911 Rutherford propõe seu modelo atômico:

- O átomo de um elemento A,Z é formado por A prótons, Z elétrons e (A-Z) elétrons nucleares;
- Praticamente toda a massa dos átomos está contida no núcleo com dimensão $\sim 10^{-14}$ m.



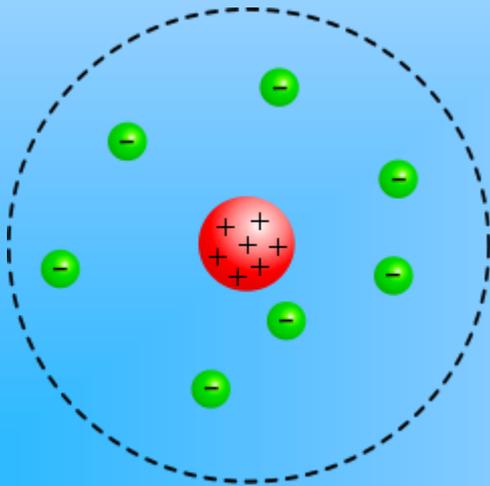
O modelo atômico de Rutherford



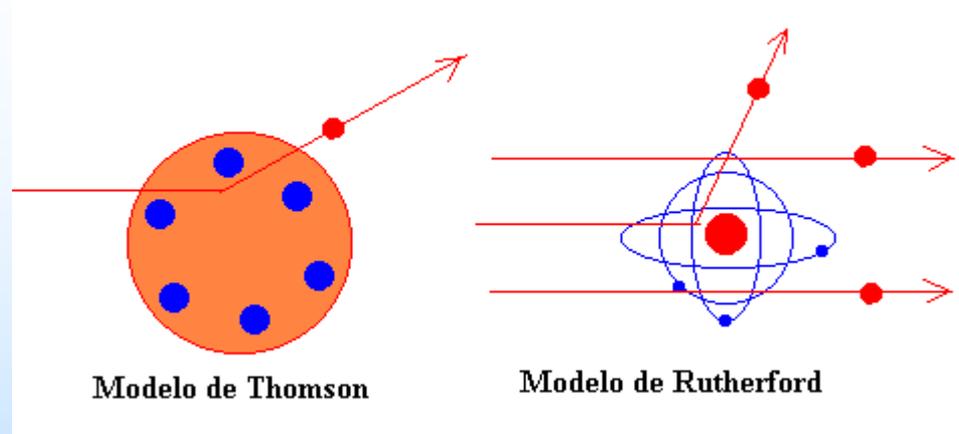
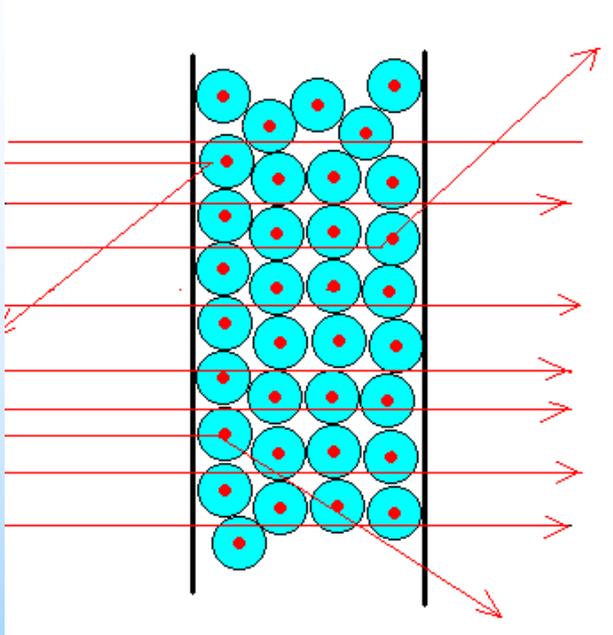
1911 Rutherford propõe seu modelo atômico:

- O átomo de um elemento A,Z é formado por A prótons, Z elétrons e (A-Z) elétrons nucleares;
- Praticamente toda a massa dos átomos está contida no núcleo com dimensão $\sim 10^{-14}$ m.

➡ O que mantém o núcleo coeso?

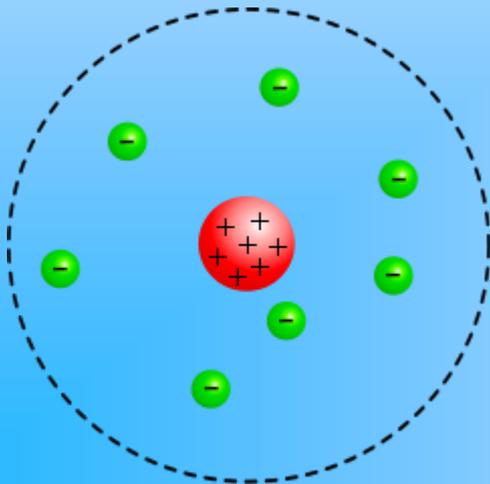


O modelo atômico de Rutherford



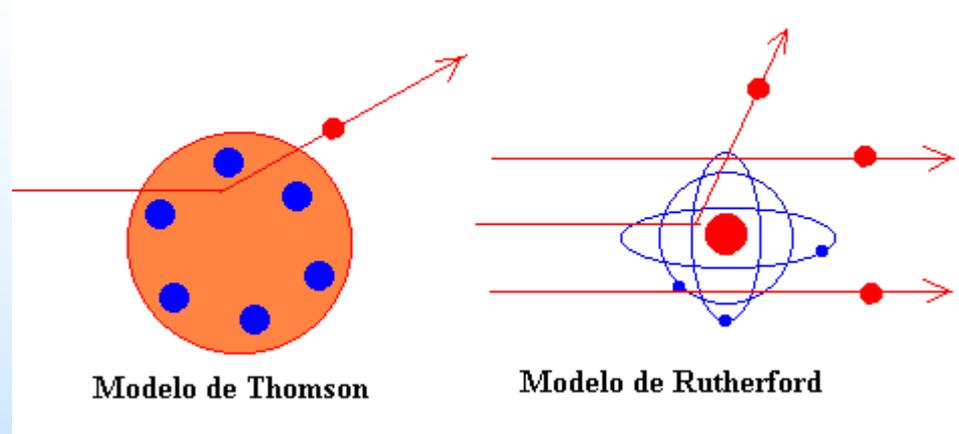
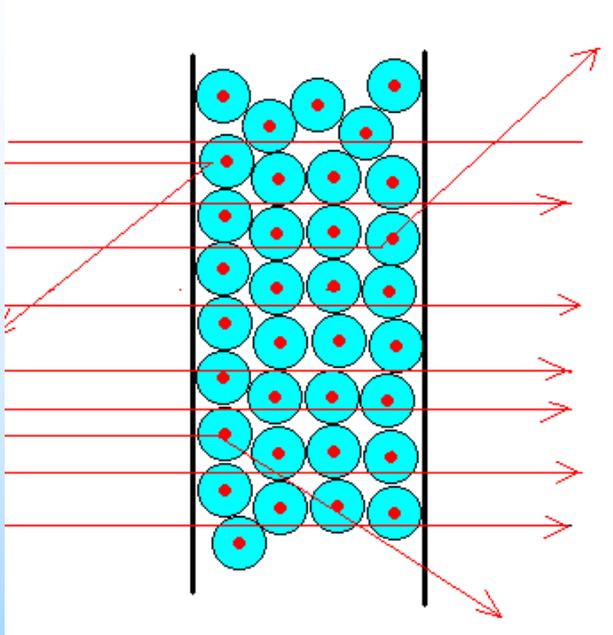
1911 Rutherford propõe seu modelo atômico:

- O átomo de um elemento A,Z é formado por A prótons, Z elétrons e (A-Z) elétrons nucleares;
- Praticamente toda a massa dos átomos está contida no núcleo com dimensão $\sim 10^{-14}$ m.



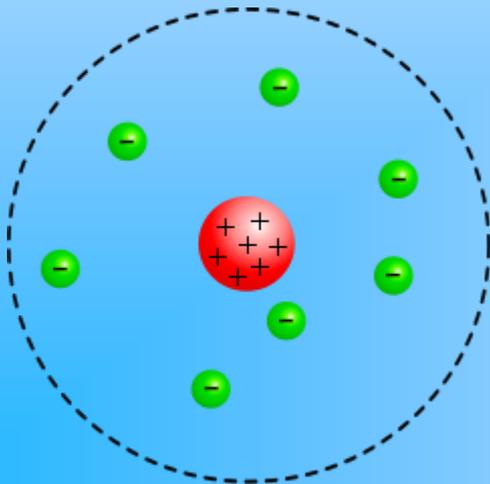
- ➡ O que mantém o núcleo coeso?
- ➡ Por que os elétrons não irradiam e caem no núcleo?

O modelo atômico de Rutherford



1911 Rutherford propõe seu modelo atômico:

- O átomo de um elemento A,Z é formado por A prótons, Z elétrons e (A-Z) elétrons nucleares;
- Praticamente toda a massa dos átomos está contida no núcleo com dimensão $\sim 10^{-14}$ m.



- ➡ O que mantém o núcleo coeso?
- ➡ Por que os elétrons não irradiam e caem no núcleo?
- ➡ Por que existem os espectros discretos?

O modelo de Bohr



Neils Bohr
(1885 - 1955)



1922

1913 Neils Bohr propõe um modelo de quantização das energias atômicas, através de 3 postulados:

1. Os elétrons não irradiam enquanto orbitam o núcleo (**as órbitas são estacionárias**);
2. Os átomos irradiam (ou absorvem) somente se os elétrons mudarem de um estado estacionário para outro, tal que:

$$\Delta E = hf$$

$\Delta E > 0$ na absorção

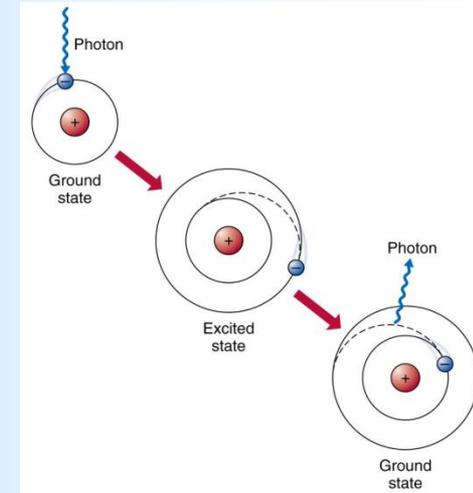
$\Delta E < 0$ na emissão

3. O **momento angular** é quantizado:

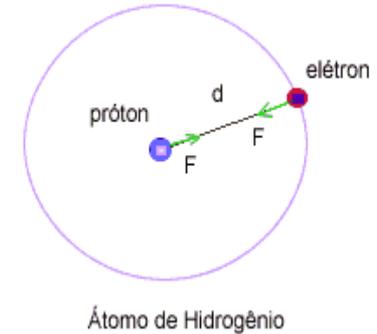
$$L_n = n\hbar = n \left(\frac{h}{2\pi} \right), \text{ onde } n = 1, 2, 3, \dots$$

e $L_n = mvr_n$ é o momento angular.

Bohr deduziu teoricamente as séries de Lyman, Balmer, etc e calculou a constante de Rydberg.



O modelo de Bohr



Seja um elétron numa órbita circular, sujeito a atração do núcleo:

$$F_E = F_C \Rightarrow \frac{kZe^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r} \Rightarrow mv^2 = \frac{kZe^2}{r},$$

do 3º postulado:

$$L_n = mvr_n = n\hbar \Rightarrow v = \frac{n\hbar}{mr_n} \Rightarrow mv^2 = \frac{n^2\hbar^2}{mr_n^2} = \frac{kZe^2}{r_n} \Rightarrow r_n = \frac{n^2\hbar^2}{mkZe^2}, \text{ onde } n = 1, 2, 3, \dots$$

que são as órbitas de Bohr. Para o primeiro nível ($n=1$) e para o átomo de hidrogênio ($Z=1$):

$$r_1 = \frac{\hbar^2}{mke^2} \equiv a_0 = 5,3 \cdot 10^{-11} \text{ m é o primeiro raio de Bohr.}$$

A energia do elétron é:

$$E = E_c + E_p = \frac{mv^2}{2} - \frac{kZe^2}{r} = \frac{kZe^2}{2r} - \frac{kZe^2}{r} = -\frac{kZe^2}{2r},$$

do 2º postulado:

$$f = \frac{\Delta E}{h} = \frac{(E_1 - E_2)}{h} = \frac{kZe^2}{2h} \left(\frac{1}{r_2} - \frac{1}{r_1} \right) = \frac{mk^2Z^2e^4}{4\pi\hbar^3} \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) = \frac{c}{\lambda}$$

e comparando com a fórmula de Rydberg-Ritz: $\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$

obtemos ($Z=1$) a constante de Rydberg:

$$R_H = \frac{mk^2e^4}{4\pi c\hbar^3}$$

O modelo de Bohr

Seja um elétron numa órbita circular, sujeito a atração do núcleo, do 3º postulado obtemos os raios das órbitas de Bohr:

$$L_n = n\hbar \Rightarrow r_n = \frac{n^2 \hbar^2}{mkZe^2}, \text{ onde } n = 1, 2, 3, \dots$$

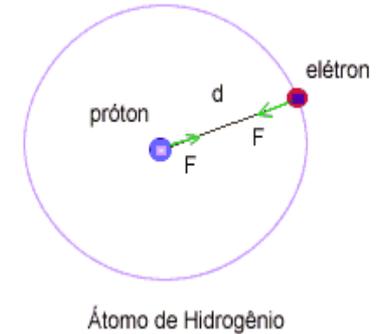
com o primeiro nível ($n=1$) para o átomo de hidrogênio ($Z=1$):

$$r_1 = \frac{\hbar^2}{mke^2} \equiv a_0 = 5,3 \cdot 10^{-11} \text{ m é o primeiro raio de Bohr.}$$

E do 2º postulado obtemos a fórmula de Rydberg-Ritz:

$$f = \frac{\Delta E}{h} = \frac{mk^2 Z^2 e^4}{4\pi \hbar^3} \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) = \frac{c}{\lambda} = cR_H \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

e a constante de Rydberg: $R_H = \frac{mk^2 e^4}{4\pi c \hbar^3}$



O modelo de Bohr

Seja um elétron numa órbita circular, sujeito a atração do núcleo, do 3º postulado obtemos os raios das órbitas de Bohr:

$$L_n = n\hbar \Rightarrow r_n = \frac{n^2 \hbar^2}{mkZe^2}, \text{ onde } n = 1, 2, 3, \dots$$

com o primeiro nível ($n=1$) para o átomo de hidrogênio ($Z=1$):

$$r_1 = \frac{\hbar^2}{mke^2} \equiv a_0 = 5,3 \cdot 10^{-11} \text{ m é o primeiro raio de Bohr.}$$

E do 2º postulado obtemos a fórmula de Rydberg-Ritz:

$$f = \frac{\Delta E}{h} = \frac{mk^2 Z^2 e^4}{4\pi \hbar^3} \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) = \frac{c}{\lambda} = cR_H \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

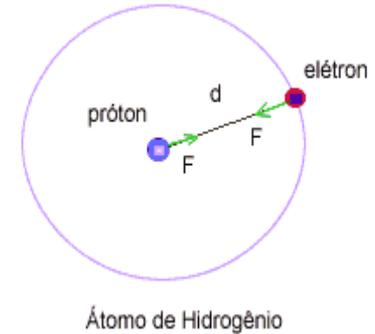
e a constante de Rydberg: $R_H = \frac{mk^2 e^4}{4\pi c \hbar^3}$

Vimos que a energia do elétron é:

$$E_n = -\frac{kZe^2}{2r_n} = -\frac{kZe^2}{2} \frac{mkZe^2}{n^2 \hbar^2} = -\frac{mk^2 Z^2 e^4}{2\hbar^2 n^2} \equiv -\frac{Z^2 E_0}{n^2} \Rightarrow E_n = -\frac{Z^2 E_0}{n^2}$$

que são os **níveis de energia de Bohr**, onde:

$$E_0 = \frac{mk^2 e^4}{2\hbar^2} = 2,169 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 13,6 \text{ eV.}$$



O modelo de Bohr

1. Os elétrons orbitam órbitas estacionárias;
2. Os átomos irradiam (ou absorvem) somente se os elétrons mudarem de um estado estacionário para outro, tal que: $\Delta E = hf$;
3. O momento angular é quantizado: $L_n = n\hbar$, onde $n = 1, 2, 3, \dots$

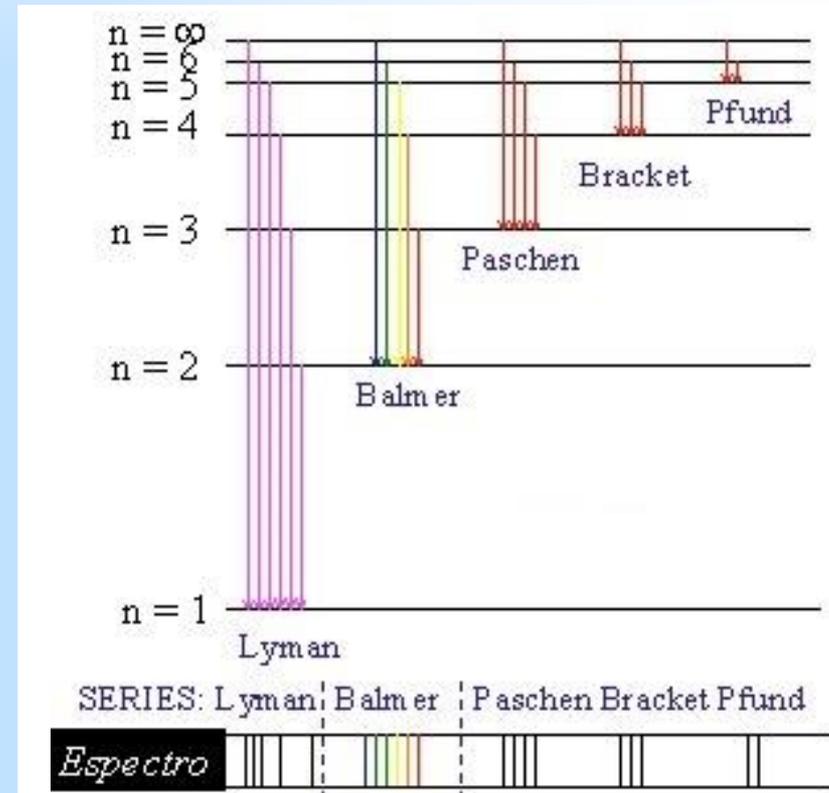
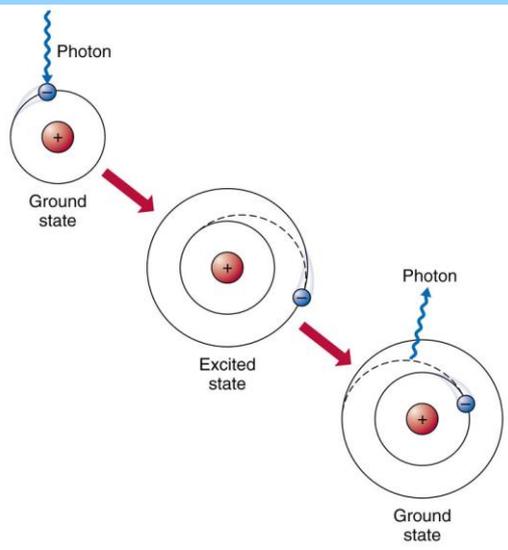
$$\Rightarrow r_n = \frac{n^2 \hbar^2}{mkZe^2}, \text{ onde } n = 1, 2, 3, \dots$$

$$\Rightarrow \frac{1}{\lambda} = \frac{mk^2 Z^2 e^4}{4\pi c \hbar^3} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

$$\Rightarrow E_n = -\frac{Z^2 E_0}{n^2}, \text{ onde: } E_0 = 13,6 \text{ eV}$$



Neils Bohr
(1885 - 1955)



O modelo de Bohr

1. Os elétrons orbitam órbitas estacionárias;
2. Os átomos irradiam (ou absorvem) somente se os elétrons mudarem de um estado estacionário para outro, tal que: $\Delta E = hf$;
3. O momento angular é quantizado: $L_n = n\hbar$, onde $n = 1, 2, 3, \dots$

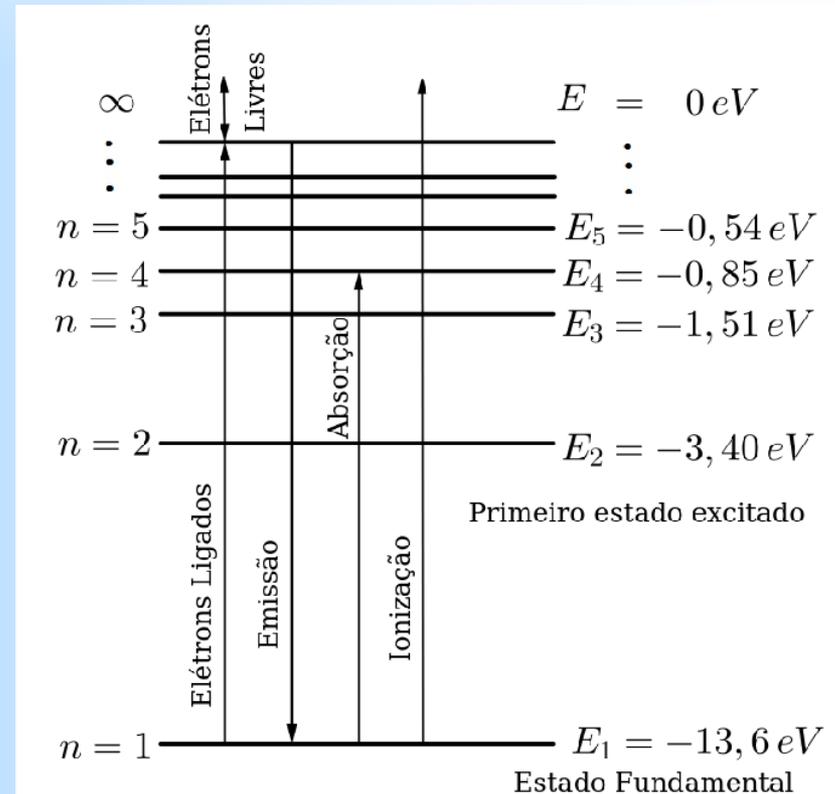
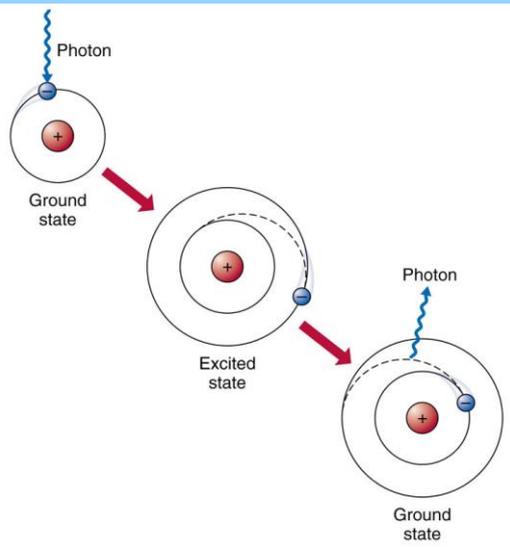
$$\Rightarrow r_n = \frac{n^2 \hbar^2}{mkZe^2}, \text{ onde } n = 1, 2, 3, \dots$$

$$\Rightarrow \frac{1}{\lambda} = \frac{mk^2 Z^2 e^4}{4\pi c \hbar^3} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

$$\Rightarrow E_n = -\frac{Z^2 E_0}{n^2}, \text{ onde: } E_0 = 13,6 \text{ eV}$$



Neils Bohr
(1885 - 1955)





James Franck



Gustav Hertz

1914 James Franck e Gustav Hertz comprovam experimentalmente o modelo de Bohr:



1925

