

Universidade Federal do ABC

## Estrutura da Matéria

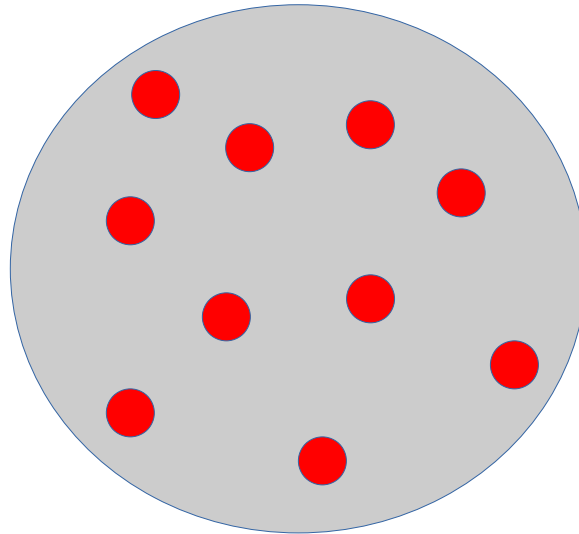
Modelos Atômicos de  
Rutherford e Bohr

<http://professor.ufabc.edu.br/~pieter.westera/Estrutura.html>

# Lembrete: 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**.

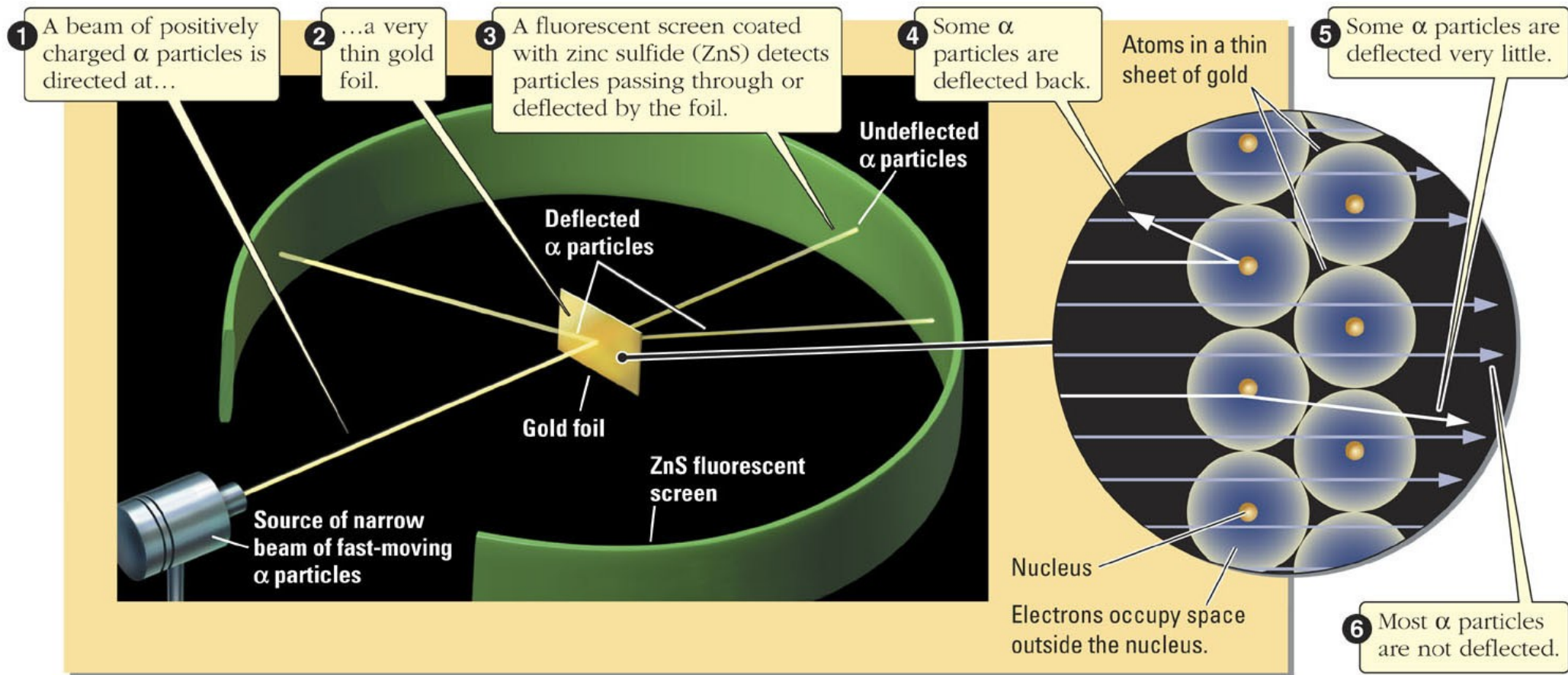


Uma **distribuição uniforme** dos **elétrons** no mar de massa e carga positiva garantia o **equilíbrio**.

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

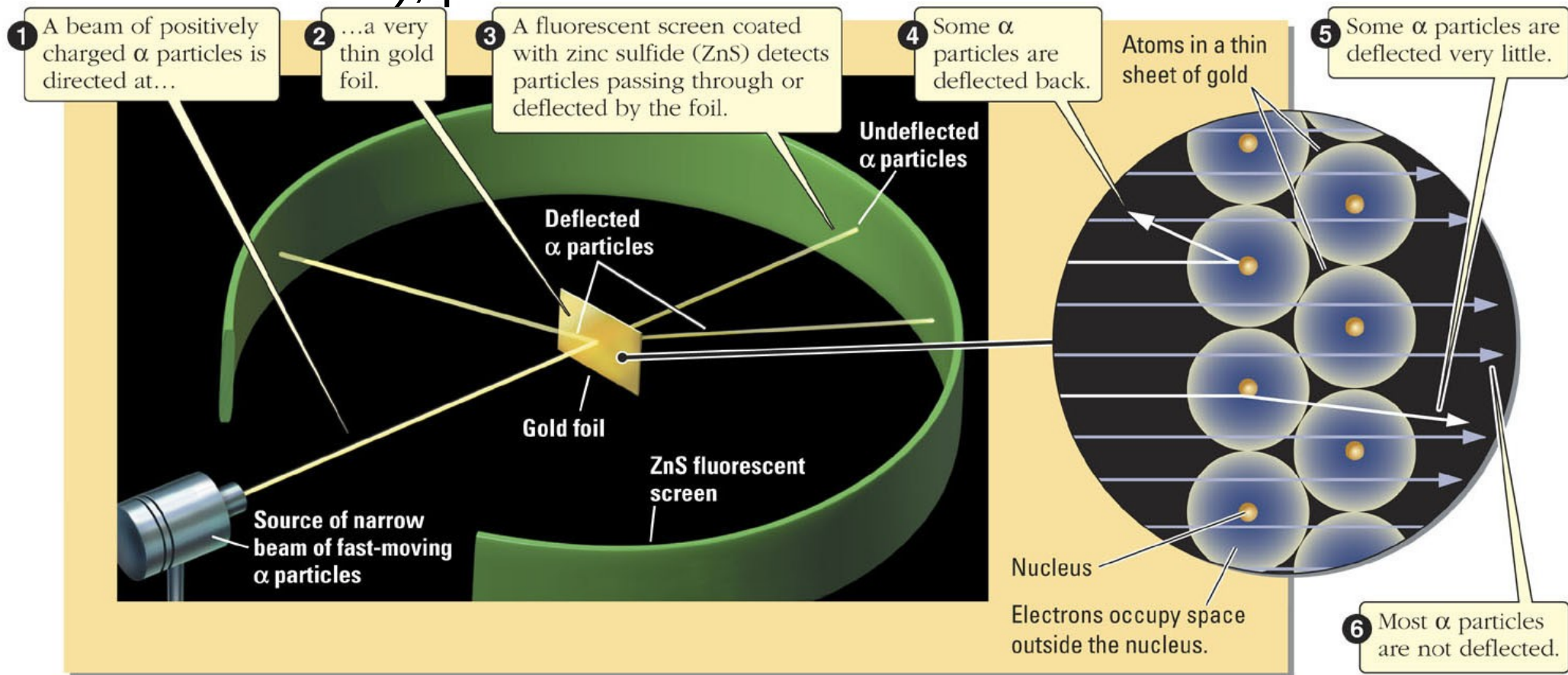
# O Experimento de Rutherford

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



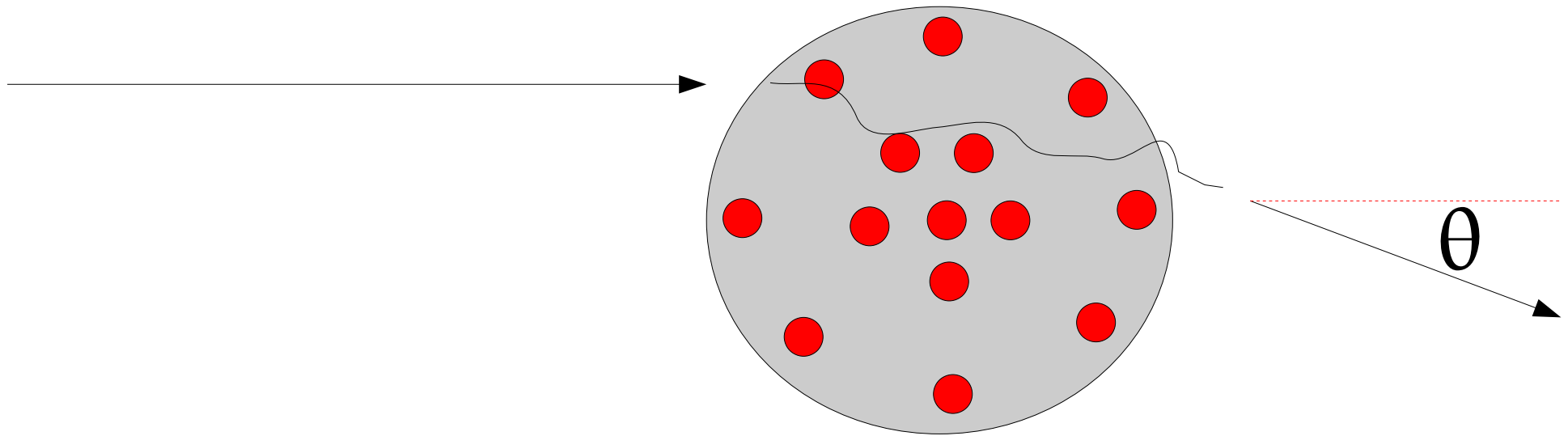
# O Experimento de Rutherford

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

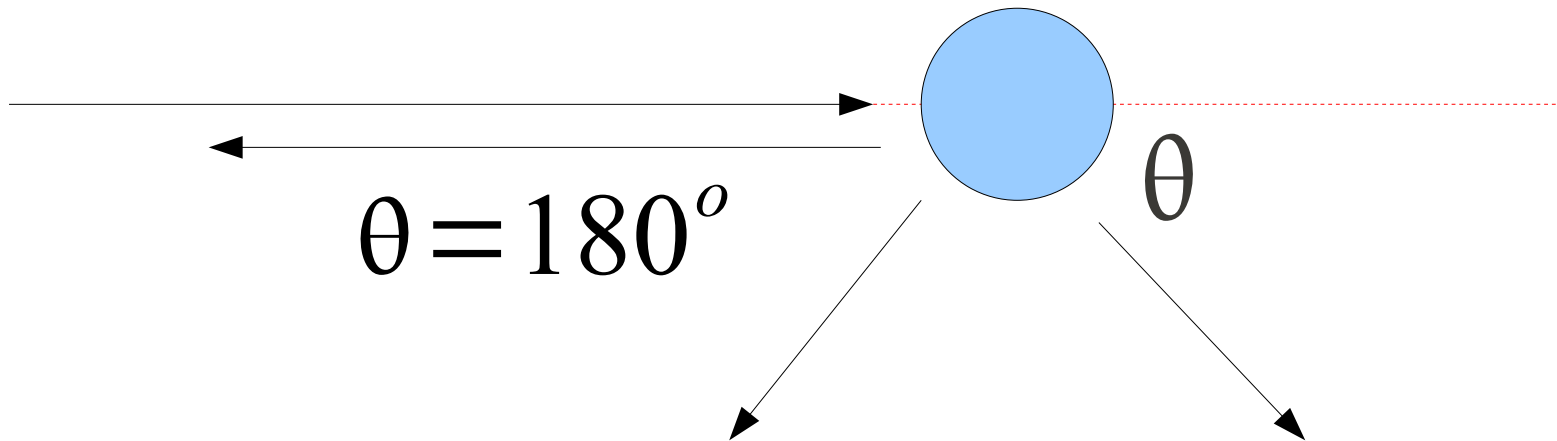
O que se **esperava**



**Espalhamento** das partículas  $\alpha$  por **pequenos ângulos**.

# O Experimento de Rutherford

O que se **obteve**

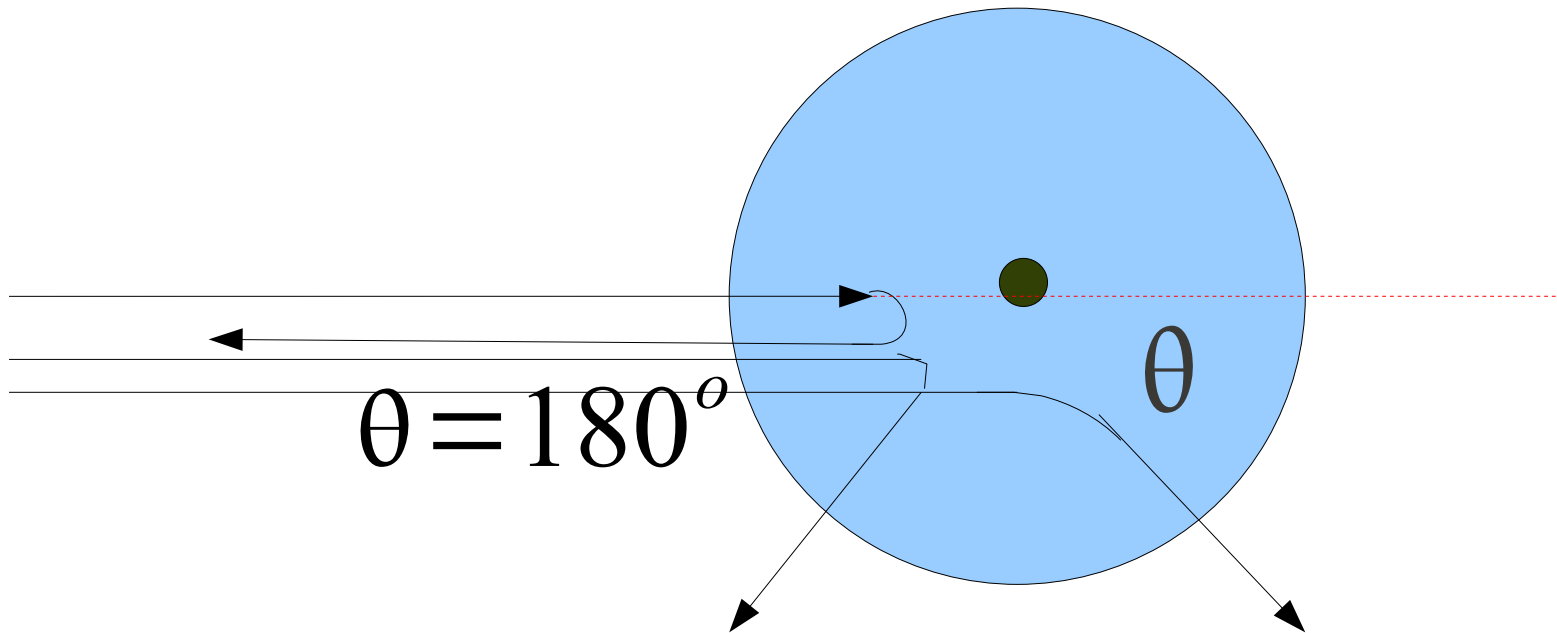


Espalhamento por **ângulos grandes**, até  $> 90^\circ$ .

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

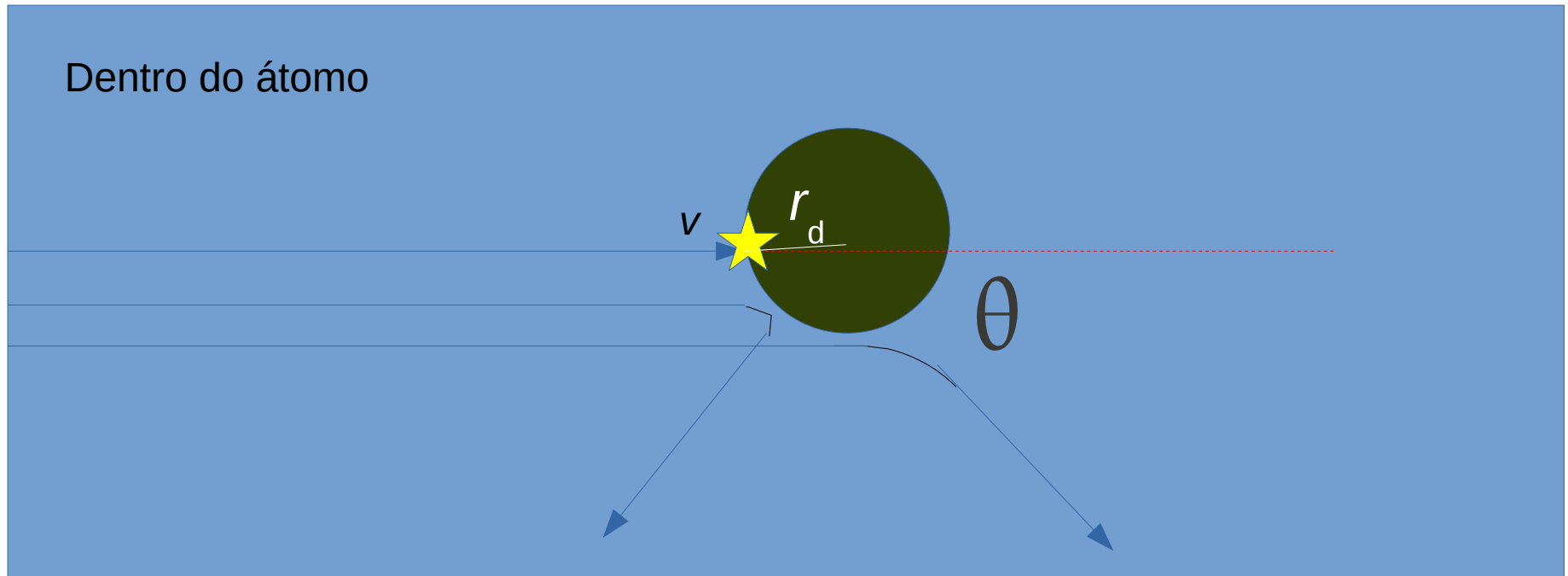
Quanto **maior** é a **energia cinética** (velocidade) das partículas  $\alpha$ , tanto mais fundo elas conseguem penetrar no campo elétrico do núcleo, ou seja, tanto **mais perto** do **núcleo** elas conseguem chegar.

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)

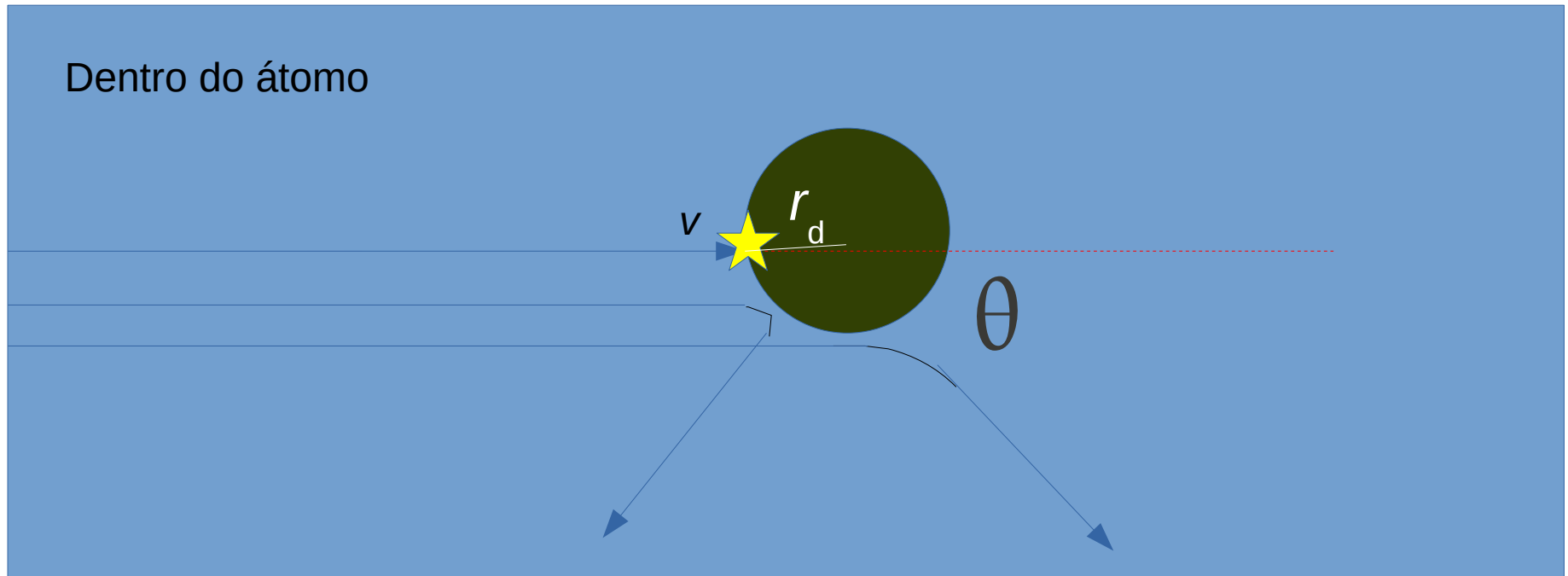


A partir de uma certa **velocidade**  $v$  das partículas  $\alpha$ , a distribuição de **ângulos** de **espalhamento** começa a **desviar** da **teoria**, começando pelos ângulos grandes.

=> 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**.

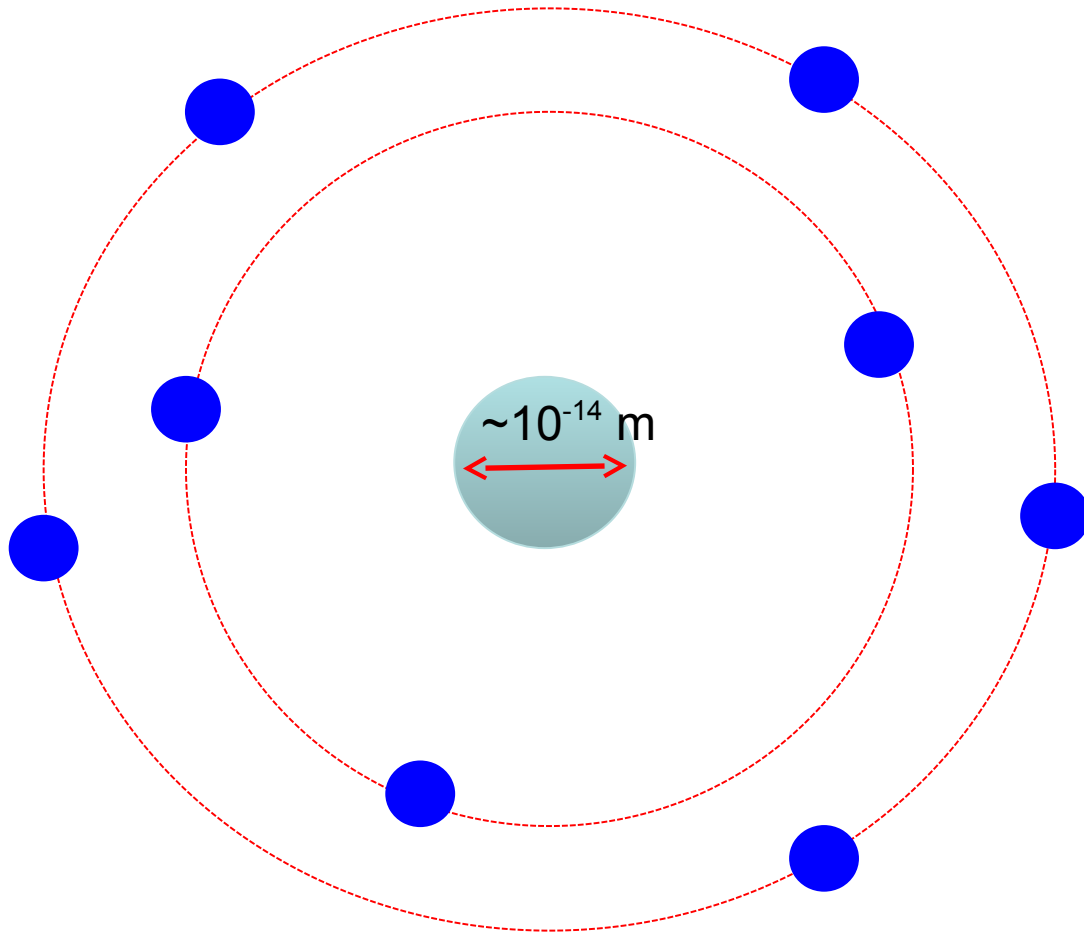
# O Experimento de Rutherford

## 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

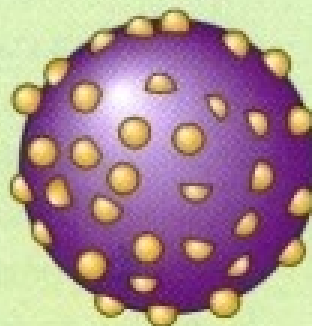
# Resumo: Os modelos atômicos

Dalton:  
"Bola de bilhar"



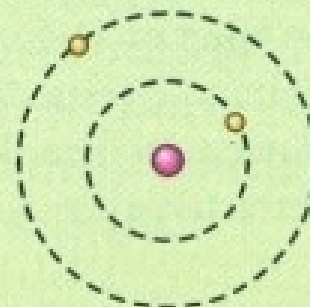
O átomo é uma esfera maciça, indivisível, neutra.

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



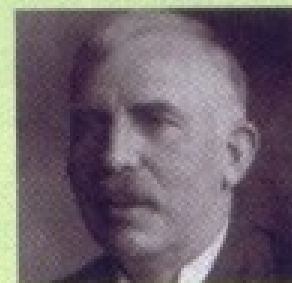
J. Dalton (1766-1844)

1897



J. J. Thomson (1856-1940)

1911

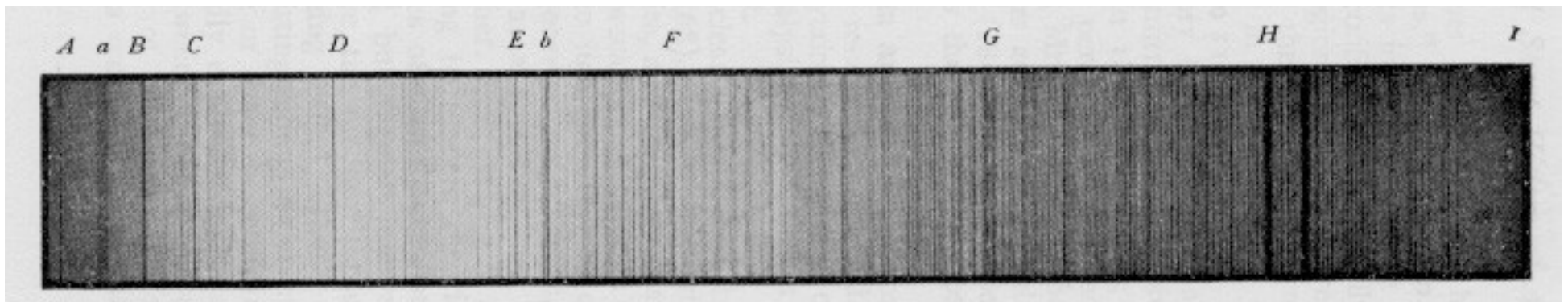


E. Rutherford (1871-1937)

# Linhas Espectrais

**William Hyde Wollaston** (1766-1828): Em 1802, observou que passando a **luz** por uma fenda, e depois por um **prisma**, apareciam algumas **linhas escuras** no **espectro**, que ele interpretou como o limite das cores.

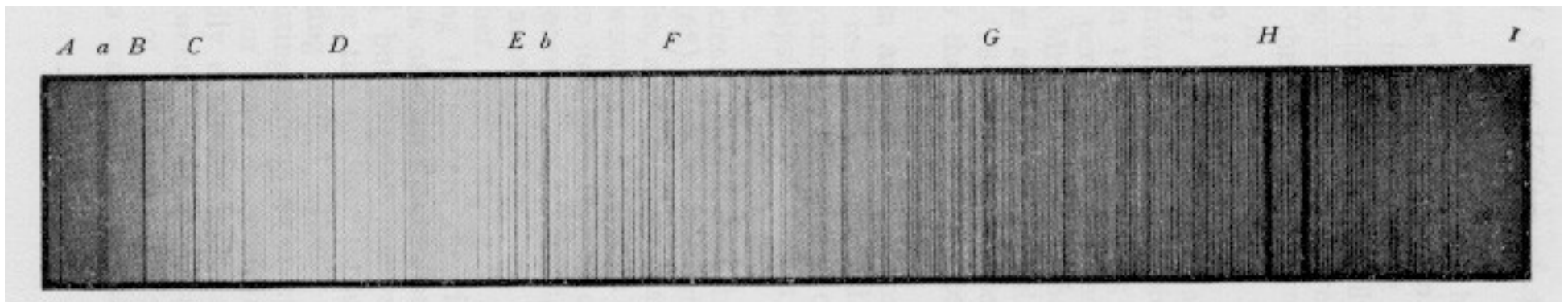
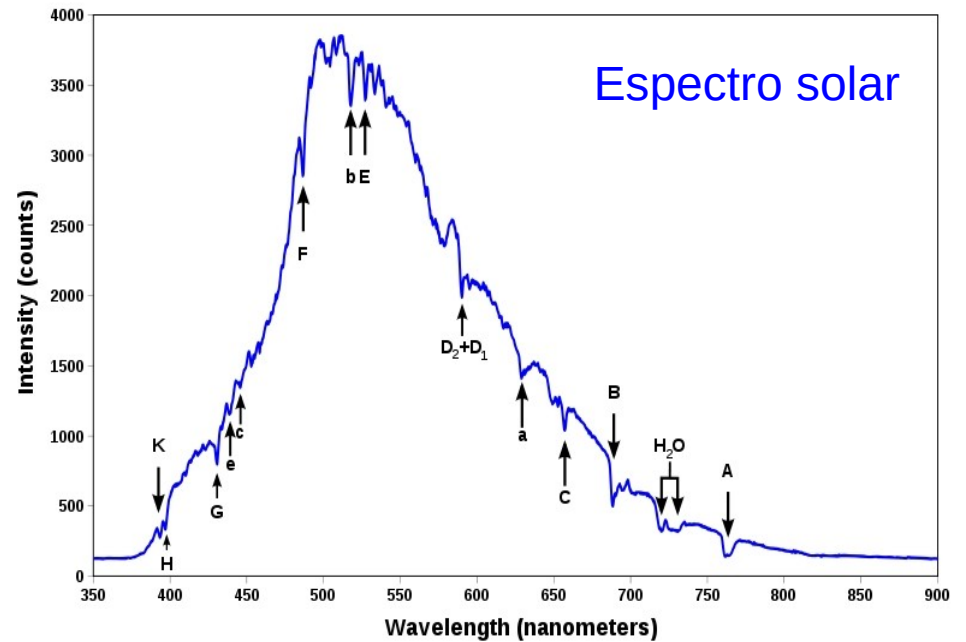
**Joseph von Fraunhofer** (1787-1826): Até 1826, esse fabricante de instrumentos de vidro, já havia contado 574 linhas escuras no espectro solar, chamadas depois de **linhas de Fraunhofer**.



# As Linhas de Fraunhofer

Em certas frequências discretas, a luz do Sol é mais fraca do que em frequências vizinhas, devido à absorção nas camadas exteriores do Sol.

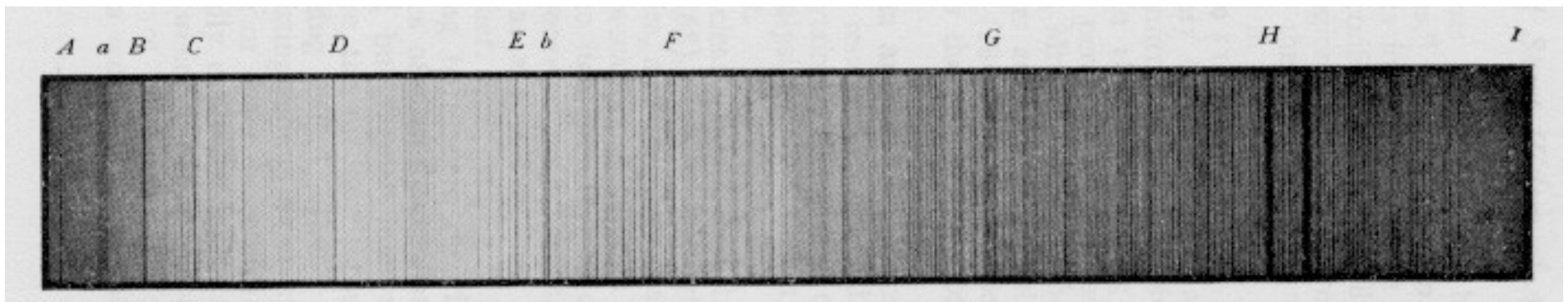
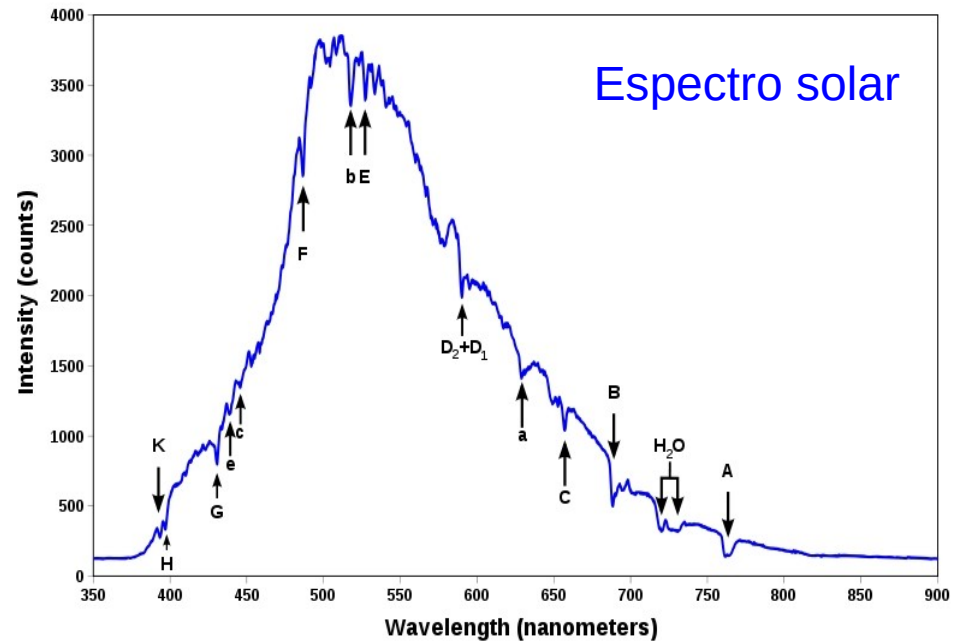
Estas linhas se chamam de linhas de absorção.



# As Linhas de Fraunhofer

Os **comprimentos de onda** das linhas de absorção trazem informações sobre a **composição química** da **atmosfera** do Sol.

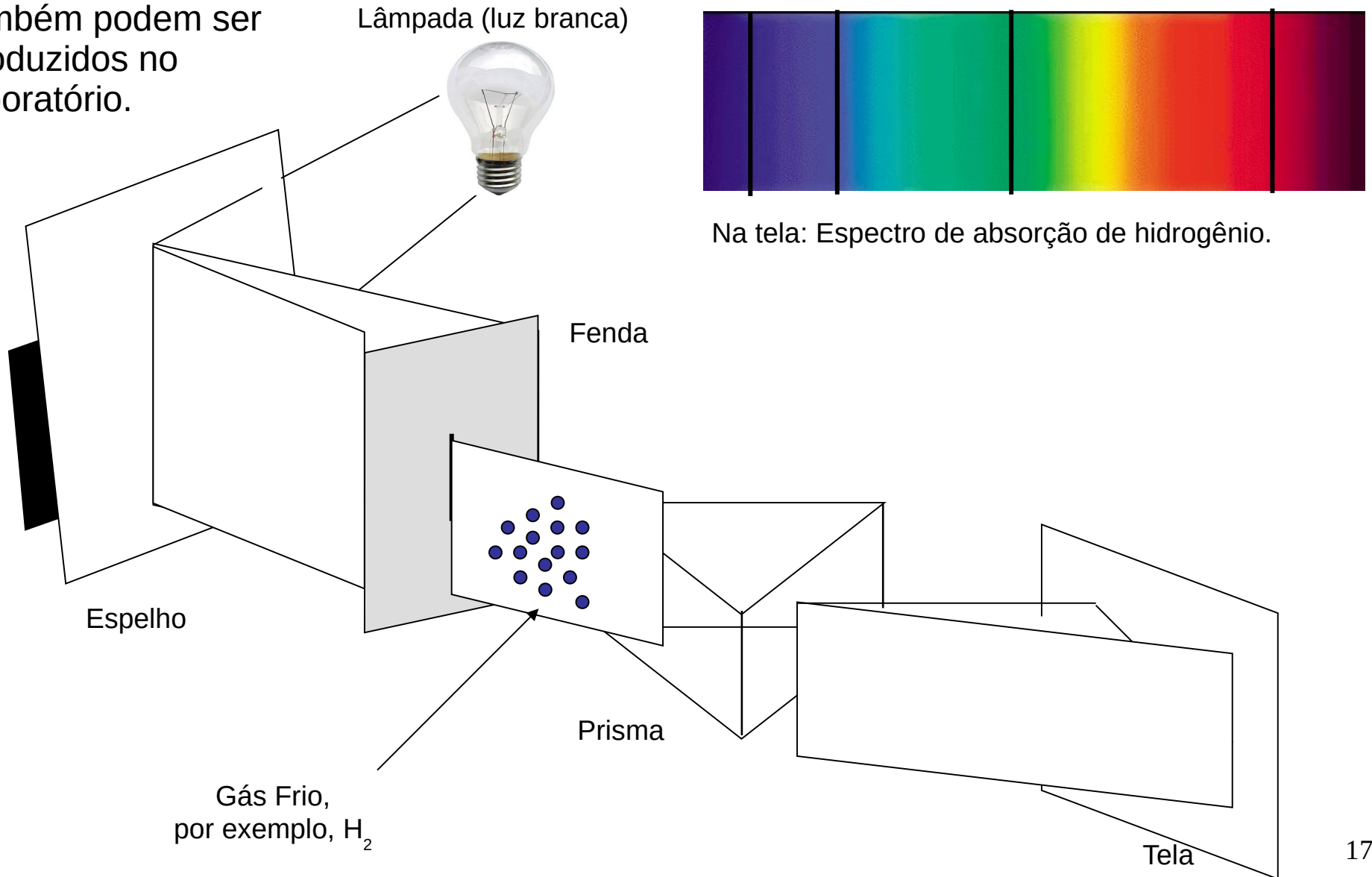
Cada **elemento químico** tem o seu próprio **espectro de linhas de absorção**.





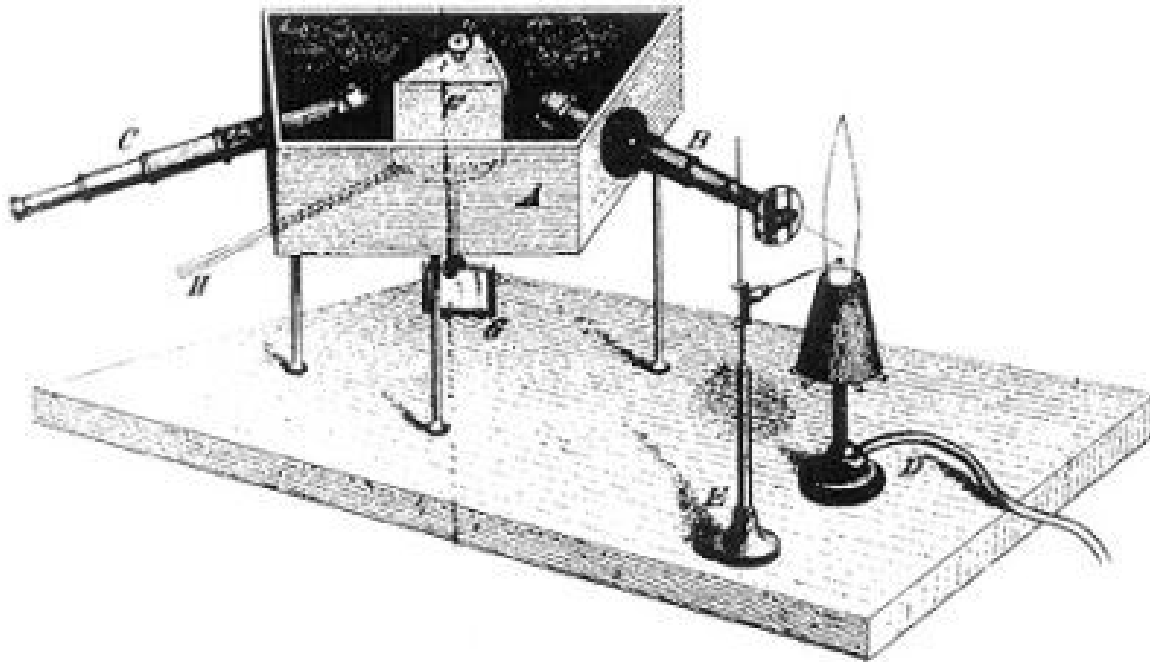
# Absorção atômica

Espectros de absorção também podem ser produzidos no laboratório.



# Emissão atômica

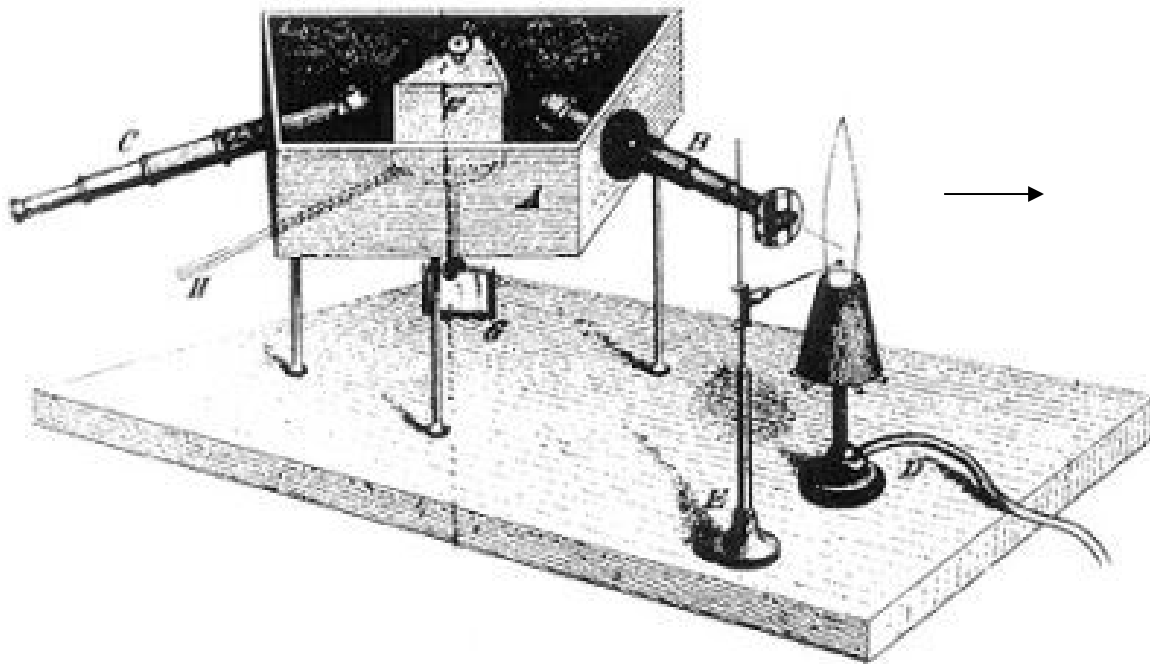
- Em 1856, **Robert Wilhelm Bunsen** (1811-1899) inventou o bico de gás (conhecido hoje como bico de Bunsen).
- Quando um **elemento químico** era colocado sobre a **chama**, a chama adquiria uma certa **coloração**.
- Nesse mesmo ano, **Gustav Robert Kirchhoff** sugeriu que as cores seriam melhor identificadas se passadas através de um prisma.



Eles descobriram que os **elementos químicos aquecidos irradiam** apenas em certas frequências discretas, as **linhas de emissão**.

# Emissão atômica

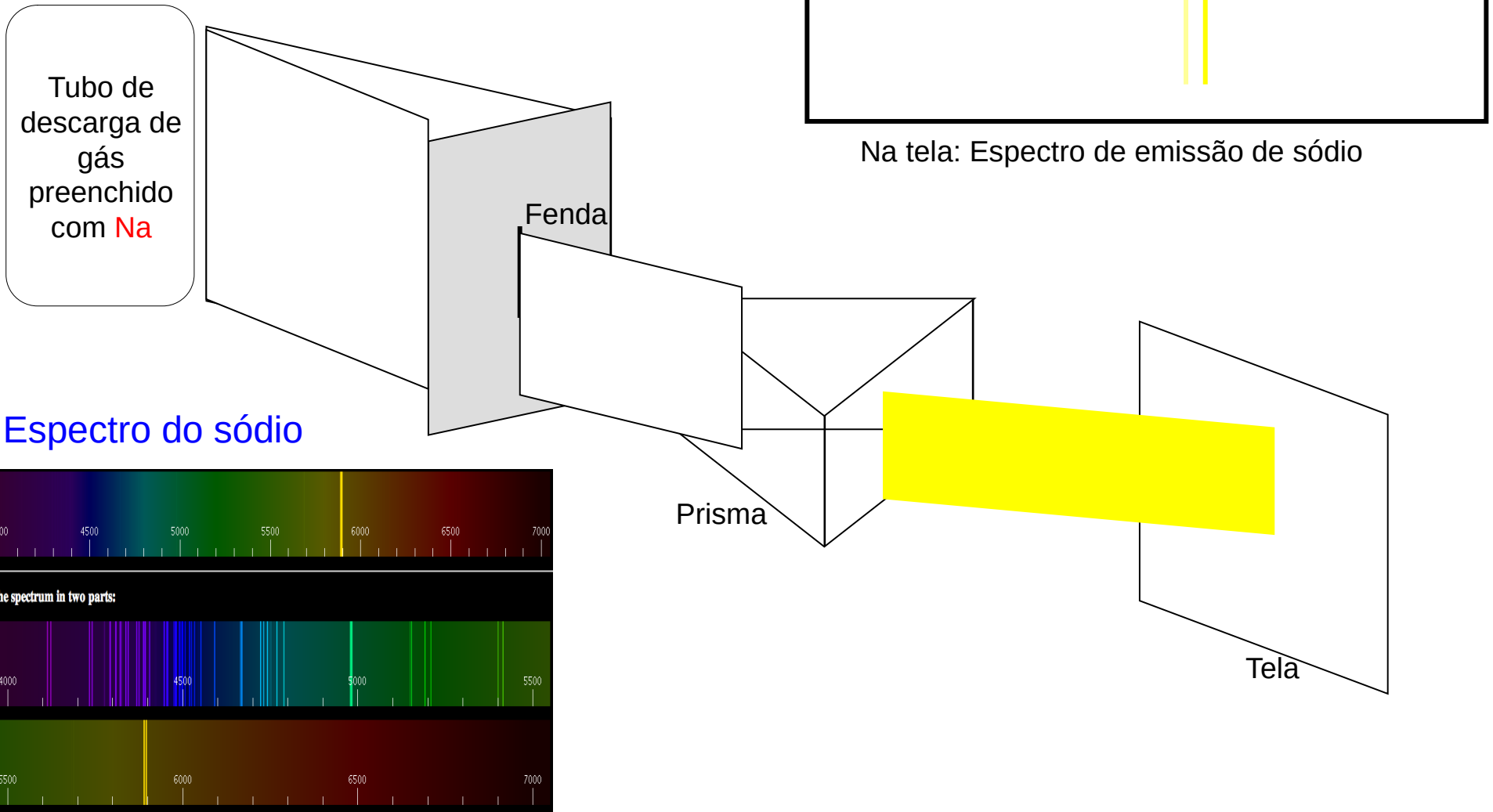
Kirchhoff e Bunsen descobrem que **cada elemento** apresenta uma **série de linhas diferentes**, ou seja, cada átomo emite radiação eletromagnética em **frequências características**, o seu **espectro de linhas de emissão**.



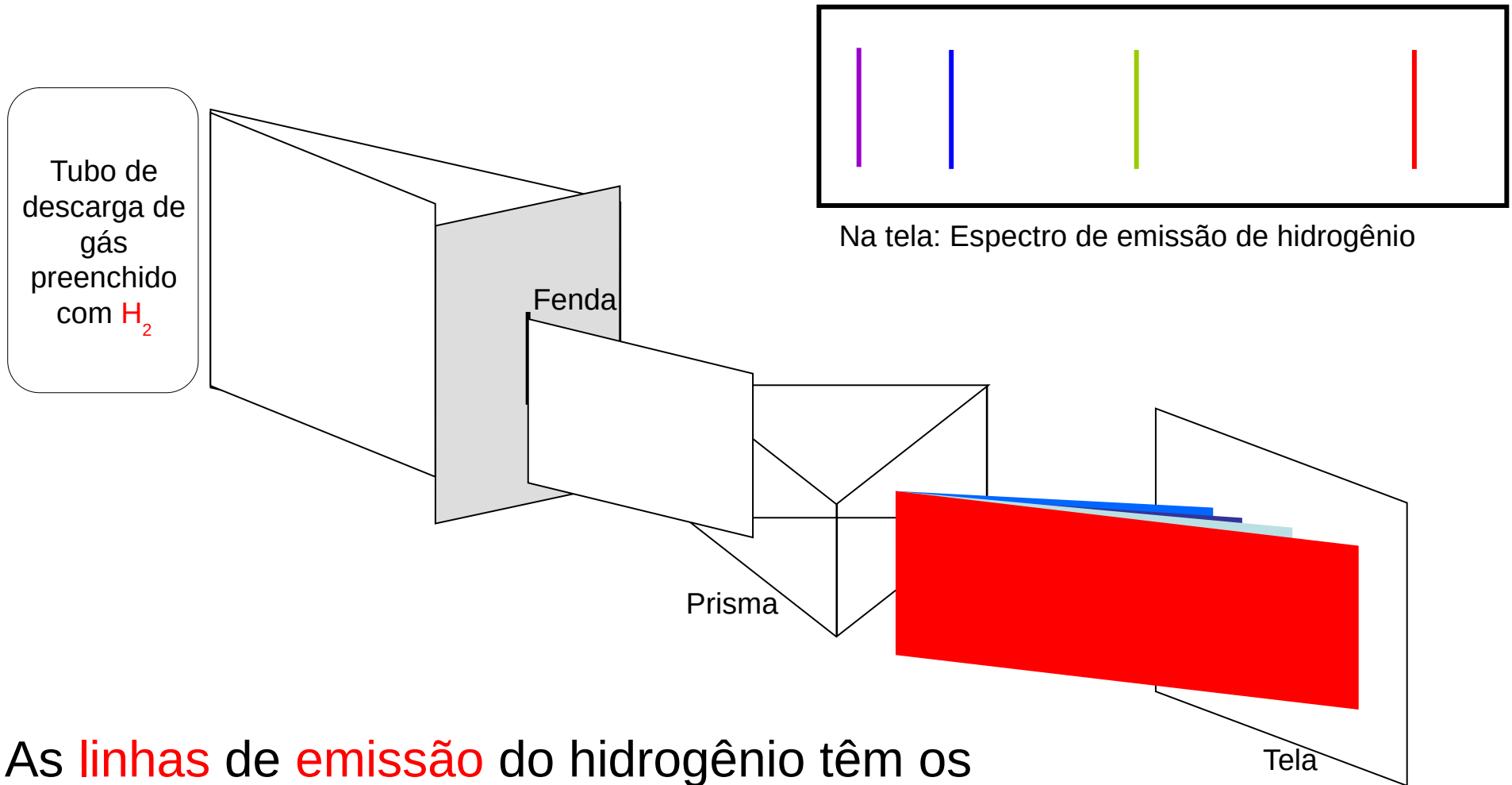
## Exemplos

Oxigênio, **Vermelho**  
Sódio, **Amarelo**  
Hidrogênio, **Verde**  
Ferro, **Azul**  
Cálcio, **Violeta**

# Emissão atômica



# Emissão atômica



As **linhas de emissão** do hidrogênio têm os **mesmos comprimentos de onda** que as **linhas de absorção** do hidrogênio.

# Leis de Kirchhoff

- Um corpo **opaco quente**, sólido, líquido ou gasoso, **emite** um **espectro contínuo**.
- Um gás **transparente** produz um **espectro** de **linhas de emissão**. O número e a posição das linhas depende dos **elementos químicos** presentes no gás.
- Se um **espectro contínuo** passar por um **gás à temperatura mais baixa**, o gás frio provoca o aparecimento de **linhas escuras** na tela. O número e a posição destas linhas depende **também** dos **elementos químicos** presentes no gás.

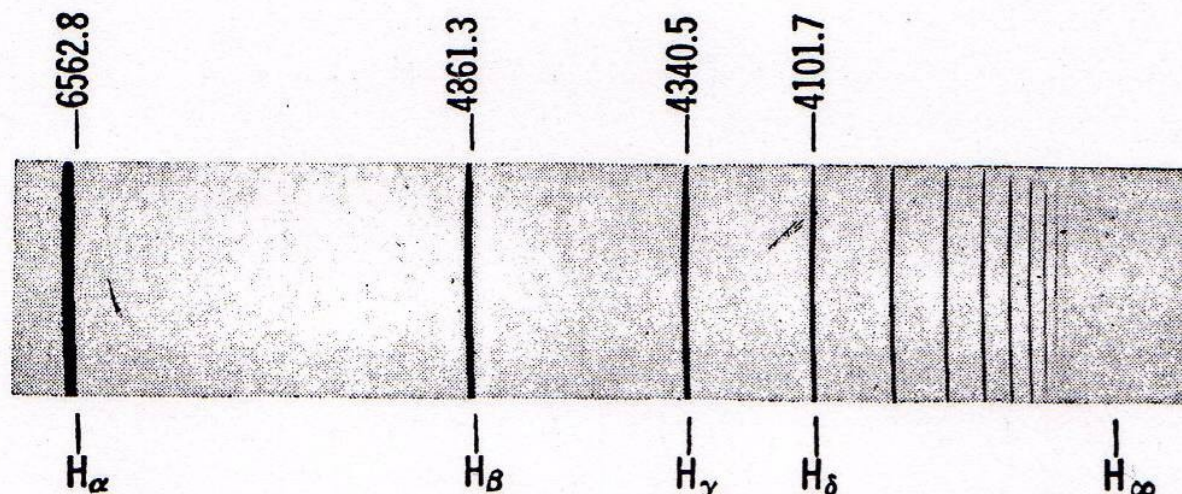
# Espectroscopia

O estudo de átomos e moléculas muitas vezes é feito através da análise da radiação emitida ou absorvida pelos átomos (espectroscopia).

# Emissão atômica

O **espectro atômico** é **característico** dos átomos envolvidos. Dessa forma, é razoável suspeitar que o espectro atômico depende da **distribuição eletrônica** do átomo.

Cientistas buscavam encontrar um **padrão** nos **comprimentos de onda** (ou frequências) das **linhas atômicas** no espectro do hidrogênio.



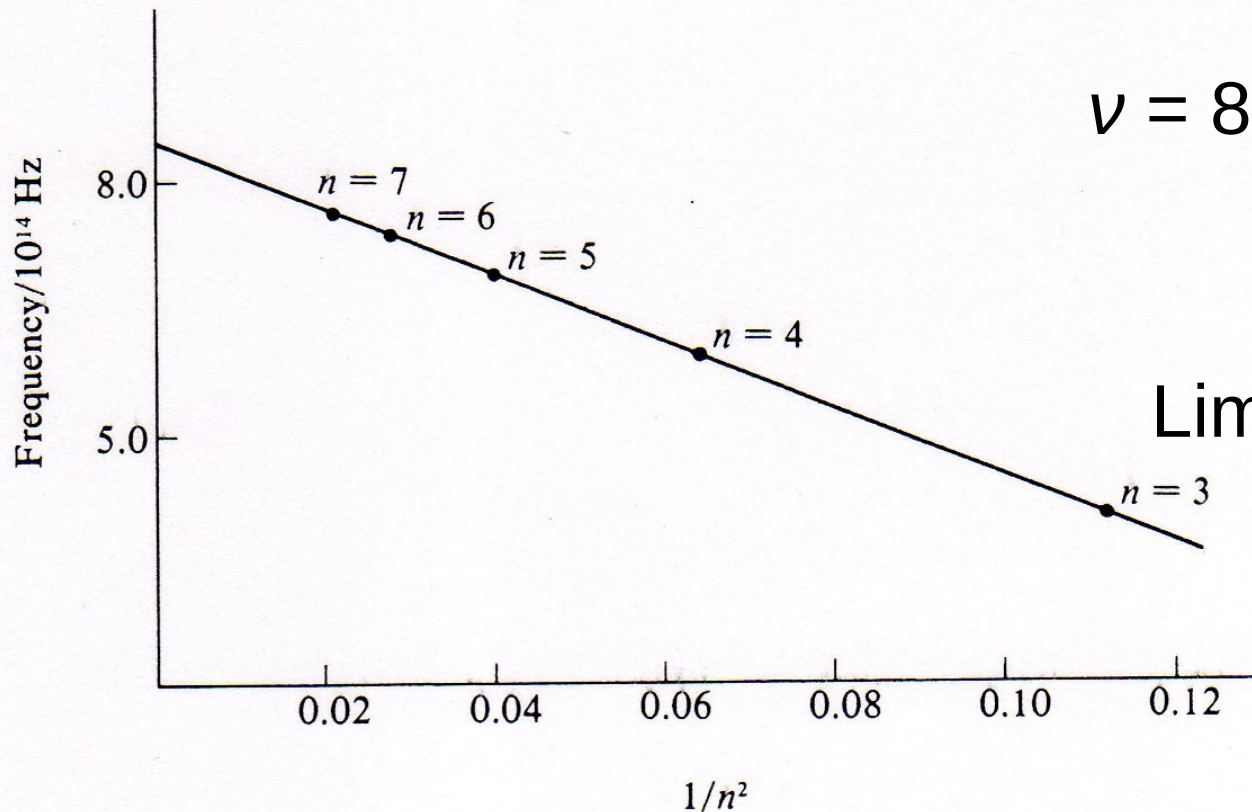
Espectro de emissão do átomo de hidrogênio na região do visível e ultravioleta próximo  
A letra H<sub>x</sub> representa a posição da radiação.

G. Herzberg, Molecular Spectra and Molecular Structure, 2ª Edição (1944).



## Balmer (1885)

Mostrou que a frequência da radiação emitida pelo átomo de hidrogênio na região do visível / ultravioleta-próximo depende de  $1/n^2$ .



$$\nu = 8.2202 \cdot 10^{14} \left(1 - \frac{4}{n^2}\right) \text{ Hz}$$

onde  $n > 2$

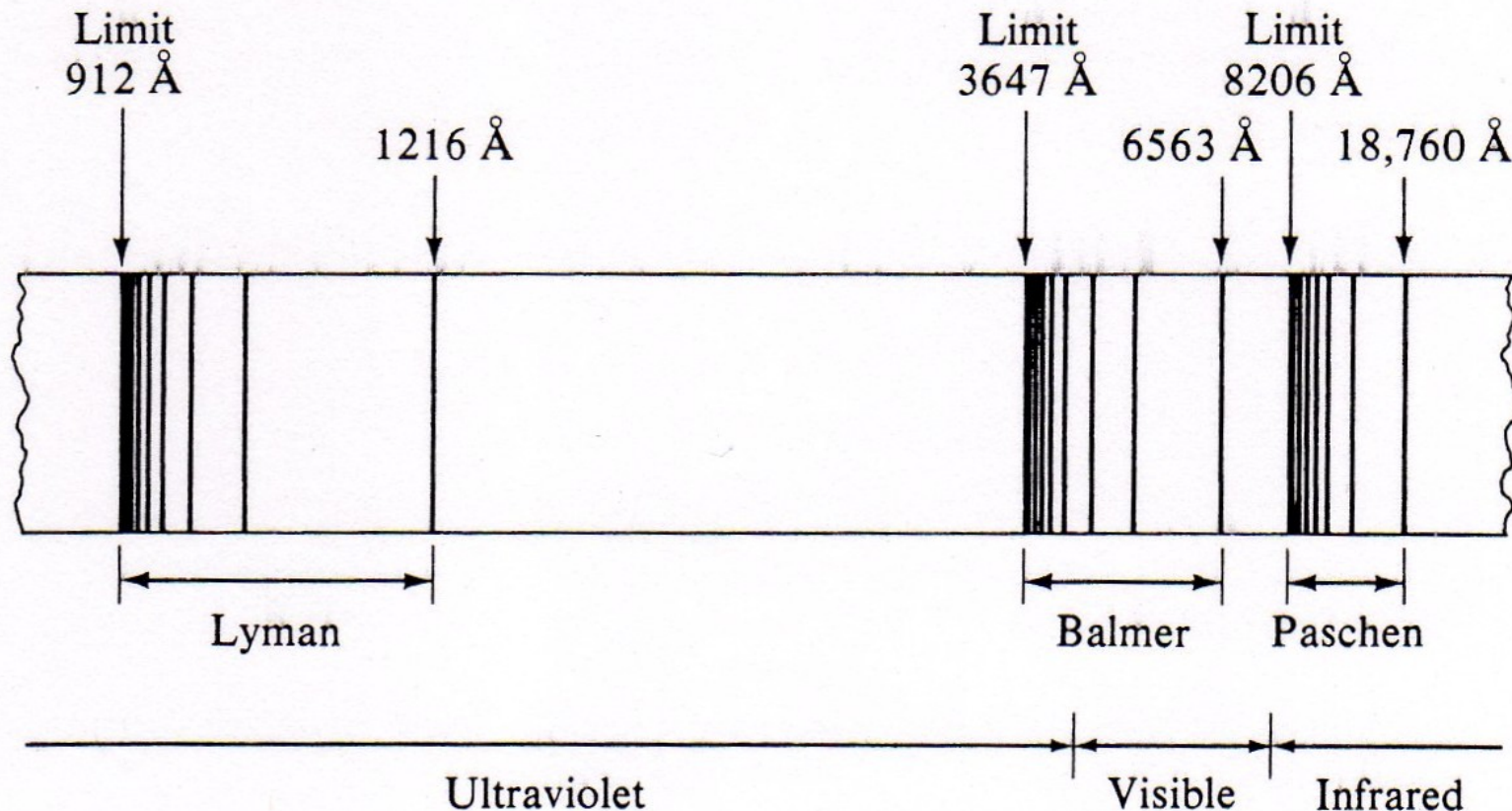
Limite da série ( $n \rightarrow \infty$ ):

$$\nu = 8.2202 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$
$$\Rightarrow \lambda = 3647 \text{ \AA}$$

Gráfico da frequência da radiação emitida pelo átomo de hidrogênio contra  $1/n^2$  ( $n = 3, 4, 5, \dots$ )

## Séries de Lyman (1906) e Paschen (1908)

Entretanto, existem outras linhas no espectro do átomo de hidrogênio em outras regiões (Ultravioleta e Infravermelho)



Outras séries descobertas: Séries de Brackett (1922), Pfund (1924) e Humphreys (>1924).

## Johannes Rydberg (1888)

**Generalizou** a fórmula de Balmer para levar em consideração **todas** as **linhas** observadas no **espectro** do **hidrogênio** pelos outros pesquisadores.

$$\frac{1}{\lambda_{\text{vac}}} = R_{\text{H}} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

onde  $n_2 > n_1$

$R_{\text{H}} = 1.097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ ,  
constante de Rydberg

## Johannes Rydberg (1888)

$$\frac{1}{\lambda_{\text{vac}}} = R_{\text{H}} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad \text{onde } n_2 > n_1$$

---

Nome	$n_1$	$n_2$	Região do espectro eletromagnético
Lyman	1	2, 3, 4, ...	Ultravioleta
Balmer	2	3, 4, 5, ...	Visível
Paschen	3	4, 5, 6, ...	Infravermelho
Bracket	4	5, 6, 7, ...	Infravermelho
Pfund	5	6, 7, 8, ...	Infravermelho
Humphreys	6	7, 8, 9, ...	Infravermelho

---

# Fórmula de Rydberg em termos de energia

Voltando ao hidrogênio, agora que sabemos que a **frequência** (e, então, o comprimento de onda) é uma medida da **energia** dos **fótons**, o espectro de linhas discretas significa, que o hidrogênio emite fótons com certos **valores discretos de energia**:

$$\begin{aligned} E &= h \cdot \nu = hc/\lambda = hcR_H \cdot (1/n_1^2 - 1/n_2^2) \\ &= E_0 \cdot (1/n_1^2 - 1/n_2^2) \end{aligned}$$

onde  $E_0 = hcR_H = 2.18 \cdot 10^{-18} \text{ J} = \text{Energia de Bohr}$

# Quantização da Energia do Átomo de Hidrogênio

Quando um **átomo emite** um fóton da energia  $h \cdot \nu$ , ele **perde** esta **energia**.

Como a **energia** que o átomo pode **perder** só pode ter certos **valores discretos**, faz sentido supor que o próprio átomo só pode **ter** certos **valores de energia**, e que as energias dos fótons emitidos representam as **diferenças** entre estes valores.

Já que as diferenças entre dois valores possíveis de energia do átomo de hidrogênio têm valores  $E_0 \cdot (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$ , é razoável supor que estas energias são da forma  $E_0/n^2$ .

Melhor: da forma  $-E_0/n^2$ , já que os elétrons são **ligados** ao **núcleo**.

=> **Átomos de hidrogênio só** podem ter **energias** de  $-E_0/n^2$ .

A **energia** do átomo de hidrogênio (e de outros átomos) é **quantizada**.

# Modelo Atômico de Bohr

Porém, o melhor modelo atômico que conhecemos até agora, o **modelo de Rutherford**, **não** consegue **explicar** esta **quantização** da **energia** dos átomos.

Outro problema do modelo de Rutherford: **Elétrons** em **órbita** circular deveriam **irradiar continuamente** ondas eletromagnéticas e **perder energia** até cair no núcleo, levando ao **colapso** atômico.

=> Precisamos de um **novo modelo** atômico, ou pelo menos modificar o modelo de Rutherford.

Em 1913 o físico dinamarquês **Niels Bohr** propôs um modelo atômico inspirado na hipótese de **Planck** dos **átomos** com **energia quantizada** (=> radiação do corpo negro) e **Nicholson**.



# Postulados de Bohr

1) O **elétron** move-se em torno do **núcleo** atômico sob a influência da **força eletrostática** (Coulombiana) entre o elétron e o núcleo e obedece as leis da **mecânica clássica**.

2) Ao contrário das **infinitas órbitas** do regime **clássico**, só é possível o elétron mover-se em **órbitas** no qual o **momento angular** orbital  $L$  é um **múltiplo inteiro** da constante reduzida de Planck  
 $\hbar = h/2\pi = 1.05 \cdot 10^{-34}$  J·s.

$$L = \frac{n\hbar}{2\pi} = n\hbar$$



Niels Bohr (1885-1962)



# Postulados de Bohr

3) Um elétron em uma **órbita** definida **não irradia** energia eletromagnética. Então a **energia** total  $E$  permanece **constante**.

4) **Radiação eletromagnética** é **emitida** se um elétron movendo-se inicialmente em uma órbita de energia  $E_i$  se **move** para uma órbita de energia  $E_f$ . A **energia** do **fóton** emitido é dada por:

$$h \cdot \nu = E_i - E_f$$

5) Princípio da **correspondencia**: no limite de **grandes órbitas** e **grandes energias** os cálculos têm de **concordar** com **cálculos clássicos**.

# Modelo Atômico de Bohr

A partir destes **postulados** e usando o que sabemos sobre a **força eletrostática** e **movimentos circulares uniformes** podemos **calcular** as propriedades do átomo de Bohr.

Consideremos um átomo com carga nuclear  $Ze$  (no caso de hidrogênio  $Z = 1$ ) rodeado por um elétron (carga  $-e$ )

**Força de Coulomb** entre o **núcleo** e o **elétron**: 
$$F_e = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{r^2}$$

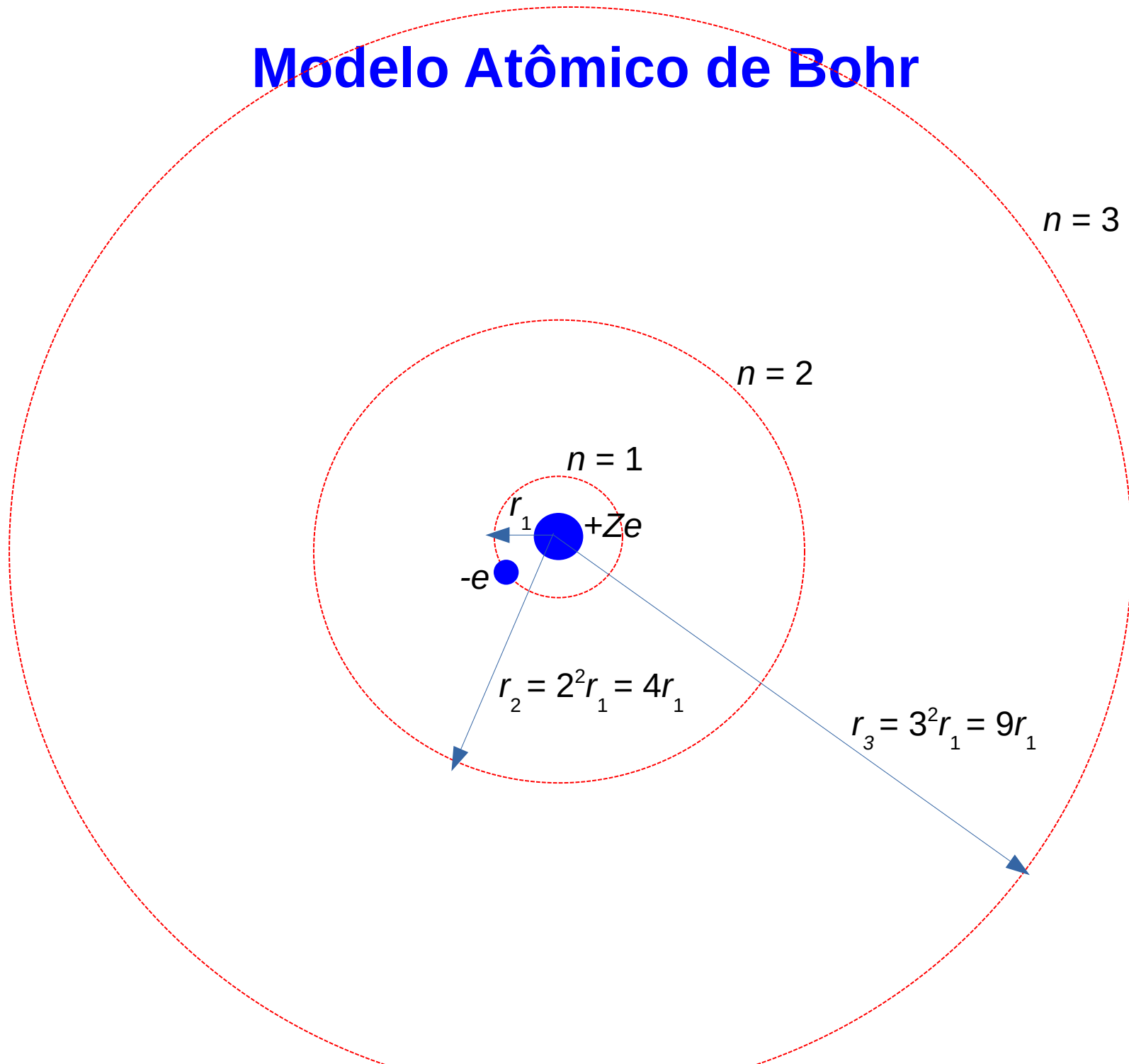
Segundo postulado 2, o **momento angular** é **quantizado**, o que causa que apenas certas **órbitas** são **possíveis** e leva à **quantização** das outras **grandezas**:

o **raio** da  $n$ -ésima órbita ( $k_e = 1/4\pi\epsilon_0$ ): 
$$r_n = \frac{n^2\hbar^2}{Zk_e e^2 m_e} = n^2/Z \cdot r_1$$

onde  $r_1 = \frac{\hbar^2}{k_e e^2 m_e} = 0.529 \times 10^{-10} \text{m} = \text{raio de Bohr}$  (também chamado  $a_0$ )

O raio de Bohr é o raio de um átomo de hidrogênio para  $n = 1$  (estado fundamental) e é um valor típico para raios atômicos.

# Modelo Atômico de Bohr



# Modelo Atômico de Bohr

Energia do elétron  
na  $n$ -ésima órbita:

$$E = -\frac{mZ^2e^4}{(4\pi\epsilon_0)^22\hbar^2} \frac{1}{n^2}, \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

também pode ser escrito como:  $E_n = -(Z^2/n^2) \cdot E_0$

onde  $E_0 = m_e e^4 / 32\pi^2 \epsilon_0^2 \hbar^2 = 2.18 \cdot 10^{-18} \text{ J} = \text{Energia de Bohr}$

O valor obtido teoricamente para a energia de Bohr bate com o valor obtido empiricamente da fórmula de Rydberg!

Para hidrogênio ( $Z = 1$ ) obtemos as energias esperadas pelo seu espectro de emissão ou absorção!

As energias  $E_n$  são negativas, o que significa que o elétron está ligado ao núcleo.

# Modelo Atômico de Bohr

O estado com **menor energia** corresponde a  $n = 1$  e é chamado **estado fundamental**.

**Maior** parte do **tempo**, o elétron encontra-se neste estado.

Estados com  $n > 1$  são chamados de **estados excitados**:

$n = 2$ : primeiro estado excitado,  $n = 3$ : segundo estado excitado, etc.

Para **excitar** um átomo (elevá-lo do estado fundamental para um estado excitado), ele tem que **ganhar energia**, por **choques** com outros átomos, pela **absorção** de um **fóton**, ...

Para grandes  $n$ , a Energia tende a 0 (e o raio tende a  $\infty$ )

=> os elétrons são só fracamente ligados aos núcleos.

=> Átomos em estados com **grandes  $n$  não** são muito **estáveis**.

Átomos deste tipo (muito grande, instáveis) se chamam átomos de Rydberg.

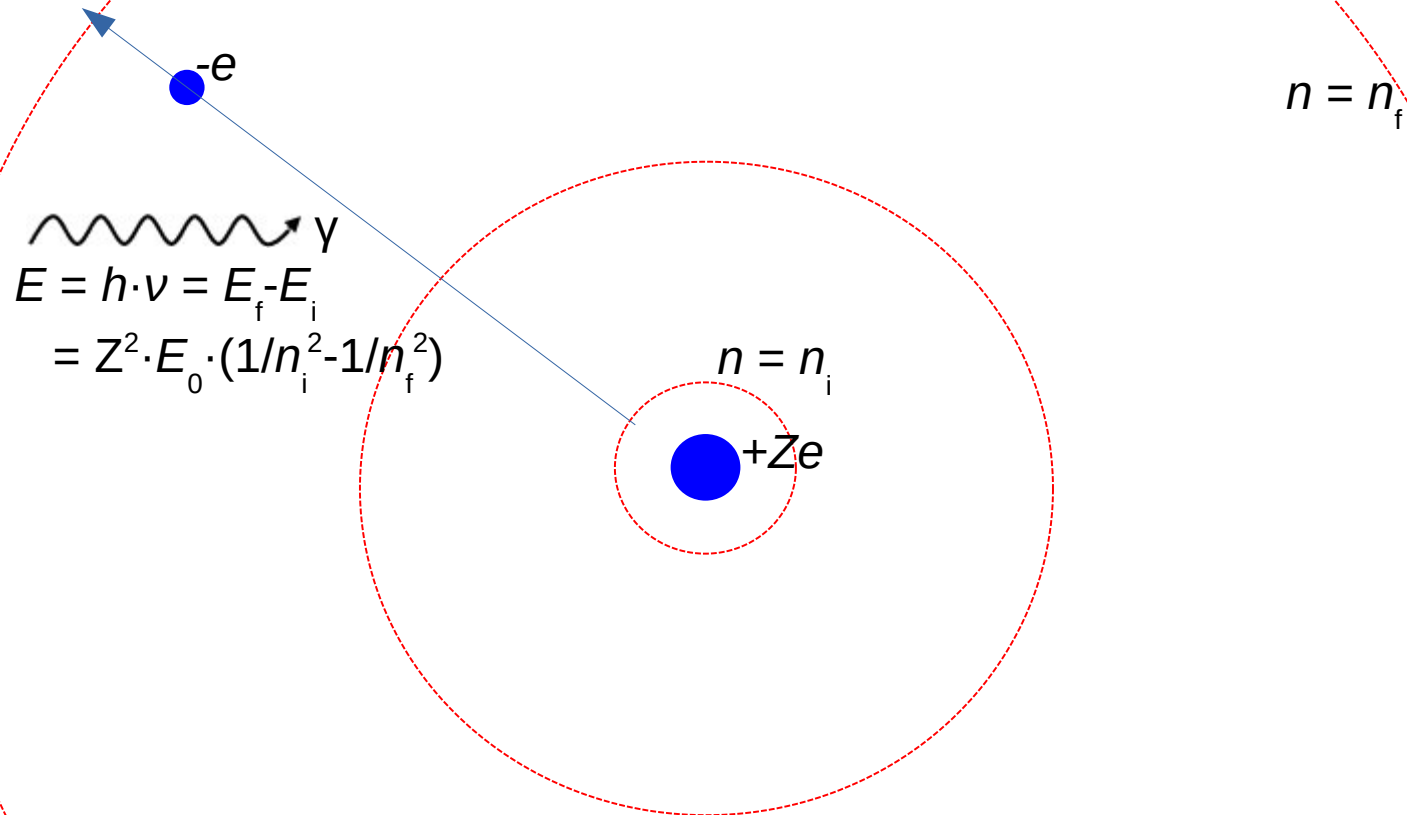
Quando um elétron é excitado para uma **energia positiva**, ele é expulso do átomo. O átomo continua com um elétron a menos, então ele se torna um **íon positivo**. Este processo se chama **ionização** do átomo.

A energia necessária para isso (que é igual o módulo da energia do elétron antes do processo) é chamada **energia de ionização**.

Á **energia cinética** do **elétron** será a do **fóton** ionizante **menos** esta **energia de ionização**. (É basicamente o **efeito fotoelétrico**)

# Modelo Atômico de Bohr

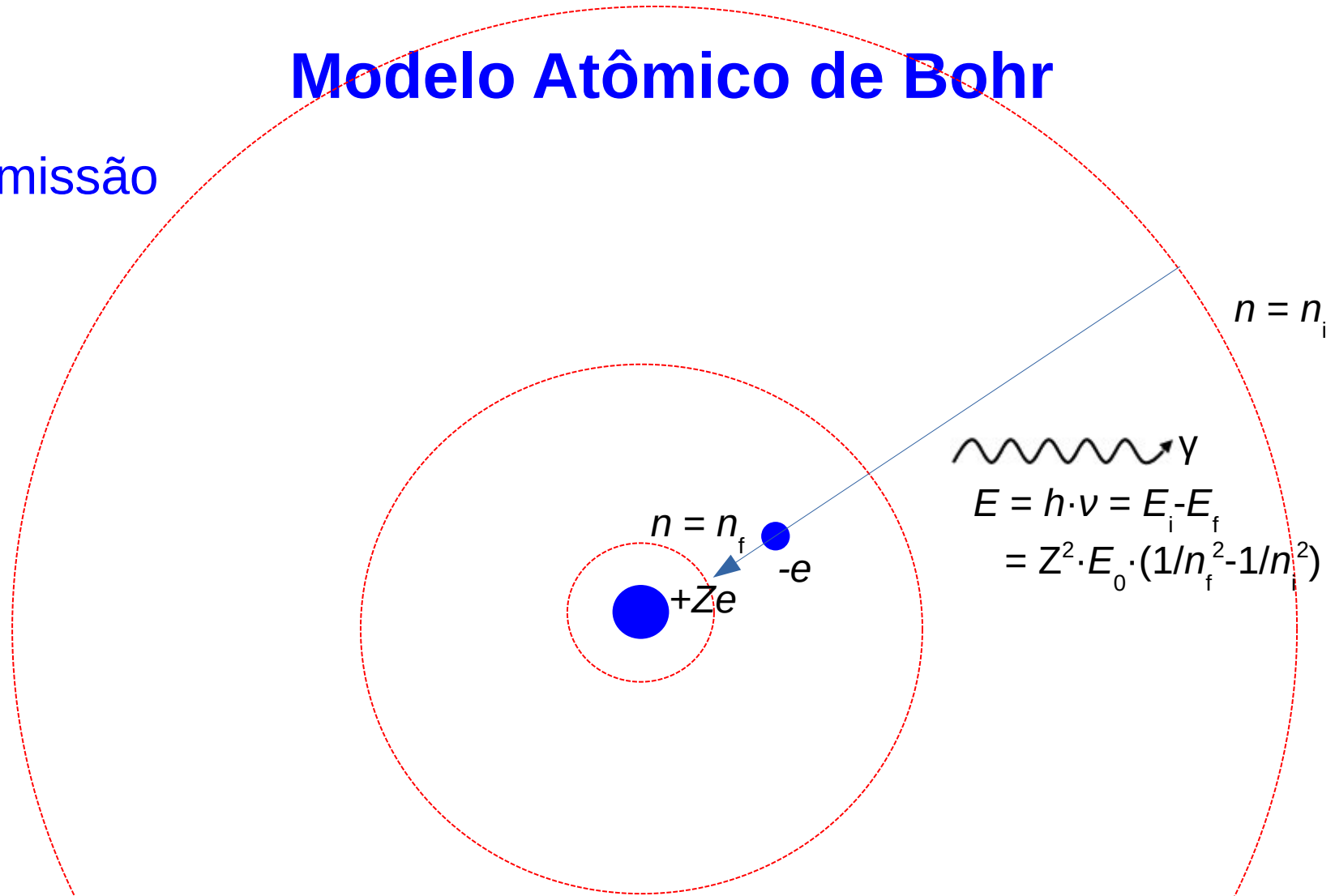
Absorção



Quando um **fóton** com energia  $E_f - E_i$  passa por um átomo no estado  $i$ , pode acontecer que o átomo **absorve** o fóton e é **excitado** para o estado  $f$ .

# Modelo Atômico de Bohr

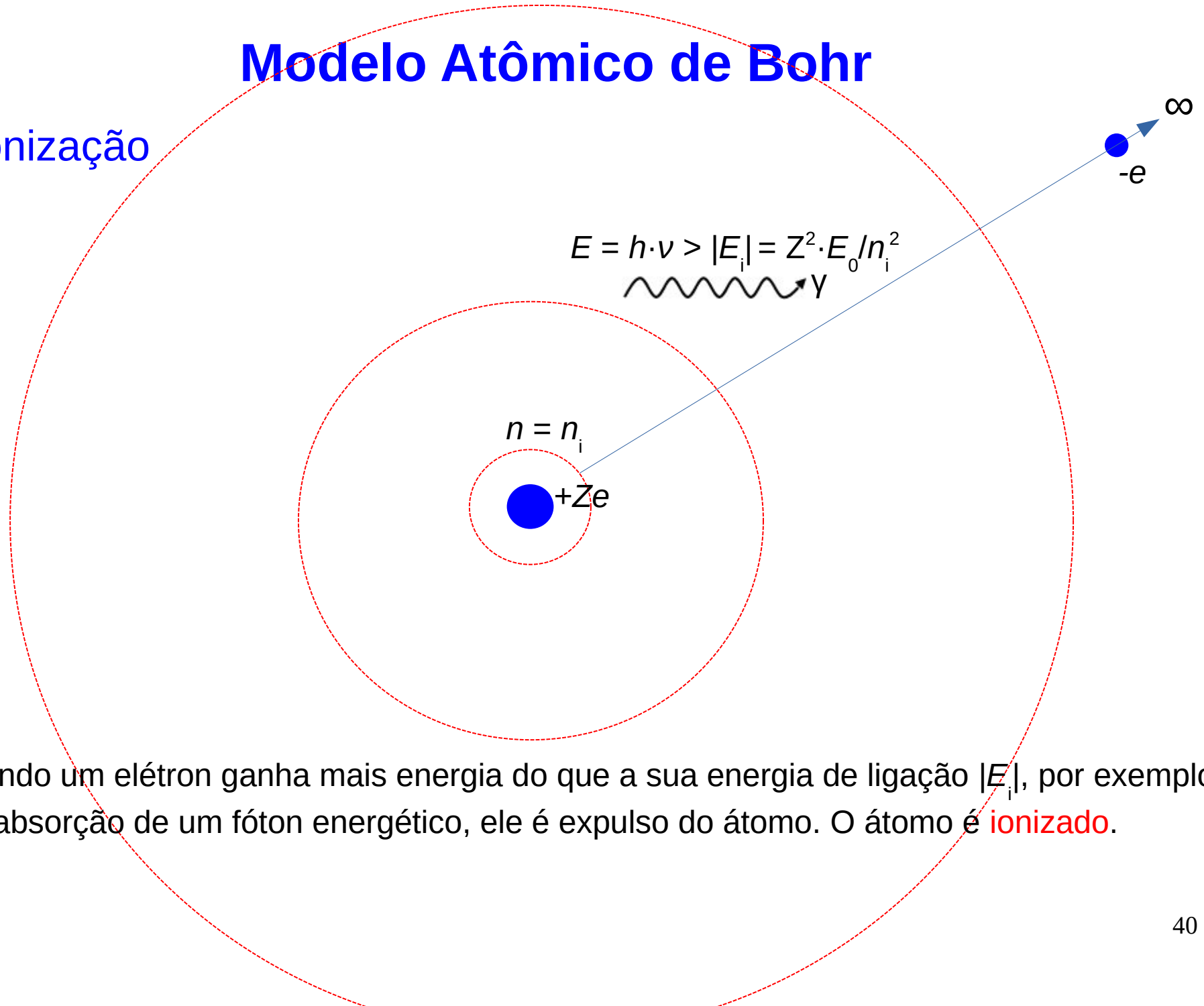
Emissão



Quando um átomo se encontra num **estado excitado**  $i$ , após um tempo curto ele **recai** para o estado  $f$ , **emitindo** um **fóton** de energia  $E_i - E_f$ .

# Modelo Atômico de Bohr

Ionização

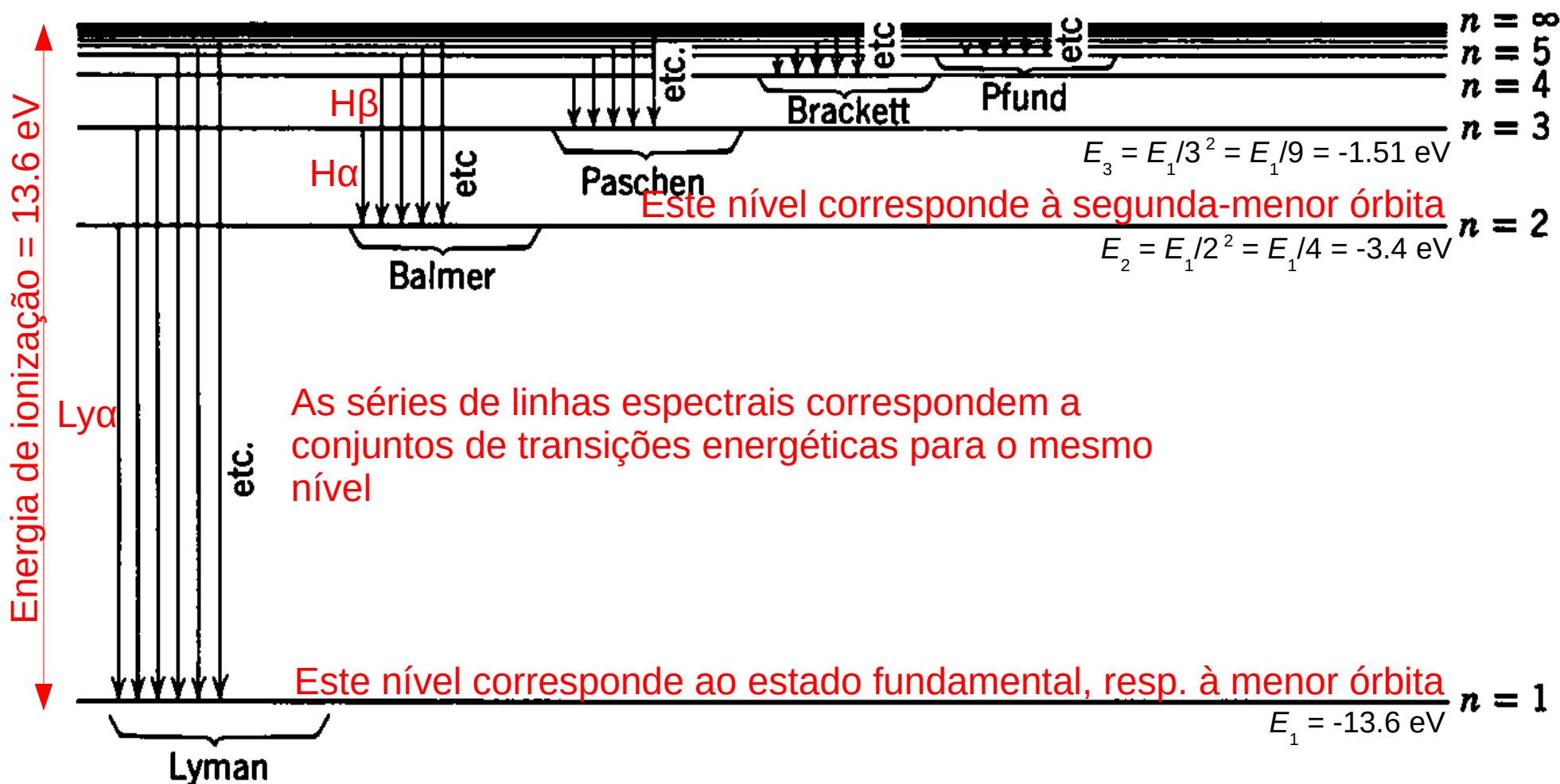


Quando um elétron ganha mais energia do que a sua energia de ligação  $|E_i|$ , por exemplo por absorção de um fóton energético, ele é expulso do átomo. O átomo é **ionizado**.



# Modelo Atômico de Bohr

Frequentemente, se usa **diagramas de níveis de energia** para mostrar transições energéticas em átomos (ou outros sistemas físicos).



# Modelo Atômico de Bohr

## E o Princípio de Correspondência?

Para **energias altas** ( $n$  grandes) queremos obter os **resultados clássicos**

$\nu_{n+1 \rightarrow n}$  deve ser igual a  $\nu_{\text{orbital}}$  ( $\Rightarrow$  Física Quântica) OK

! Falha para transições com  $\Delta n > 1$

Átomos gigantes são chamados átomos de Rydberg, só existem no espaço (vácuo), por que a energia de ionização é muito pequena ( $\leq 10^{-5}$  eV); Qualquer perturbação destrói um átomo destes.

Acharam emissões de átomos de  $\sim 20 \mu\text{m}$  (equivalente a um grão de areia), com raios de  $\sim 10\,000 a_0$ ,  $n \sim 600$ .

# Aspectos Principais do Modelo de Bohr

- 1) As **previsões essenciais** do modelo de Bohr estão contidas nas **equações de energia** e do **número de onda**.
- 2) O **estado normal** de um átomo é quando o elétron tem **menor energia** ou  $n = 1$  (estado **fundamental**).
- 3) Em uma descarga elétrica, ou algum outro processo, o átomo **recebe energia** devido a colisões, etc. O elétron deve sofrer uma **transição** para um estado de **maior energia**, ou **estado excitado**  $n > 1$ .
- 4) Obedecendo a **lei natural** dos **sistemas físicos**, o átomo tenderá a **voltar** ao seu **estado de menor energia** (estado fundamental).
- 5) Em um **grande número** de **processos de excitação** e **desexcitação**, todas as possíveis **transições** ocorrem sendo emitido o **espectro completo**.

# Crítica do Modelo de Bohr

## Aspectos positivos

- Fácil de visualizar
- Sucesso na descrição das linhas espectroscópicas do átomo de hidrogênio.
- O raio da órbita do hidrogênio  $0,53 \text{ \AA}$ , concorda com o valor previsto para o diâmetro da molécula de hidrogênio  $2,2 \text{ \AA}$ .
- Várias grandezas medidas podem ser expressas em termos de constantes fundamentais (Energia e raio de Bohr, constante de Rydberg, ...).

# Crítica do Modelo de Bohr

## Falhas

- Não conseguia explicar as intensidades relativas das linhas espectrais.
- Não conseguia explicar as linhas espectrais de átomos mais complexos.
- Faz hipóteses aleatórias, por exemplo órbitas estáveis.
- Utilizou-se de uma mistura de conceitos clássicos (leis de Newton, Coulomb) e conceitos “não-clássicos” (quântização do momento angular) => velha mecânica quântica

Estas dificuldades começaram a ser superadas na década de 20 do século passado com de Broglie, Schrödinger, Heisenberg, Pauli, Dirac e vários outros cientistas.

=> Nova teoria: A mecânica quântica/ondulatório  
(Aulas mais pra frente)

## E os outros Átomos?

Para átomos mais complexos do que o do hidrogênio teria que se levar em conta a **interação** entre os **elétrons**.

O modelo de Bohr não consegue fazer previsões sobre estes átomos.

Porém, em átomos pesados pode se tratar os elétrons em órbitas **internas** como se os outros elétrons não existissem.

Como estes átomos têm altos números atômicos  $Z$ , e as energias previstas pelo modelo de Bohr dependem do quadrado de  $Z$ , as energias devem ser altas, causando espectros na faixa dos **raios-X**.

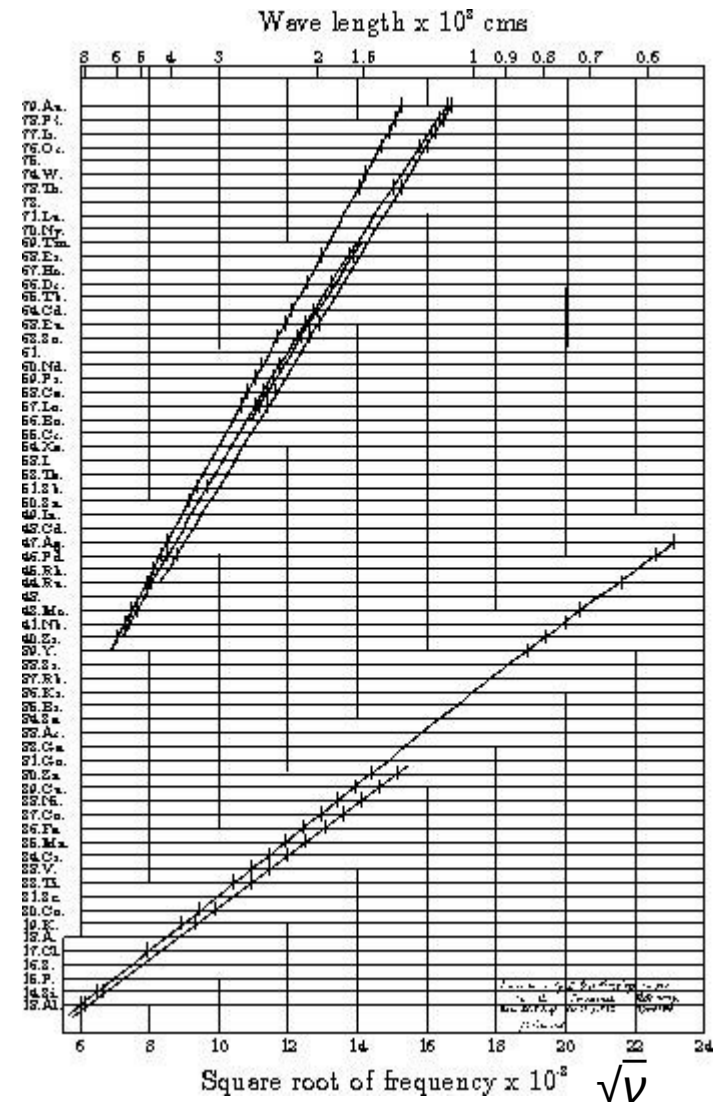
# E os outros Átomos?

Moseley (1913) conseguiu medir os espectros raios-X de mais de 38 elementos, eliminar inconsistências na tabela periódica, confirmar a previsão (modificada) do modelo de Bohr, que

$$\sqrt{\nu} = \sqrt{E/h} = A_n (Z-b),$$

onde  $b$  quantifica a **blindagem** parcial do **núcleo** pelos outros elétrons, e prever a existência de 92 elementos do H ao U.

=> **Papel importante** na **consolidação** e **aceitação** do **modelo de Bohr**



# E os outros Átomos?

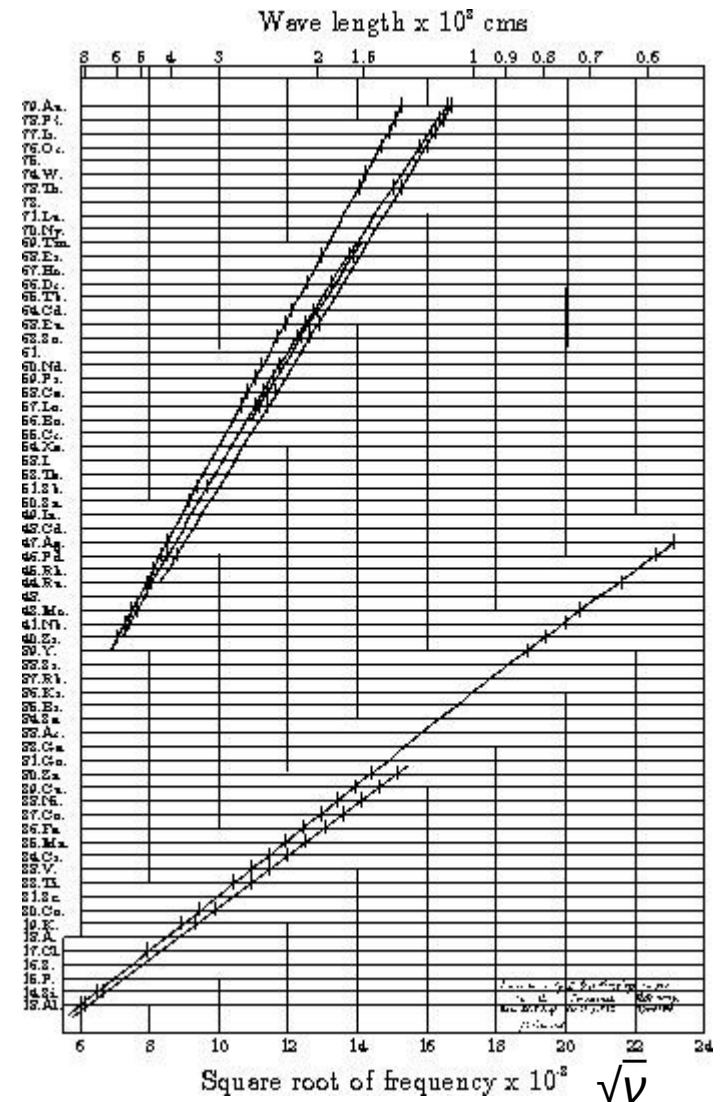
Série K: Transições de níveis com  $n > 1$  para  $n = 1$  (camada K):  $b = 1$

O elétron “vê” o núcleo blindado pelo outro elétron da camada K; ele “vê” um núcleo com carga  $Z - b = Z - 1$

Corresponde à série de Lyman no hidrogênio (só que, no hidrogênio, não existe o outro elétron, e  $b = 0$ )

Série L: Transições para  $n = 2$  (camada L):  $b = 7.4$  devido aos elétrons da camada K e aos demais elétrons da camada L

corresponde à série de Balmer (de novo, no hidrogênio,  $b = 0$ )





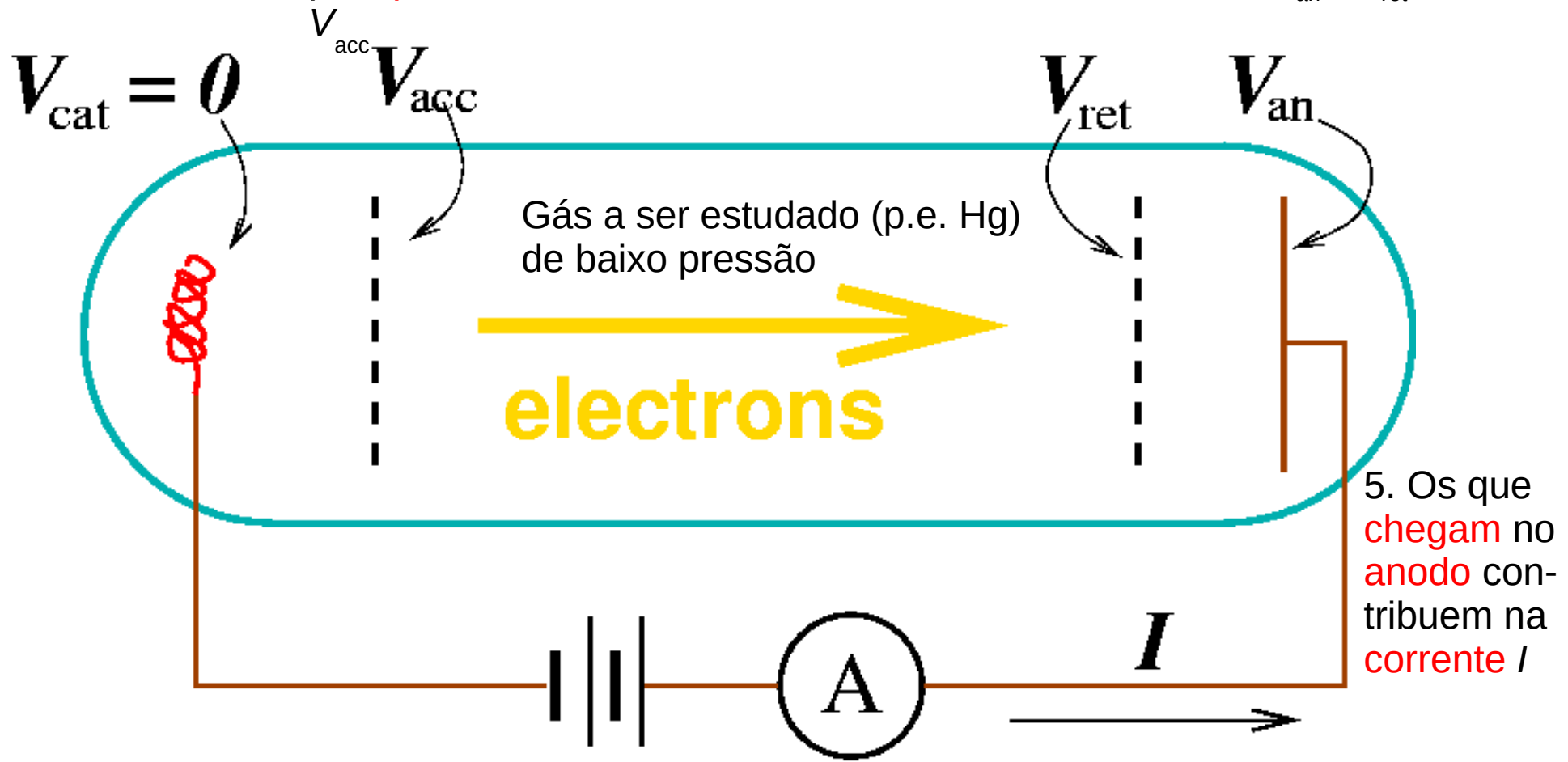
# O Experimento de Franck-Hertz

1: **elétrons saem do cátodo**

2. são **acelerados** pelo **potencial**

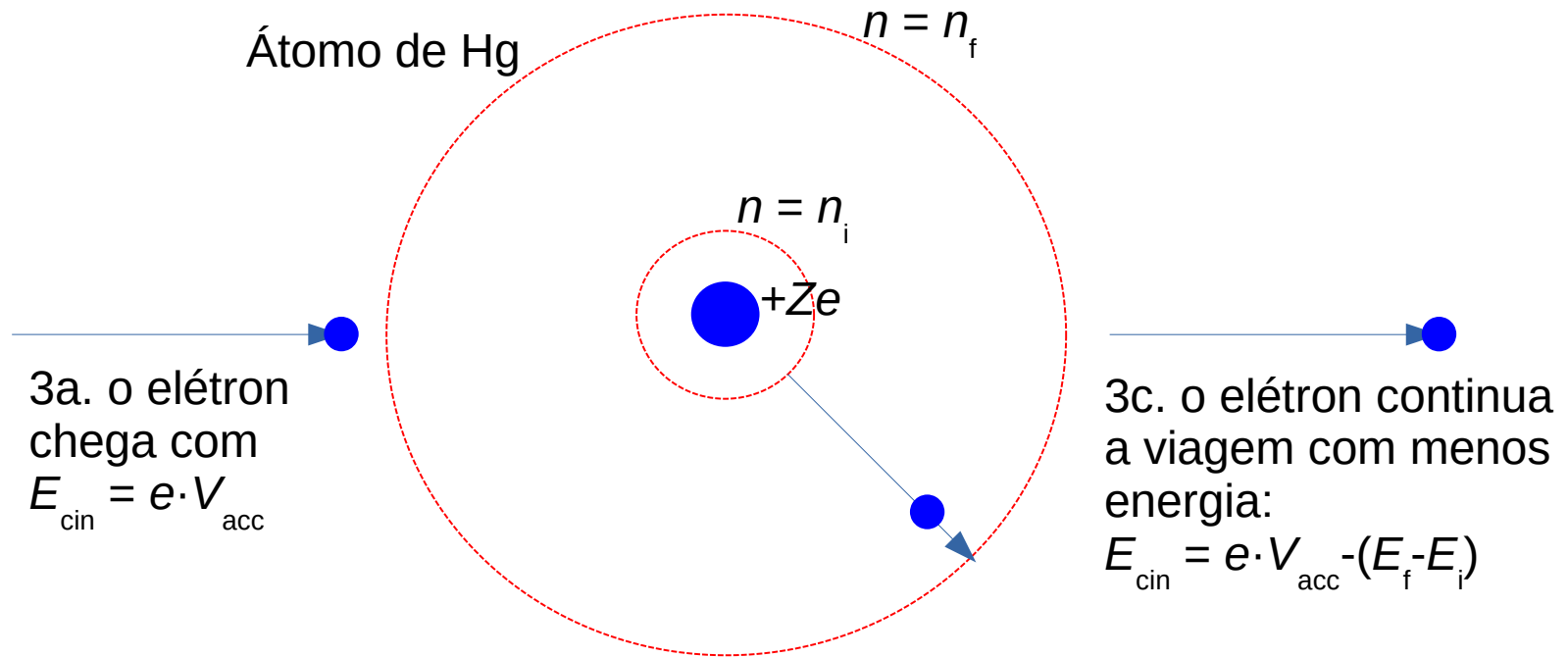
3. **Interagem** com o **gás** da amostra

4. **superam** (ou **não**) a **diferença de potencial**  $V_{an} - V_{ret}$



# O Experimento de Franck-Hertz

O que acontece no passo 3 (elétrons interagem com o gás da amostra)?



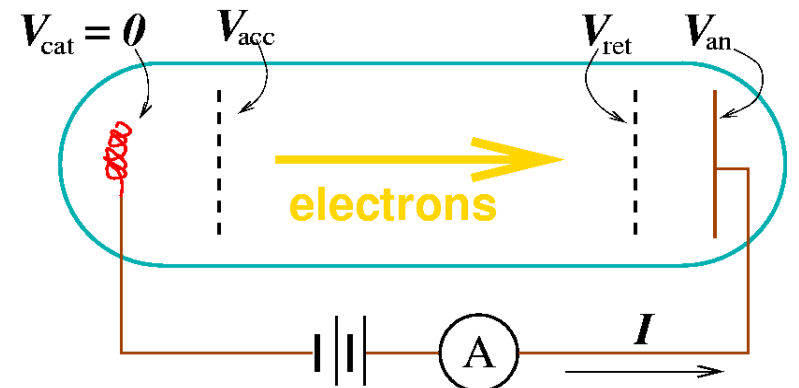
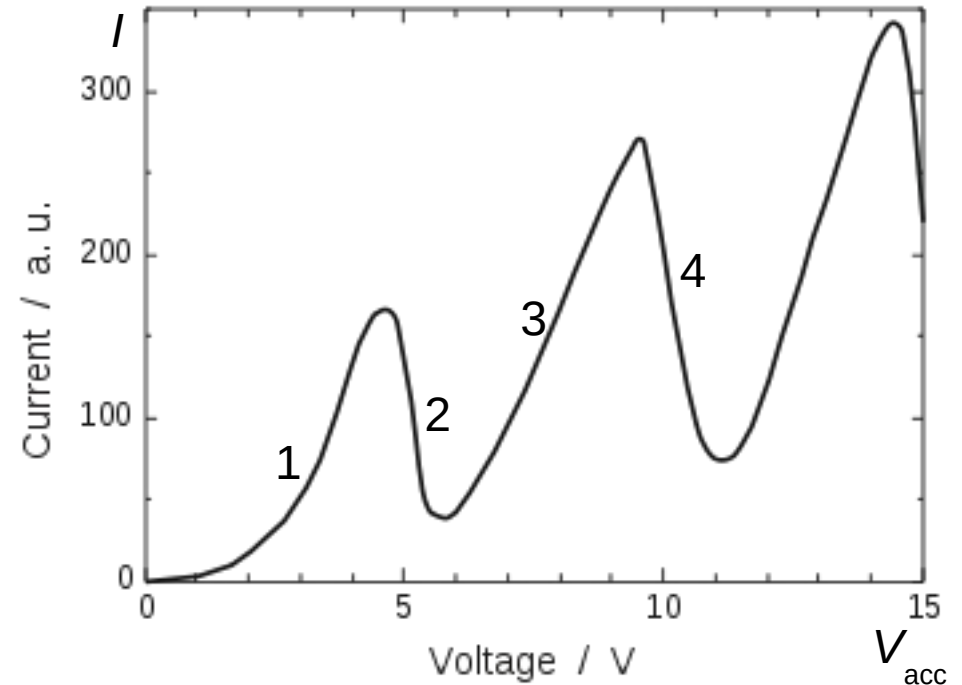
3b. O elétron **excita** um **elétron** do **átomo** do nível  $E_i$  para o nível  $E_f$ , **perdendo** a **energia** usado para excitar o elétron do átomo

Isto só pode acontecer, se a **energia inicial**  $e \cdot V_{\text{acc}}$  dá pra **excitar** o átomo:  $e \cdot V_{\text{acc}} \geq E_f - E_i$ .  
Senão, o **elétron não perde energia**.  $E_{\text{cin}}$  continua sendo  $e \cdot V_{\text{acc}}$ .

# O Experimento de Franck-Hertz

Aumentando o potencial  $V_{acc}$

1. A **corrente aumenta**, por que cada vez **mais elétrons** conseguem **superar**  $V_{an} - V_{ret}$
2. Quando a **energia**  $e \cdot V_{acc}$  **alcança** o **valor**  $E_f - E_i$ , boa parte dos **elétrons perde energia** para os **átomos** de Hg e **não consegue** mais **superar**  $V_{an} - V_{ret}$ .
3. A **corrente aumenta** de novo, por que até  $E_{cin} = e \cdot V_{acc} - (E_f - E_i)$  dá pra **superar**  $V_{an} - V_{ret}$ .
4. Quando  $e \cdot V_{acc}$  alcança  $2 \cdot (E_f - E_i)$ , muitos **elétrons interagem duas vezes** com os átomos de Hg, **perdem**  $2 \cdot (E_f - E_i)$ , etc.



# O Experimento de Franck-Hertz

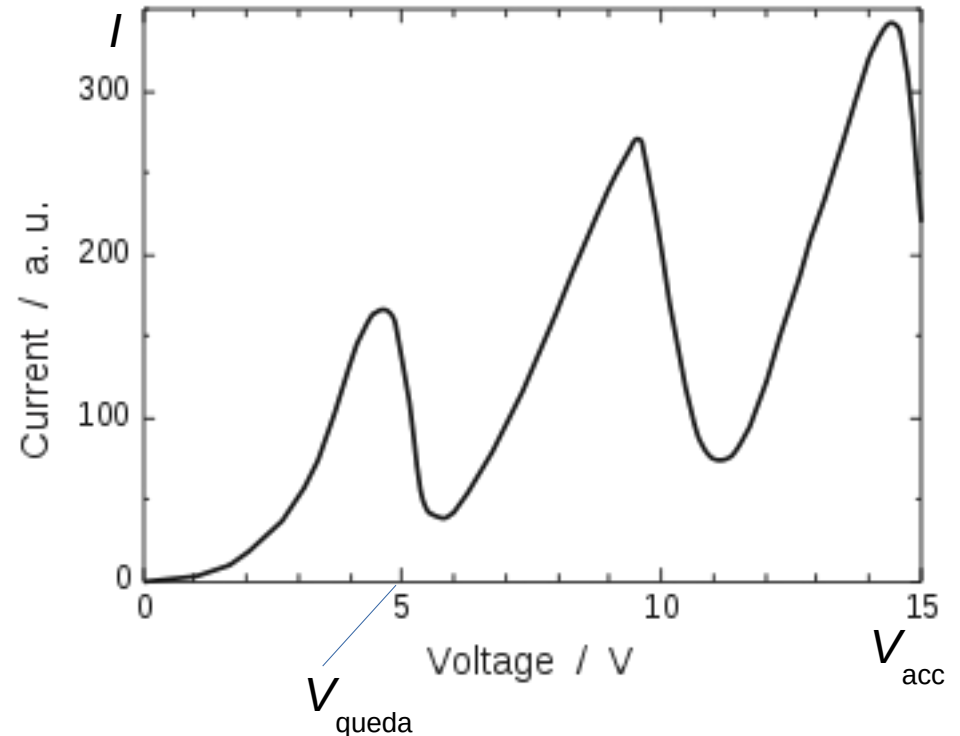
A partir dos **valores** de  $V_{\text{acc}}$  de **queda** de **corrente**, pode se determinar  $E_f - E_i = e \cdot V_{\text{queda}}$ .

As **energias** obtidas **correspondem** realmente a **linhas** do **espectro** eletromagnético do **elemento**!

=> **Confirmação** da existência dos níveis de **energia quantizadas**.

=> Outro **método** para **medir** diferenças entre os **níveis** de **energia** dos **elementos** (além do espectro eletromagnético).

Espectroscopia por perda de energia de elétrons (EELS).



# Modelo de Sommerfeld-Bohr

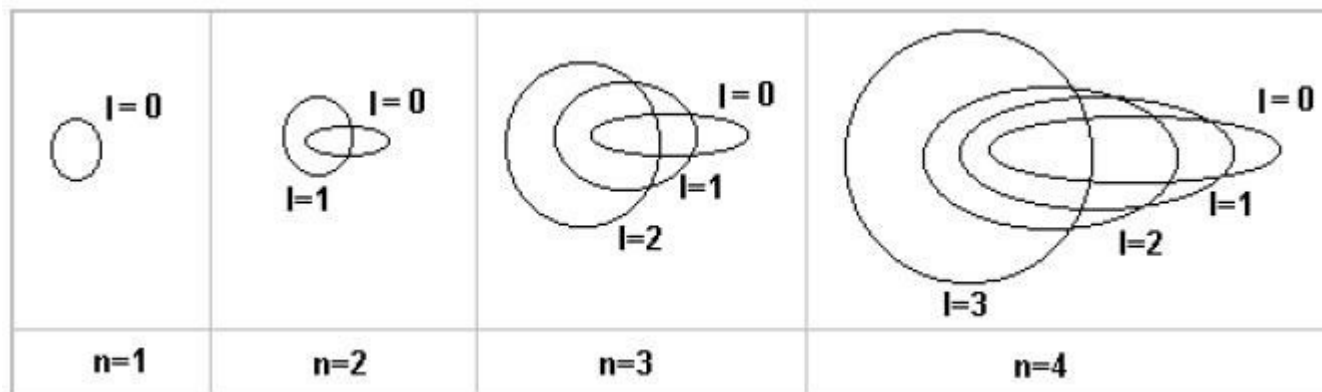
O físico alemão Arnold Johannes Wilhelm **Sommerfeld**, em 1915, estudando os **espectros** de emissão de **átomos** mais **complexos** que o hidrogênio, admitiu que em cada **camada eletrônica** ( $n$ ) havia **1 órbita circular** e  $n-1$  **órbitas elípticas** com **diferentes excentricidades**.

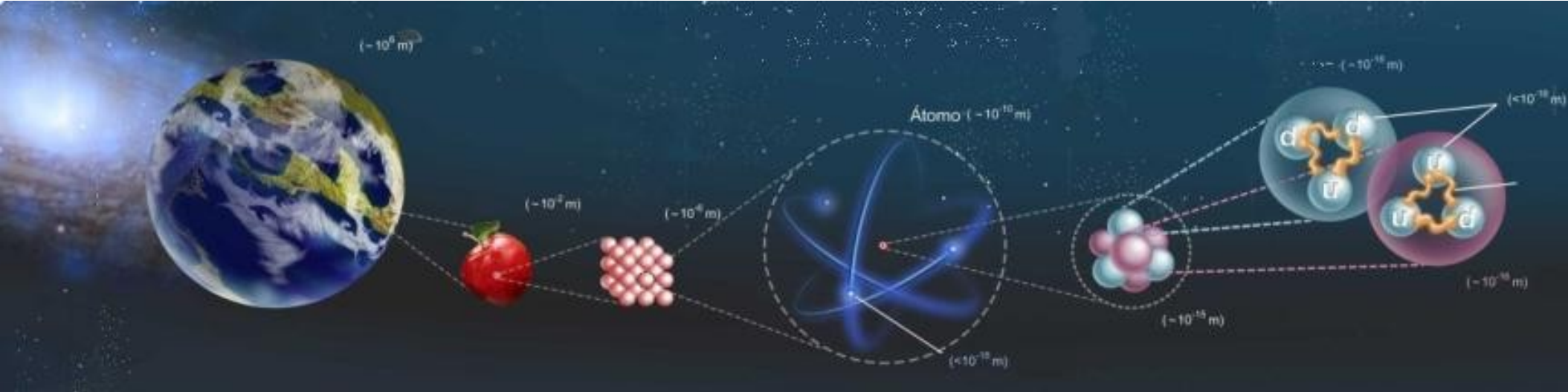
Essas órbitas elípticas foram então chamadas de **subníveis** ou **subcamadas** e **caracterizadas** pelo **número quântico do momento angular**  $l$ , onde  $l=0$ ,  $l=1$ ,  $l=2$  e  $l=3$  são, respectivamente, os subníveis  $s$ ,  $p$ ,  $d$  e  $f$ .

Por exemplo, na 4ª camada há uma órbita circular e três elípticas.



Arnold Johannes Wilhelm Sommerfeld (1868–1951)





Universidade Federal do ABC

# Estrutura da Matéria

FIM pra hoje

<http://professor.ufabc.edu.br/~pieter.westera/Estrutura.html>