

Universidade Federal do ABC

Estrutura da Matéria

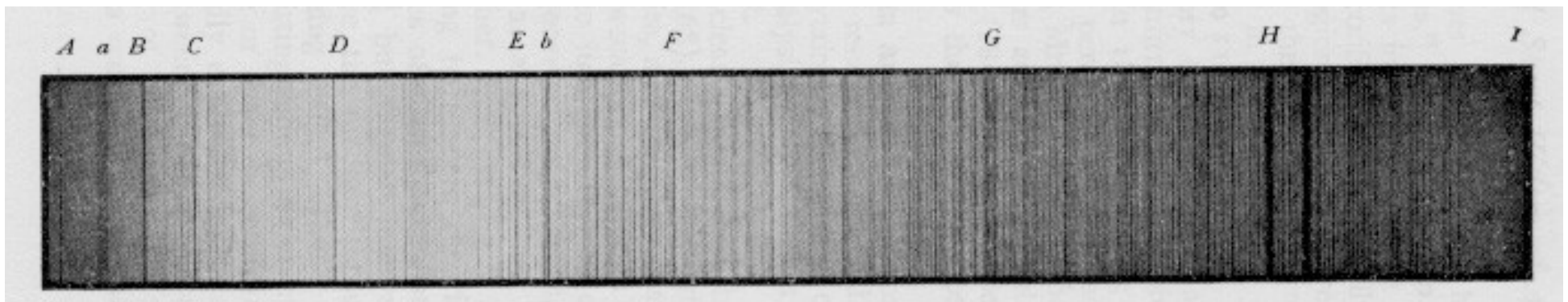
Introdução à Mecânica Quântica II

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

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.

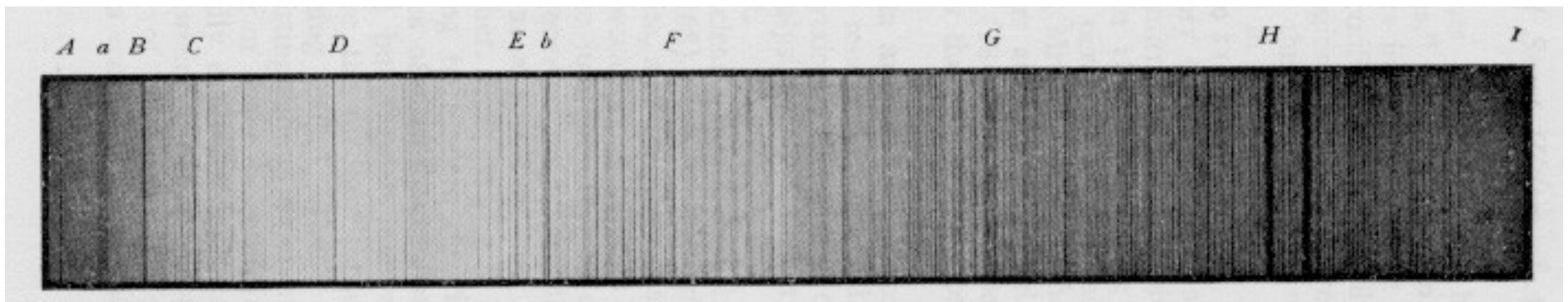
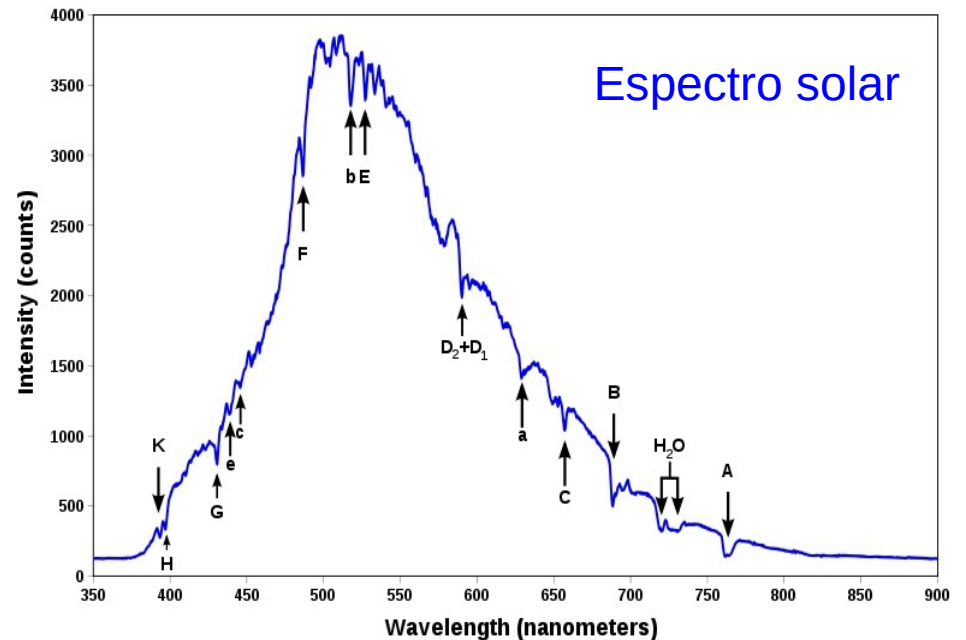
Joseph von Fraunhofer (1787-1826): Até 1826, esse fabricante de instrumentos de vidro, já havia contado 574 linhas escuras no espectro solar, chamadas depois de **linhas de Fraunhofer**.



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.

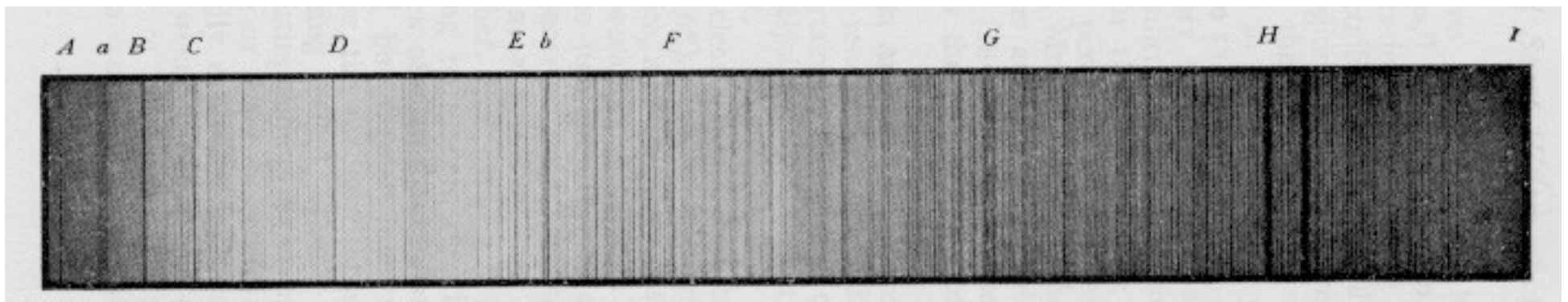
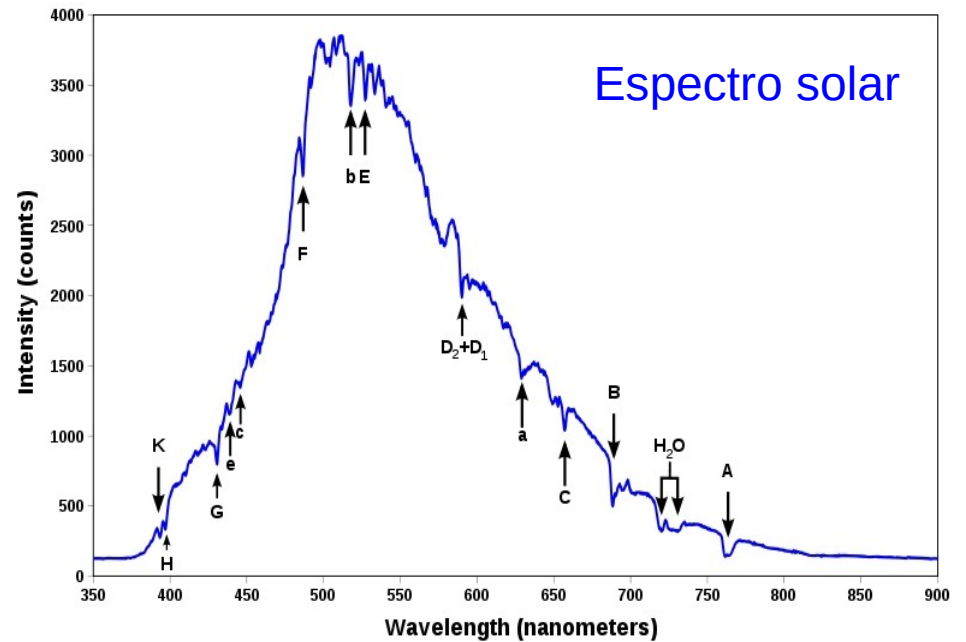
Estas linhas se chamam de linhas de absorção.



As Linhas de Fraunhofer

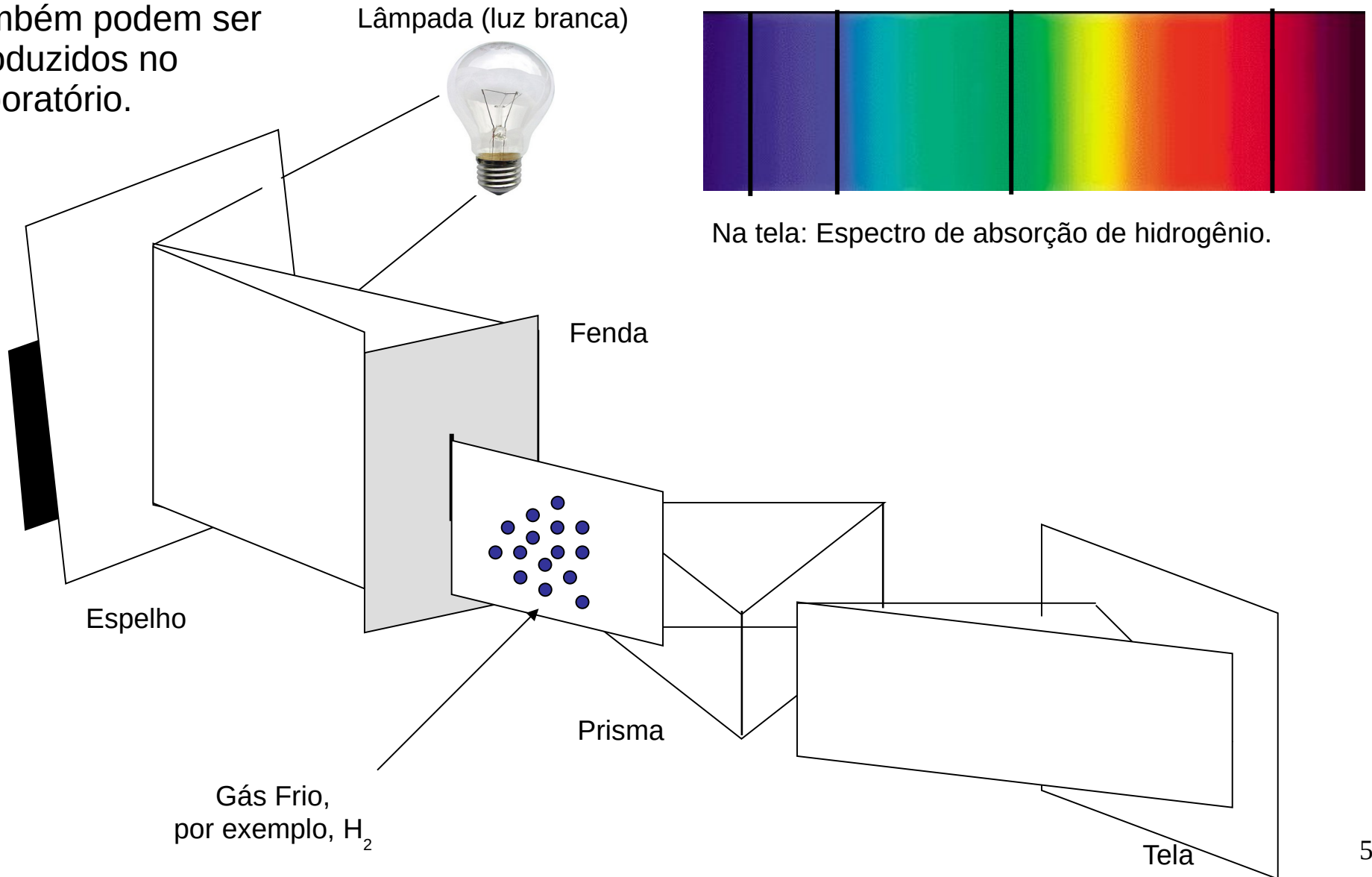
Os comprimentos de onda das linhas de absorção trazem informações sobre a composição química da atmosfera do Sol.

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



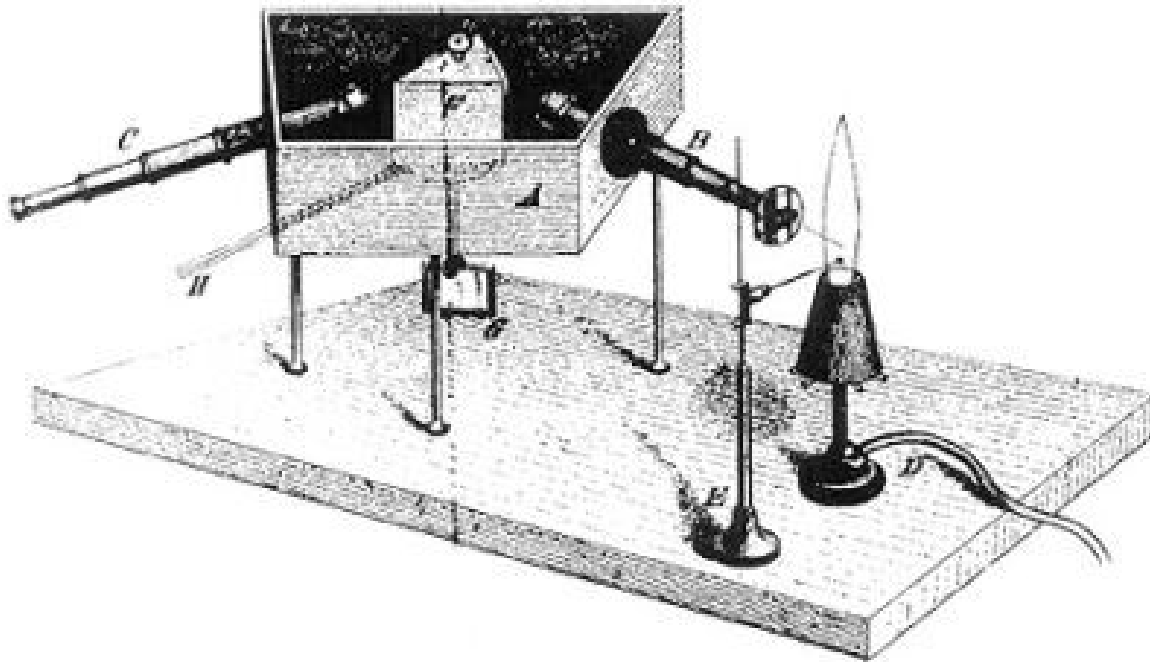
Absorção atômica

Espectros de absorção também podem ser produzidos no laboratório.



Emissão atômica

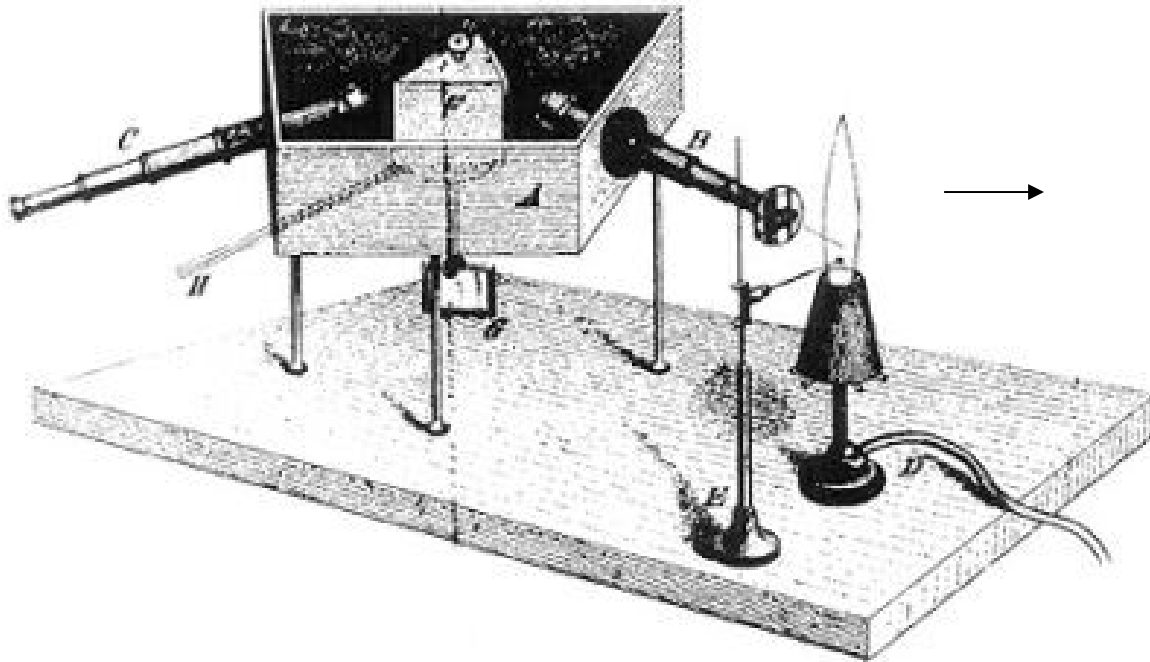
- Em 1856, **Robert Wilhelm Bunsen** (1811-1899) inventou o bico de gás (conhecido hoje como bico de Bunsen).
- Quando um **elemento químico** era colocado sobre a **chama**, a chama adquiria uma certa **coloração**.
- Nesse mesmo ano, **Gustav Robert Kirchhoff** sugeriu que as cores seriam melhor identificadas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

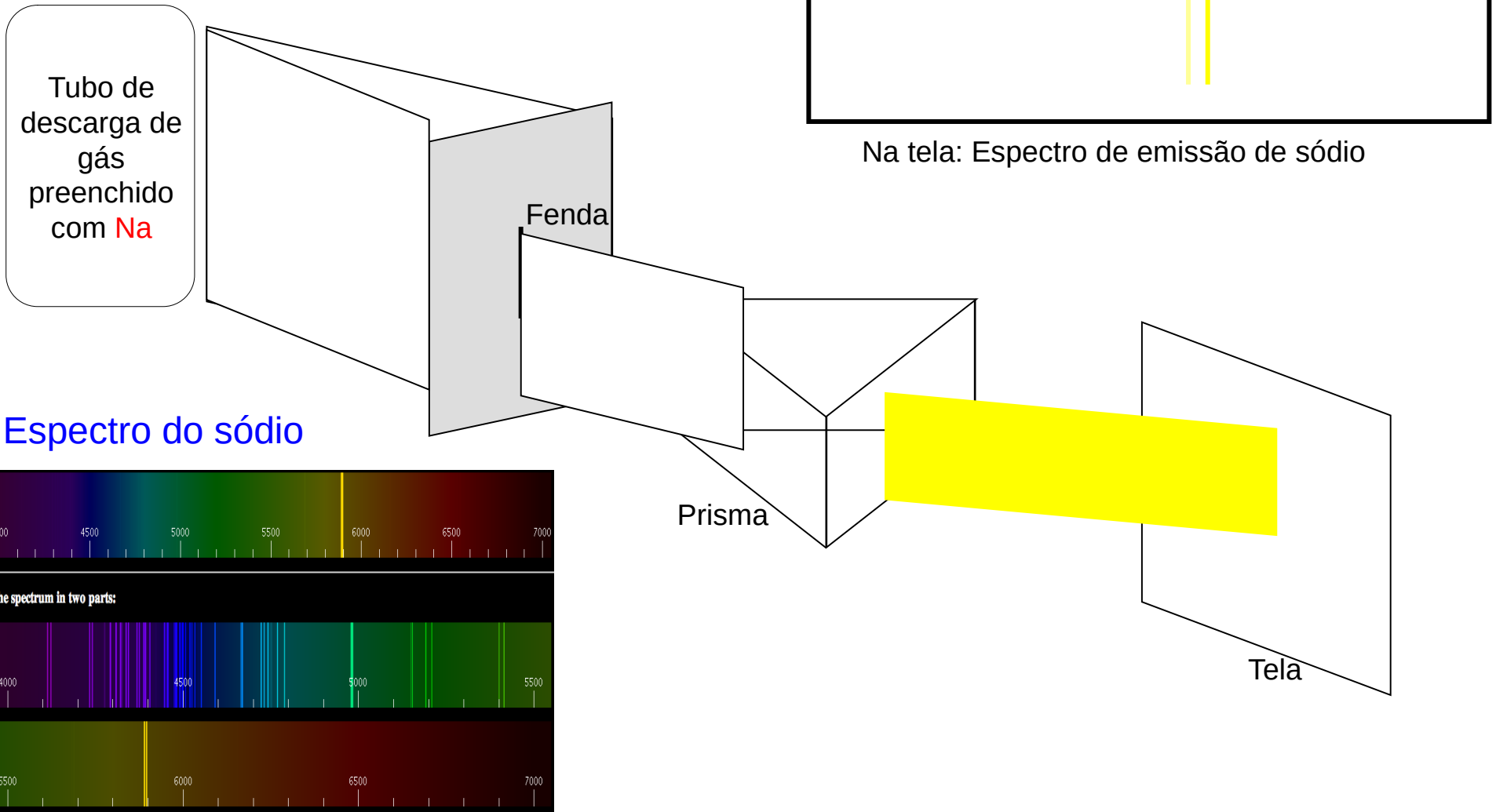
Kirchhoff e Bunsen descobrem que **cada elemento** apresenta uma **série de linhas diferentes**, ou seja, cada átomo emite radiação eletromagnética em **frequências características**, o seu **espectro de linhas de emissão**.



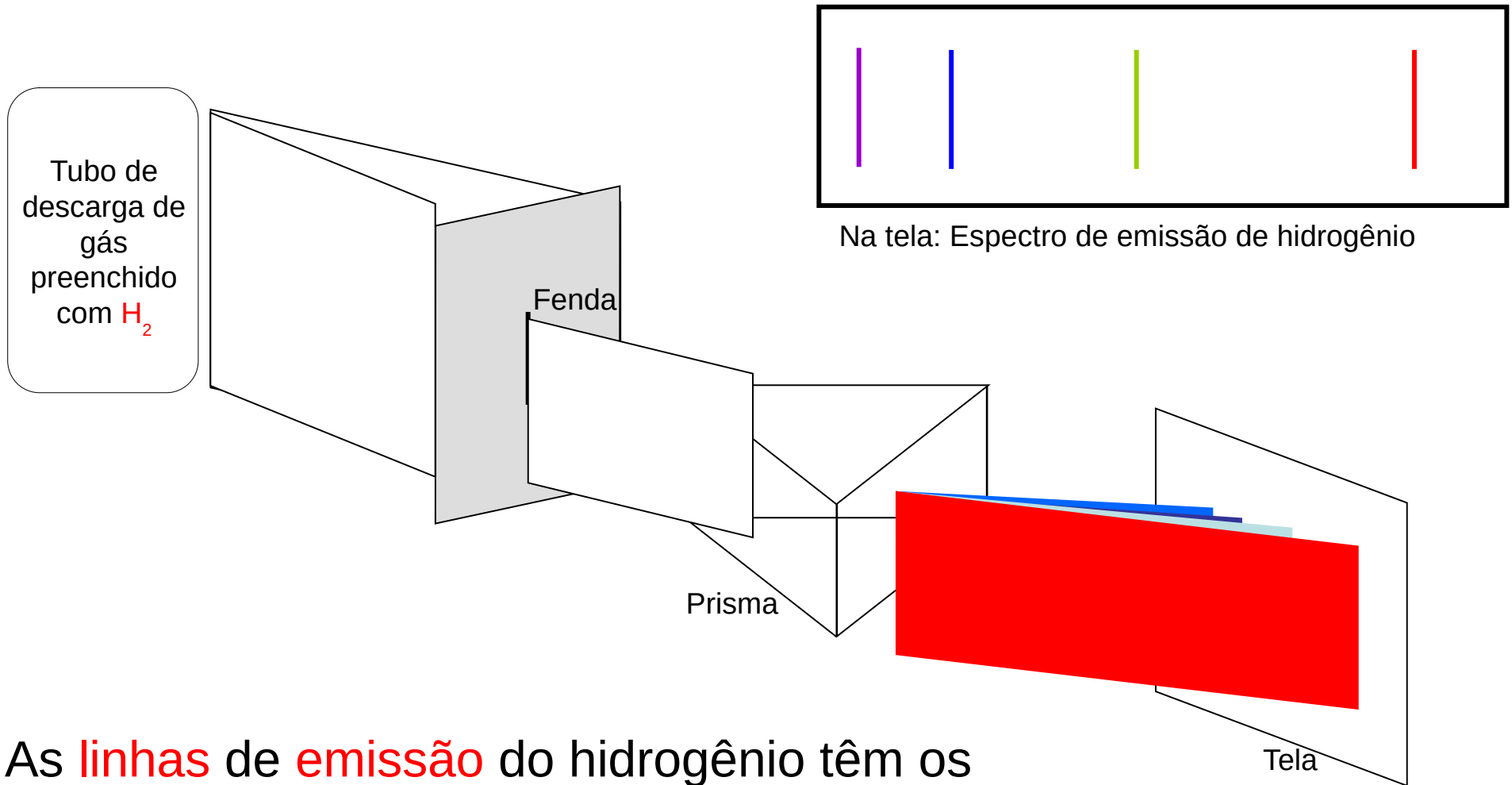
Exemplos

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** a **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.

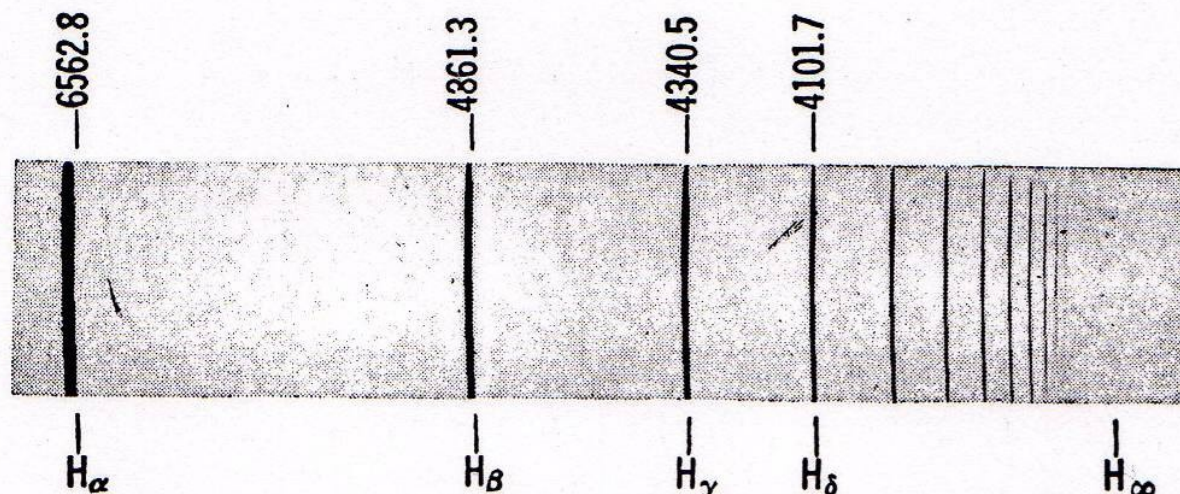
Espectroscopia

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.

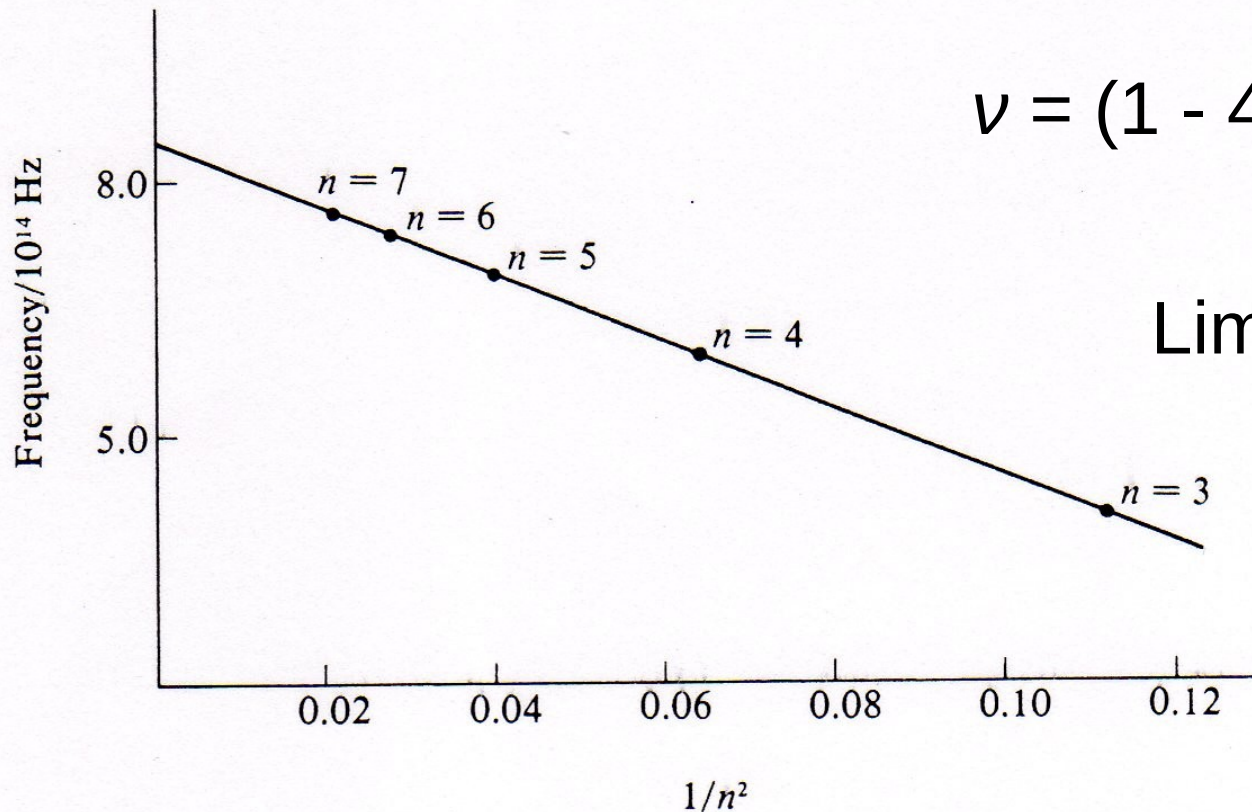


Espectro de emissão do átomo de hidrogênio na região do visível e ultravioleta próximo
A letra H_x representa a posição da radiação.

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 $1/n^2$.



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

onde $n > 2$

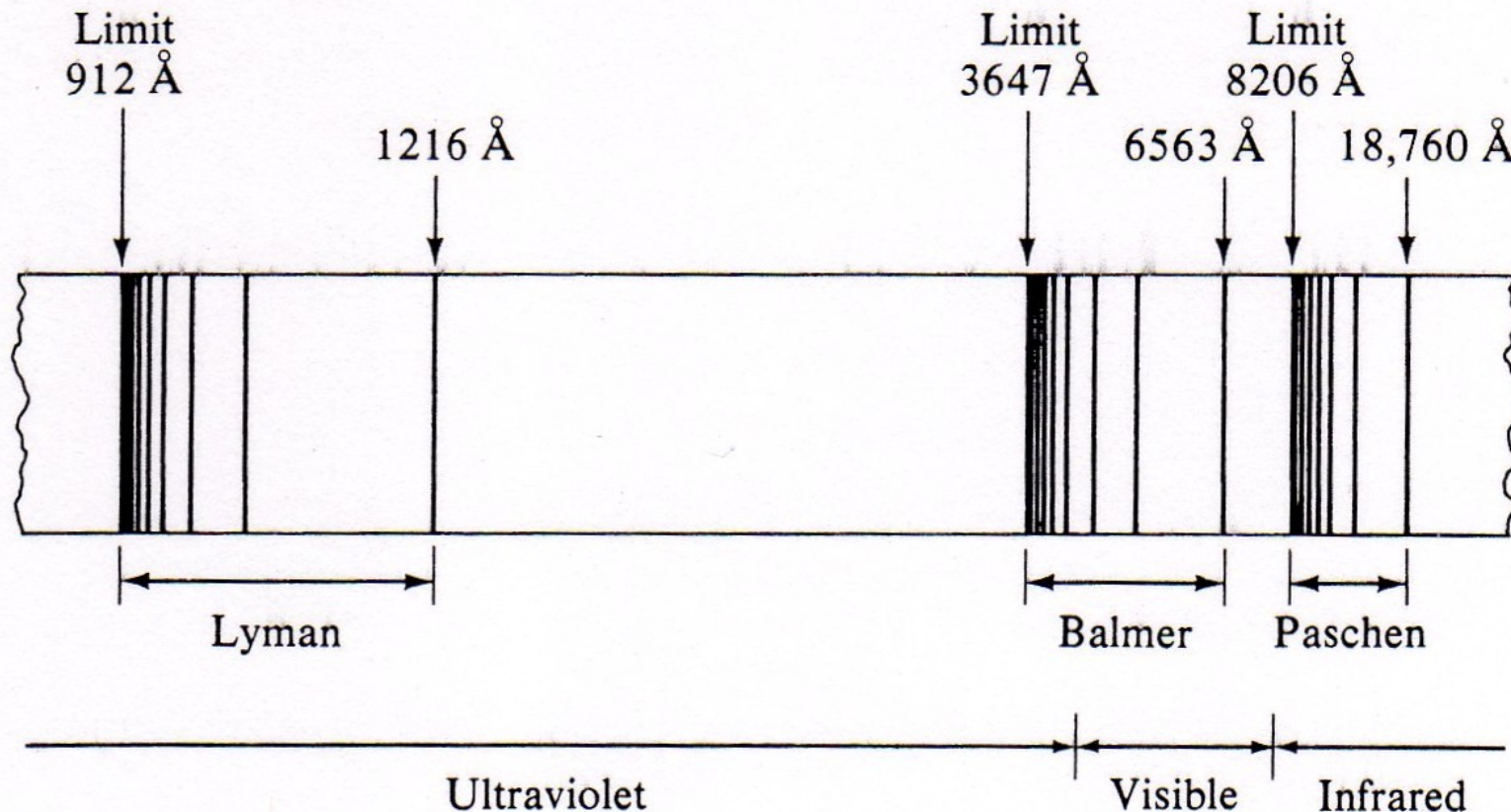
Limite da série ($n \rightarrow \infty$):

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

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 Bracket (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**:

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

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

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, disciplina Física Quântica) 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.

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



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**:
$$F_e = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{r^2}$$

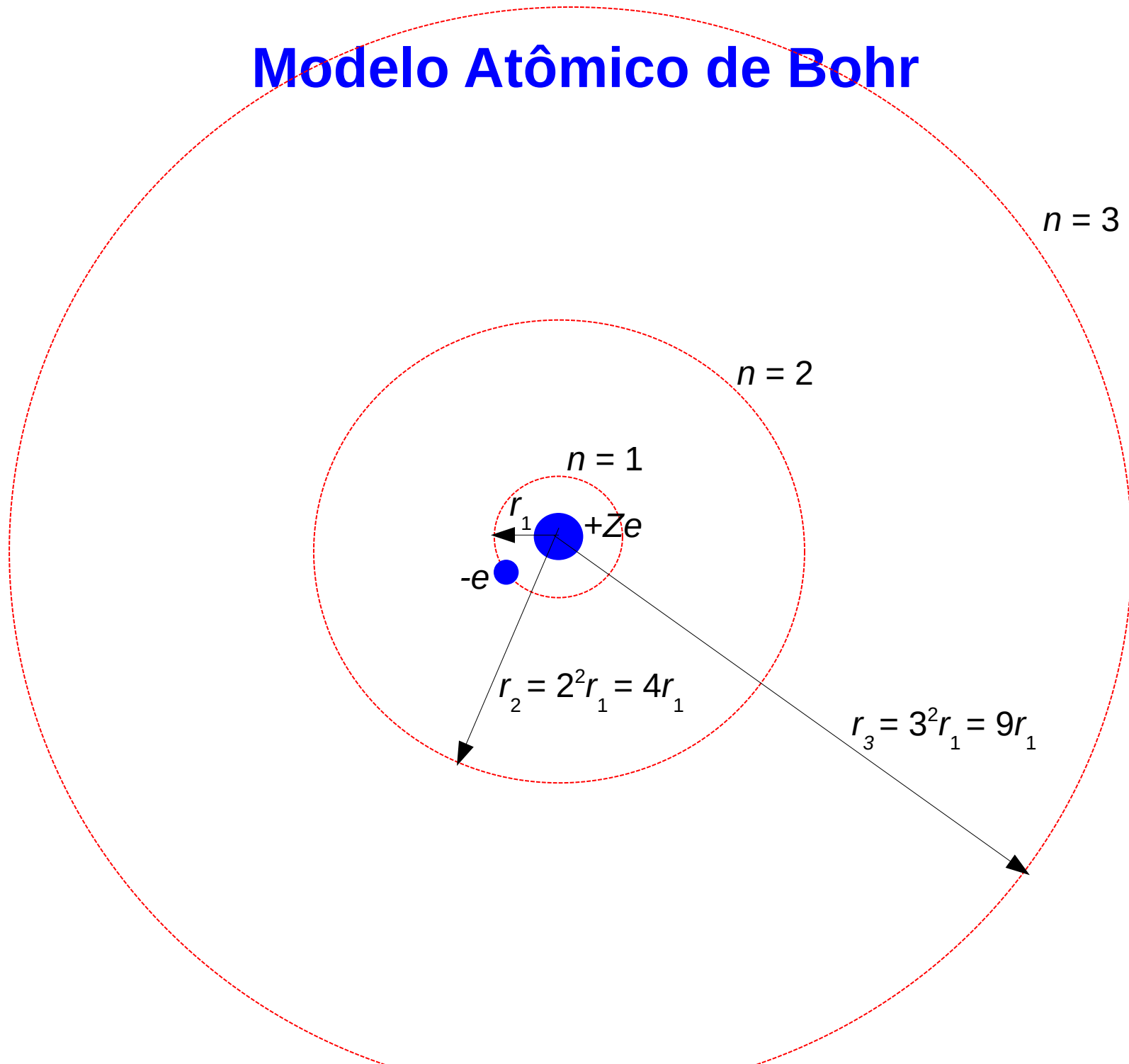
Segundo postulado 2, o **momento angular** é **quantizado**, o que causa que apenas certas **órbitas** são **possíveis** e leva à **quantização** das outras **grandezas**:

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** (É preciso investir energia para alcançar o estado “núcleo e elétron separados”, que é o estado de energia zero).

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 ∞)

=> 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.

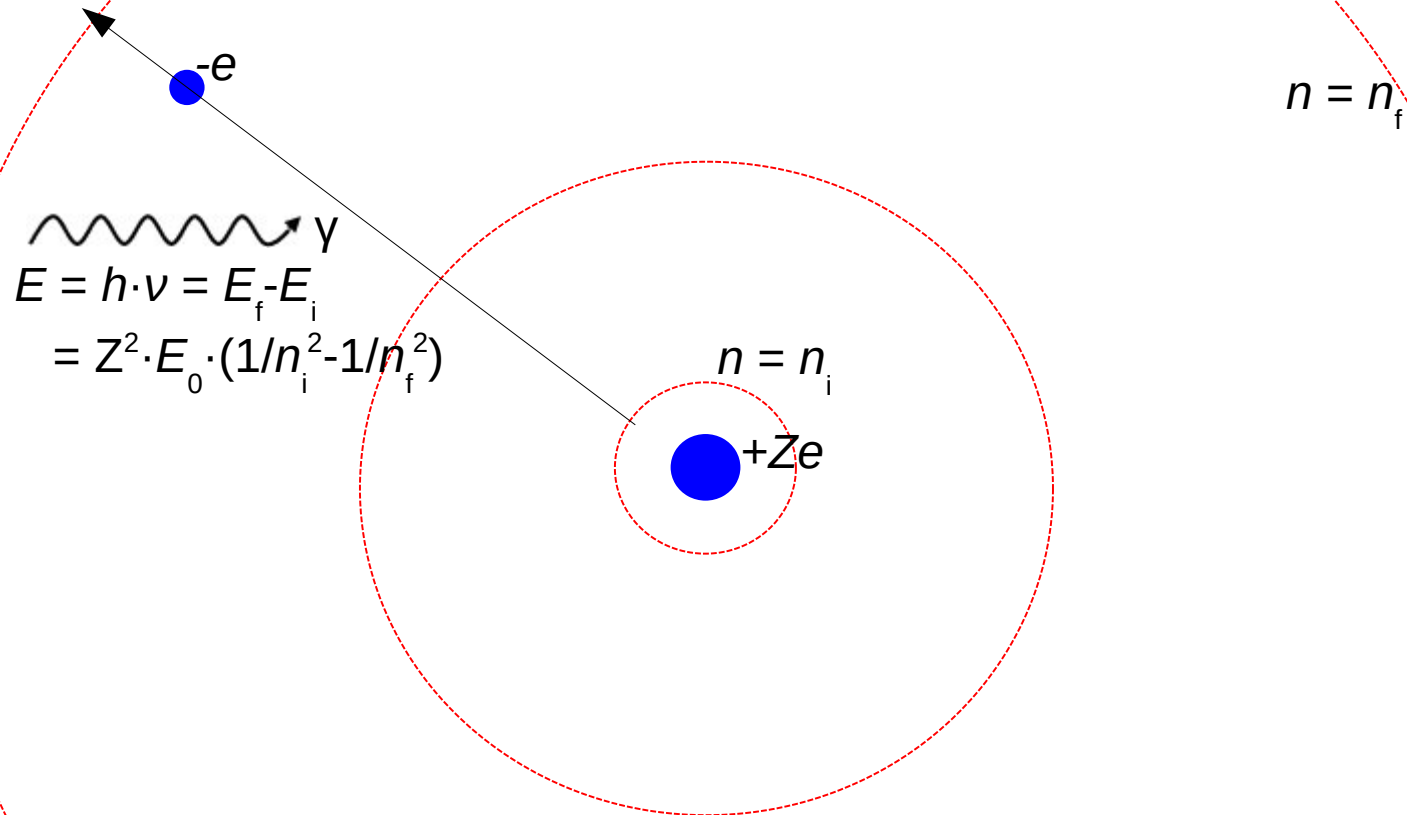
Quando um elétron é excitado para uma **energia positiva**, ele é expulso do átomo. O átomo continua com um elétron a menos, então ele se torna um **íon positivo**. Este processo se chama **ionização** do átomo.

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

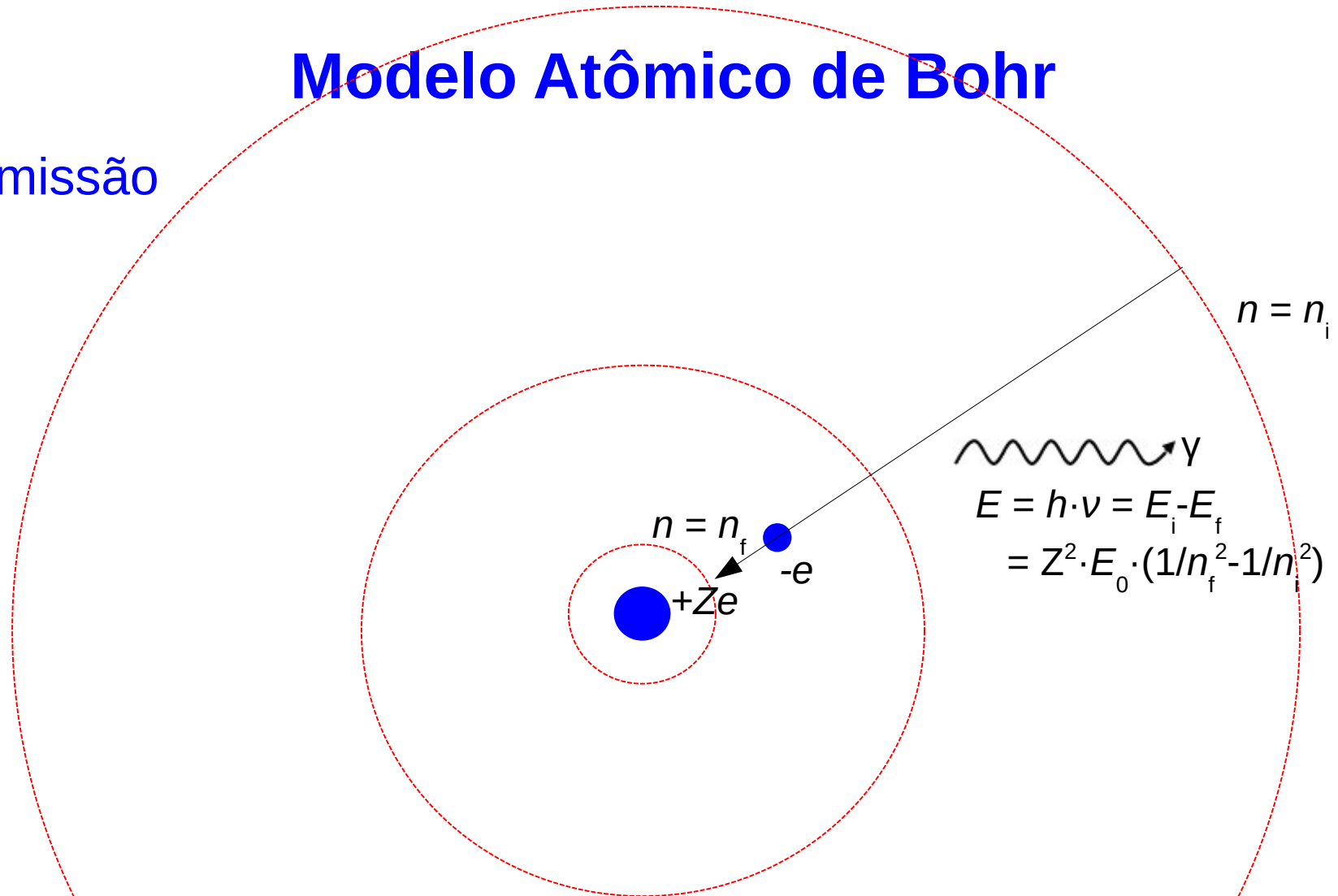
Absorção



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

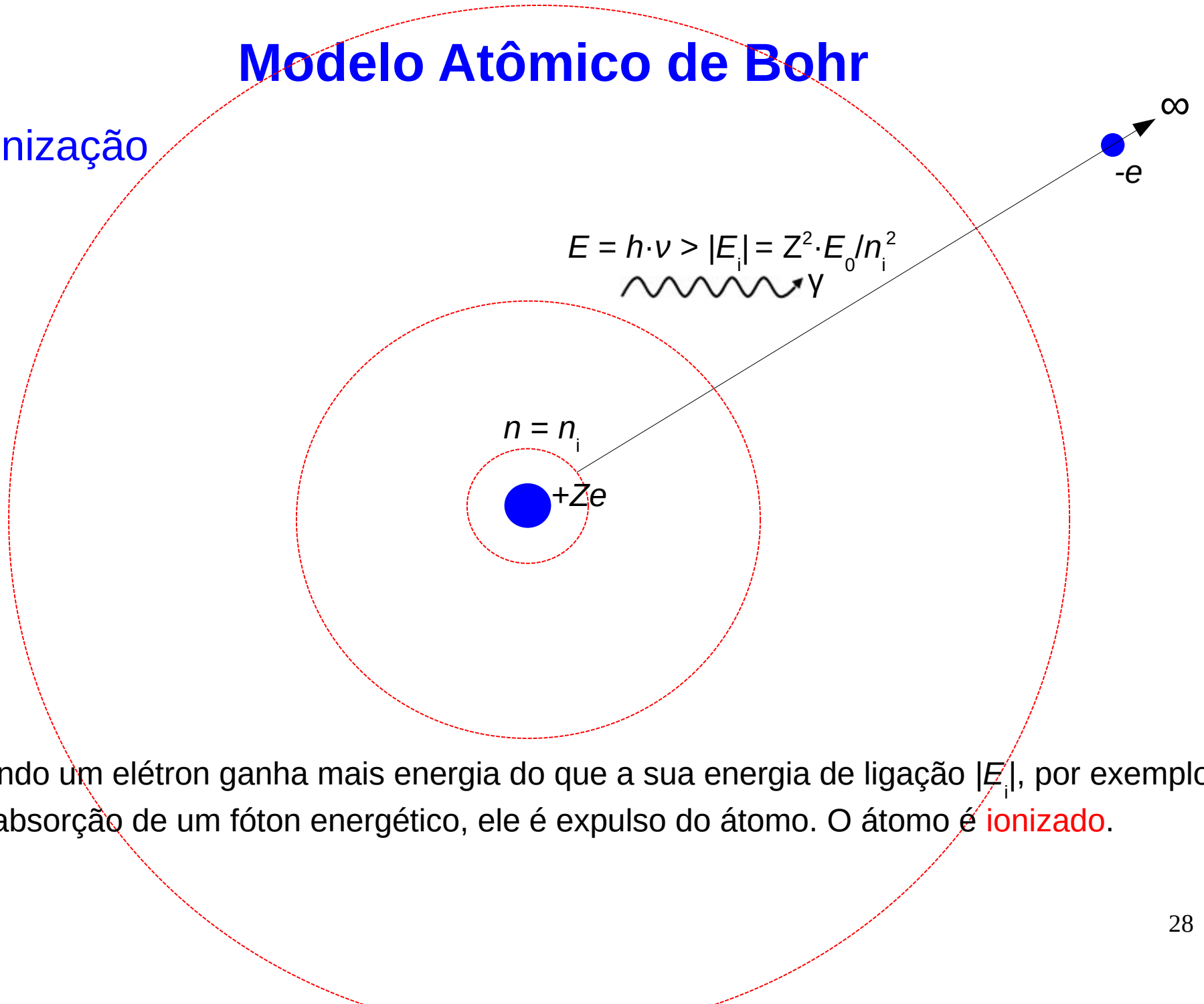
Emissão



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

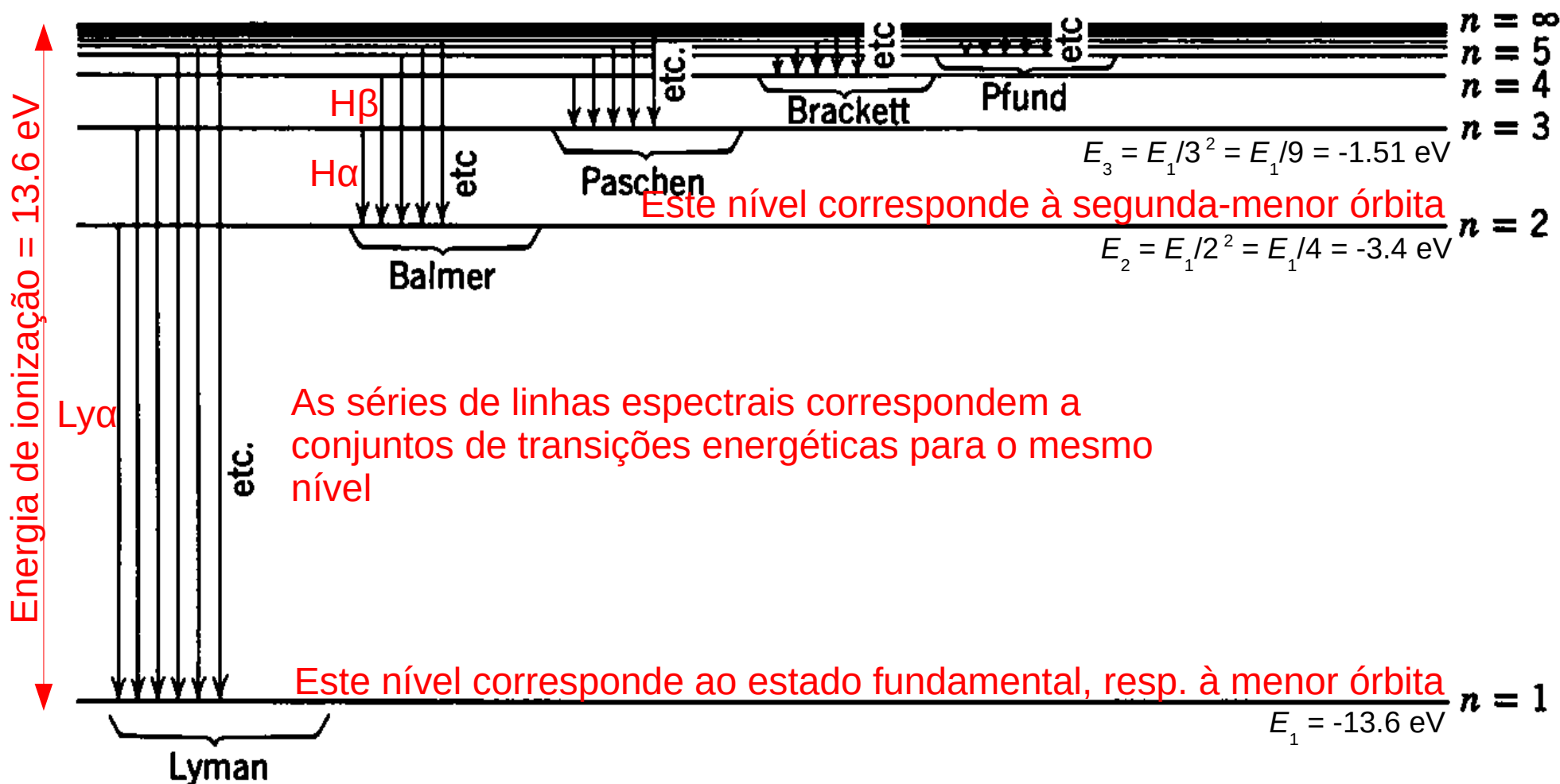
Ionização



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 ν_{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?

O modelo de Bohr consegue descrever apenas átomos com **um** só **elétron**, chamados **hidrogenoides**.

Para átomos mais complexos 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**.

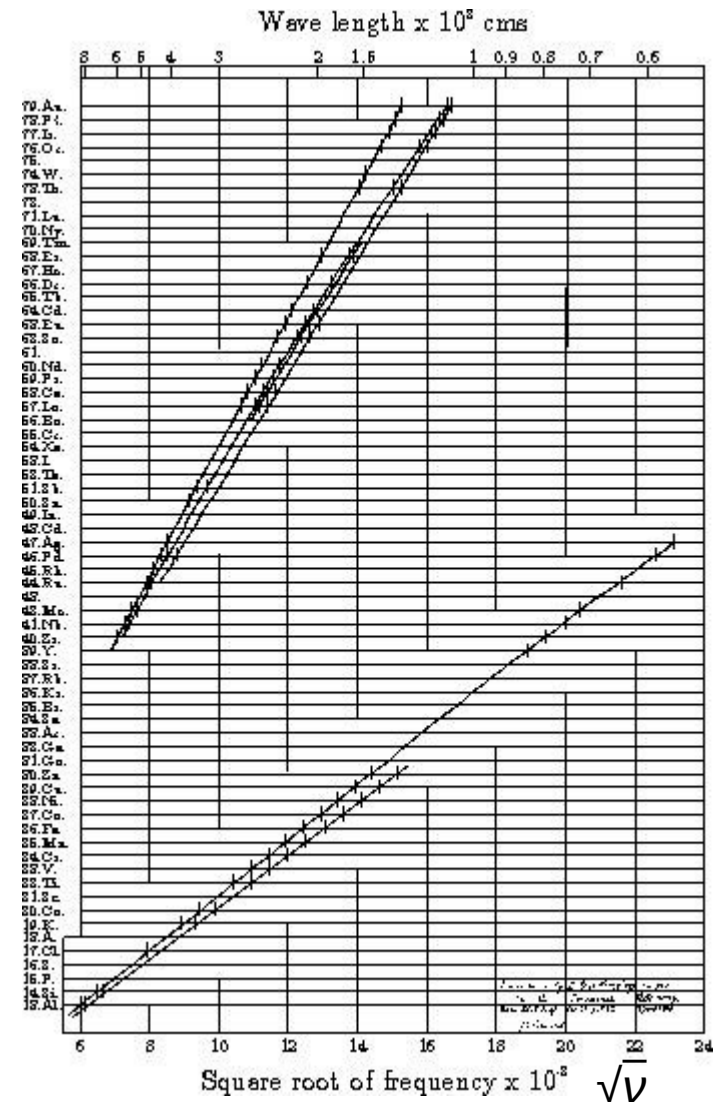
E os outros Átomos?

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?

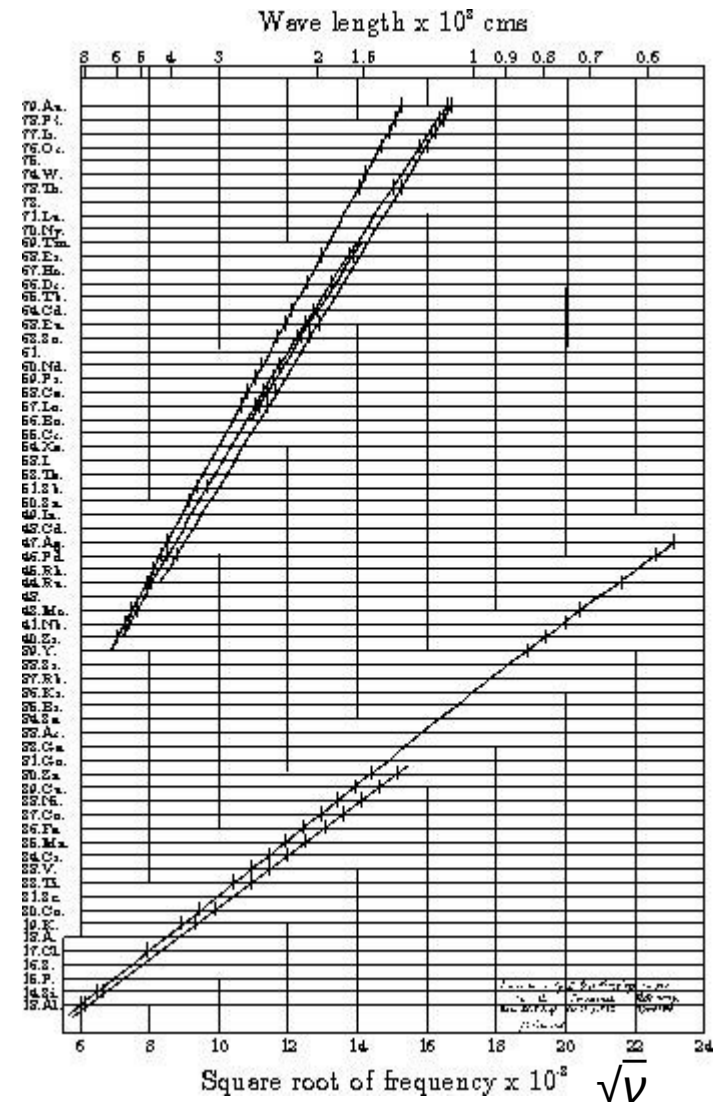
Série K: Transições de níveis com $n > 1$ para $n = 1$ (camada K): $b = 1$

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, $b = 0$)



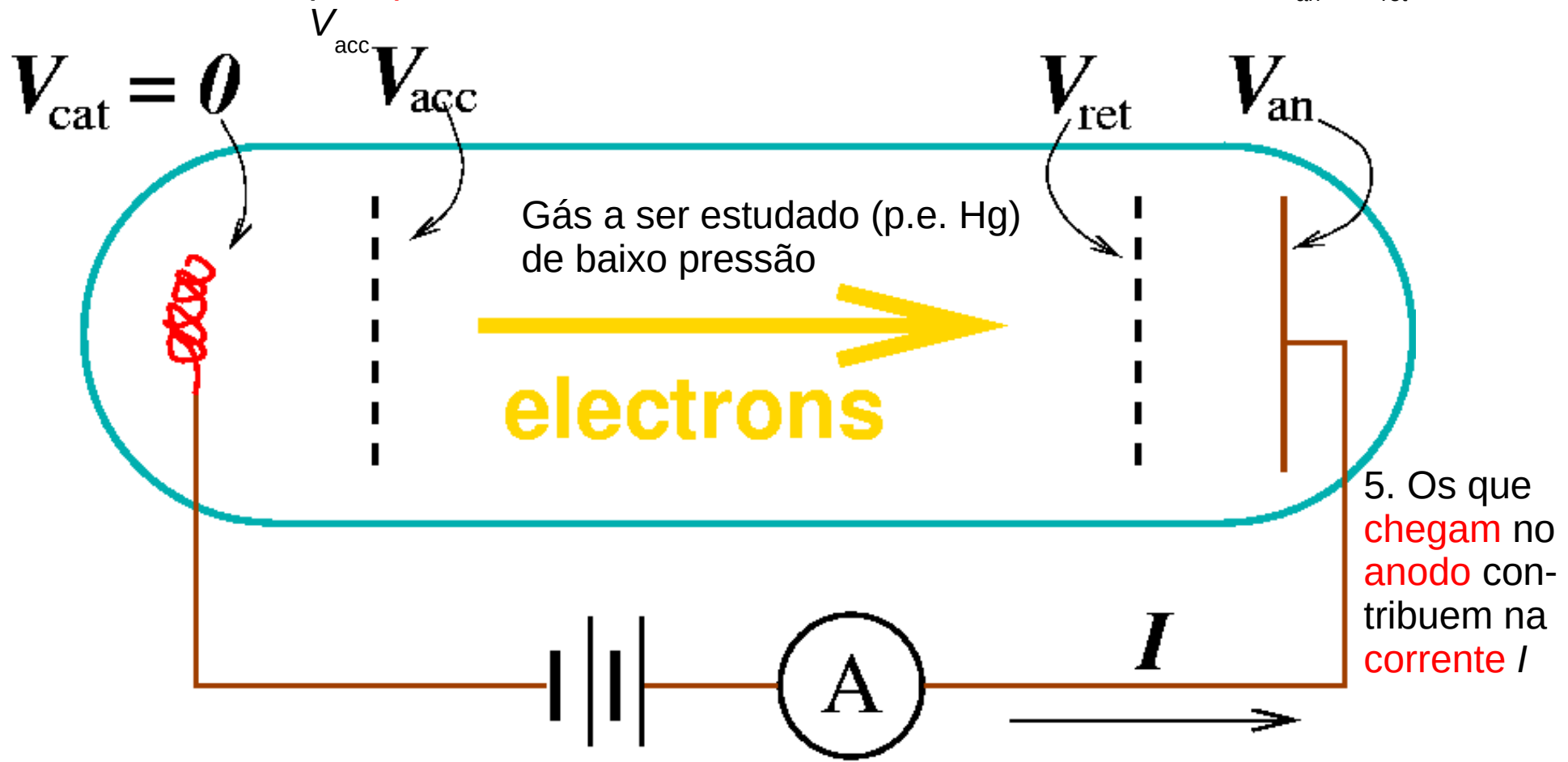
O Experimento de Franck-Hertz

1: **elétrons saem do cátodo**

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

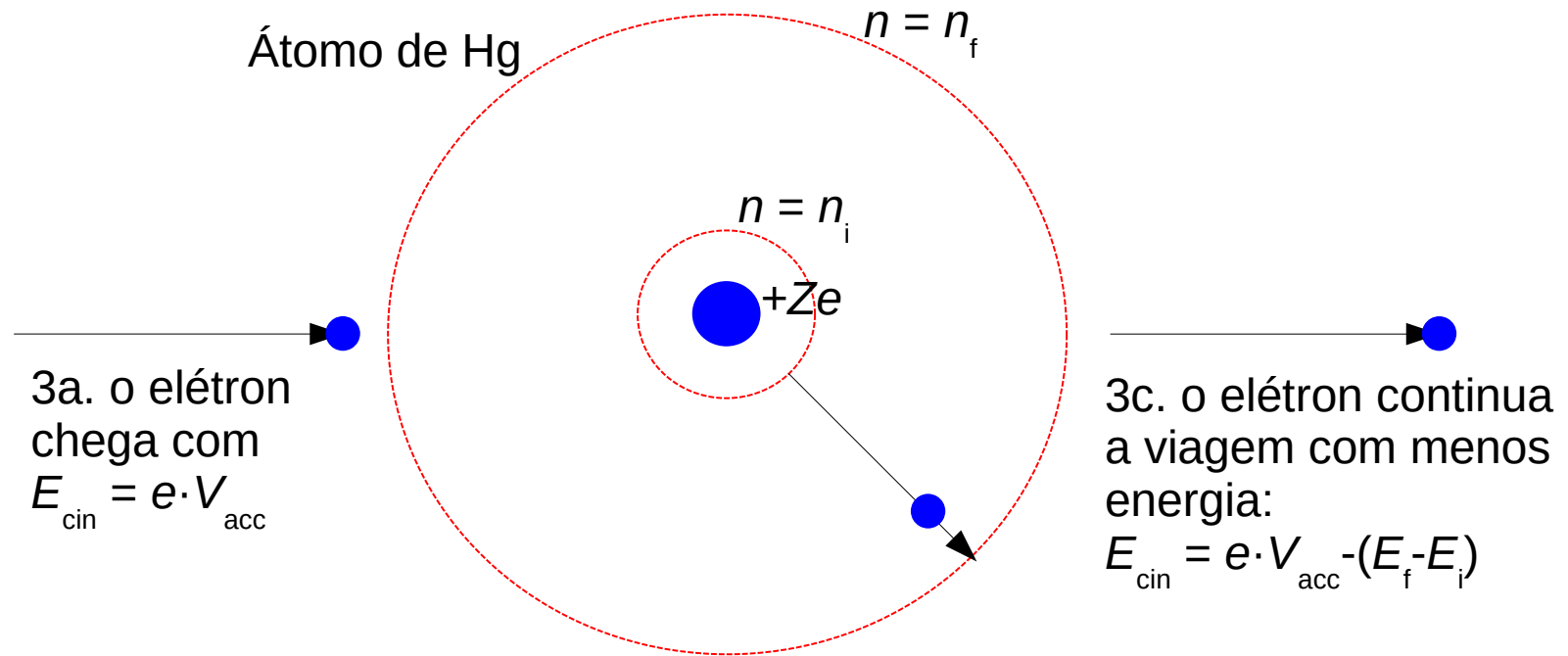
3. **Interagem** com o **gás** da amostra

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)?



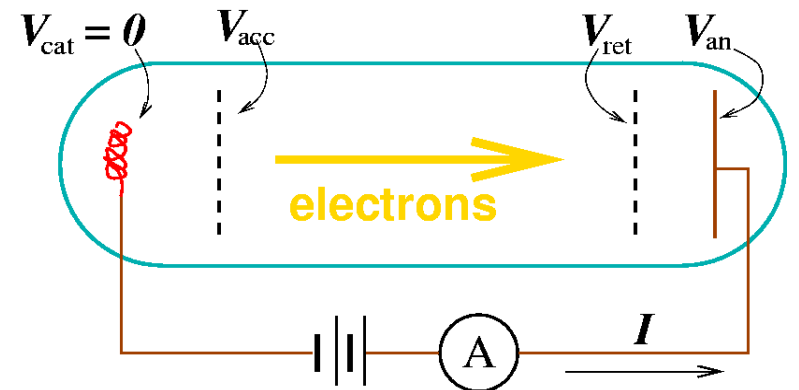
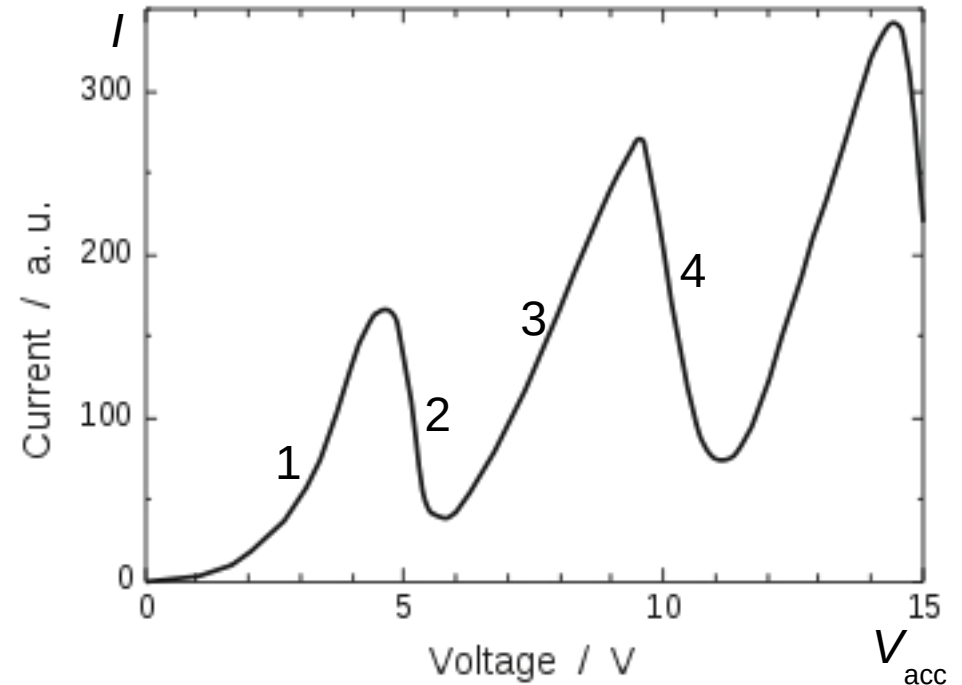
3b. O elétron **excita** um **elétron** do **átomo** do nível E_i para o nível E_f , **perdendo** a **energia** usado para excitar o elétron do átomo

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_{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

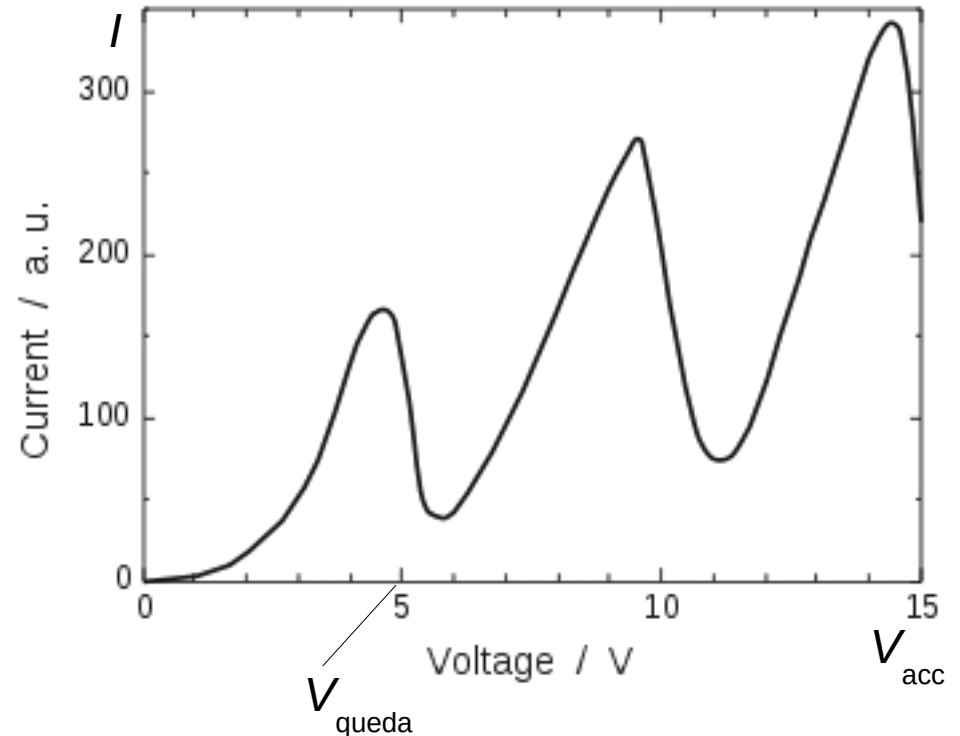
A partir dos valores de V_{acc} de queda de corrente, pode se determinar $E_f - E_i = e \cdot V_{\text{queda}}$.

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

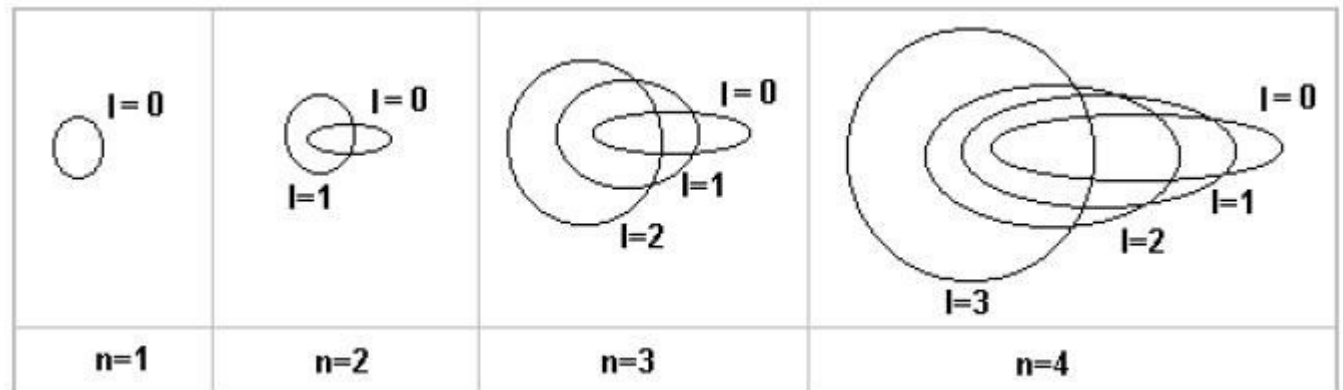
O físico alemão Arnold Johannes Wilhelm **Sommerfeld**, em 1915, estudando os **espectros** de emissão de **átomos** mais **complexos** que o hidrogênio, admitiu que em cada **camada eletrônica** (n) havia **1 órbita circular** e $n - 1$ **órbitas elípticas** com **diferentes excentricidades**.

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 chamados, respectivamente, de **subníveis** s , p , d e f .

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



Arnold Johannes Wilhelm Sommerfeld (1868–1951)



Resumo da Aula Anterior

A luz (e outra radiação eletromagnética) tem propriedades **ondulatórias**: Interferência, difração, ...

Mas ela também tem propriedades **corpusculares**: Efeito Fotoelétrico, Efeito Compton, ...

As “partículas de luz” são chamadas de **fótons**. A **energia** e o **momento linear** dos fótons dependem da sua **frequência**, resp. do seu **comprimento de onda**, e são dados pelas relações:

$$E = h \cdot \nu = c \cdot h / \lambda$$

$$p = E/c = h \cdot \nu / c = h / \lambda$$

As duas manifestações da luz, onda e partícula, são **complementares**.

O experimento determina o caráter observado.

Se as ondas clássicas são ao mesmo tempo partículas, será que as partículas clássicas, por exemplo os elétrons, são ao mesmo tempo ondas? Elétrons têm comprimento de onda e frequência?

Louis V. de Broglie (1924)

Sugeriu que os **elétrons** em **movimento** deveriam ter **propriedades de onda**.

A **frequência** resp. o **comprimento de onda** desta onda pode ser calculada a partir da **energia**, resp. do **momento linear**, do elétron, usando as **mesmas** relações que para o **fóton**.

Relações de de Broglie

$\nu = E/h$ (onde E é a energia **total**, $E = U + K$)

$\lambda = h/p$

! As relações $E = c \cdot h/\lambda$ e

$p = h \cdot \nu/c$ **não** valem para partículas, por que para eles não vale $c = \lambda \nu$ e nem $p = E/c$.



Louis V. de Broglie (1924)

De Broglie se inspirou no **átomo** de **Bohr**.

Já que, no átomo de Bohr temos:

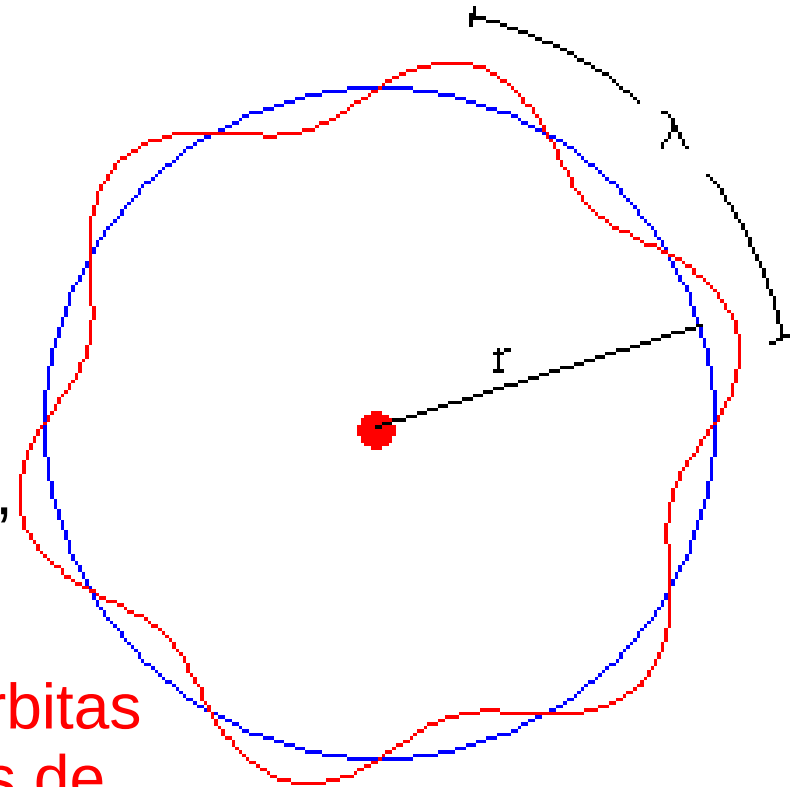
$$L_n = p_n r_n = n\hbar = nh/2\pi$$

$$\Rightarrow 2\pi r_n = nh/p_n = n\lambda_n$$

Se os **elétrons** têm os **comprimentos de onda** previstos por **estas relações**, eles fazem **ondas estacionárias** nas suas **órbitas**.

Isto é, as **circunferências** das suas **órbitas** são **múltiplos** dos seus **comprimentos de onda**.

\Rightarrow As ondas-elétron fazem **interferência construtiva consigo mesmas!**



6ª órbita de Bohr

O Comprimento de Onda da Matéria

Calculamos o comprimento de onda de uma bola de pingue-pongue de 2 g e 5 m/s:

$$\lambda = h/p = h/mv = 6.6 \cdot 10^{-21} \text{ nm}$$

menor que o diâmetro de um núcleo atômico
=> inobservável.

The de Broglie wavelengths of various moving objects.

Particle	Mass/kg	Speed/m·s ⁻¹	Wavelength/pm
Electron accelerated through 100 V	9.11×10^{-31}	5.9×10^6	120
Electron accelerated through 10,000 V	9.29×10^{-31}	5.9×10^7	12
α particle ejected from radium	6.68×10^{-27}	1.5×10^7	6.6×10^{-3}
22-caliber rifle bullet	1.9×10^{-3}	3.2×10^2	1.1×10^{-21}
Golf ball	0.045	30	4.9×10^{-22}

Outro exemplo:

Elétron “lento”: acelerado por 10 V => $E_{\text{cin}} = 10 \text{ eV}$

$$\lambda = h/p = h/\sqrt{2m_e E_{\text{cin}}} = 0.39 \text{ nm}$$

Comparável às distâncias interplanares em cristais.

=> Deveria ser observável em experiências de difração em cristais.

Davisson e Germer (1927)

Dois anos depois, Davisson e Germer verificaram esta hipótese por um experimento.

Fizeram um feixe de **elétrons** incidir num alvo de **alumínio** em **pó**.

Os elétrons eram acelerados para um **momento linear** que corresponde, segundo as relações de de Broglie, a um **comprimento de onda** comparável àquele de **raios X**.

Se os elétrons realmente se comportassem como **ondas**, eles deveriam ser espalhados e mostrar um **padrão de difração similar** àquele de **raios X** ao passar pelo alvo.



Davisson e Germer (1927)

Deve-se observar raios refletidos sob ângulos que satisfazem a

Lei de Bragg:

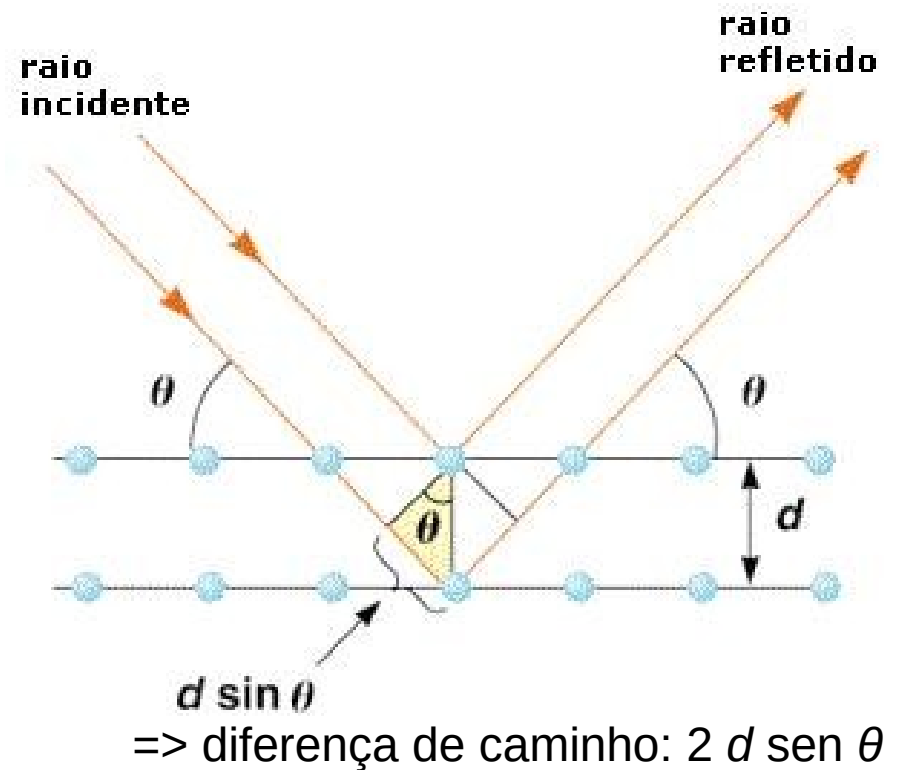
$$2 d \sin \theta = n\lambda$$

A diferença de caminho entre os raios refletidos parciais deve ser um múltiplo do comprimento de onda (de de Broglie).

=> Os raios parciais farão interferência construtiva.

Para outros ângulos, os raios refletidos parciais fazem interferência destrutiva e não se vê raios refletidos.

Os **raios refletidos** devem mostrar um **padrão** de **difração** refletindo a **estrutura cristalina** do material.



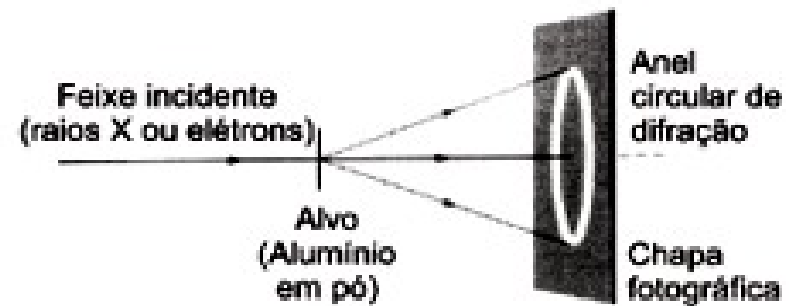
Davisson e Germer (1927)

Isto se confirmou!

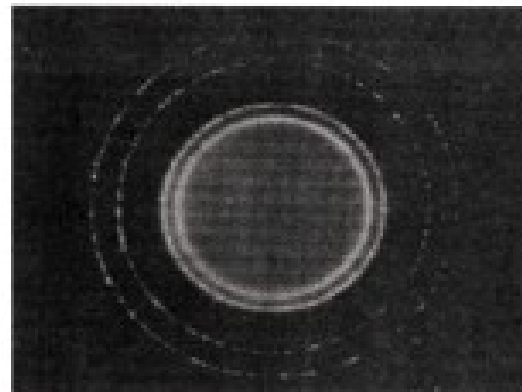
Elétrons têm propriedades ondulatórias, i. e. frequência e comprimento de onda, dados pelas **relações de de Broglie**.

Logo depois, as propriedades ondulatórias foram confirmadas também para outras partículas: Átomos de He, moléculas de H_2 (1930, Stern e Estermann), mais recentemente prótons, nêutrons, ...

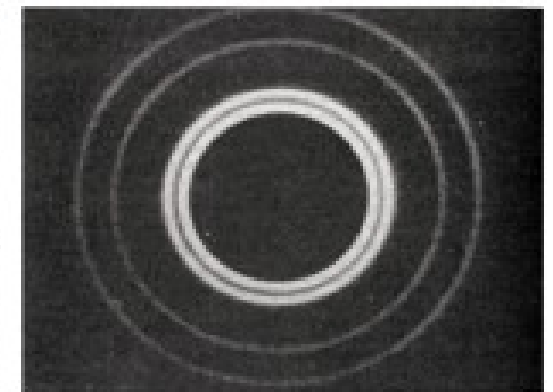
Todas as partículas têm propriedades ondulatórias!



(a)



(b)



(c)

Figura 1 - Figuras de difração para a montagem, esquematicamente mostrada em (a). Em (b) temos o caso do feixe incidente como sendo de raios-X, enquanto em (c) temos o caso de elétrons. Vale observar que, para o caso da figura, o comprimento de onda de de Broglie, para os elétrons, é o mesmo que o dos fótons de raios-X. A semelhança nos padrões de difração é evidente (Fotos com publicação gentilmente autorizada por John Wiley Inc.).

A Dualidade Onda-Partícula

O fato de que as ondas têm propriedades de partículas e vice-versa se chama **Dualidade Onda-Partícula**.

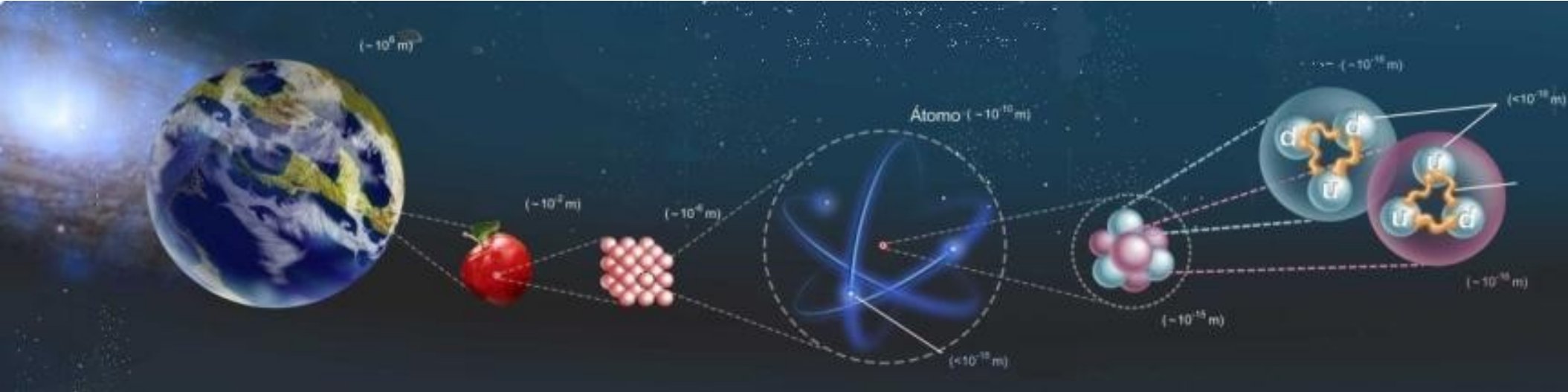
Todos os objetos (macroscópicos também!) são **onda e partícula ao mesmo tempo**.

Ambas as manifestações, onda e partícula, são **complementares**.

Dependendo da situação, um objeto nos aparece como onda ou partícula. As duas naturezas **não podem ser observadas simultaneamente**.

Para quem quer ficar mais confuso, o link do vídeo Dr. Quantum demonstra o experimento da fenda dupla:

<http://www.youtube.com/watch?v=lytd7B0WRM8>



Universidade Federal do ABC

Estrutura da Matéria

FIM pra hoje

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