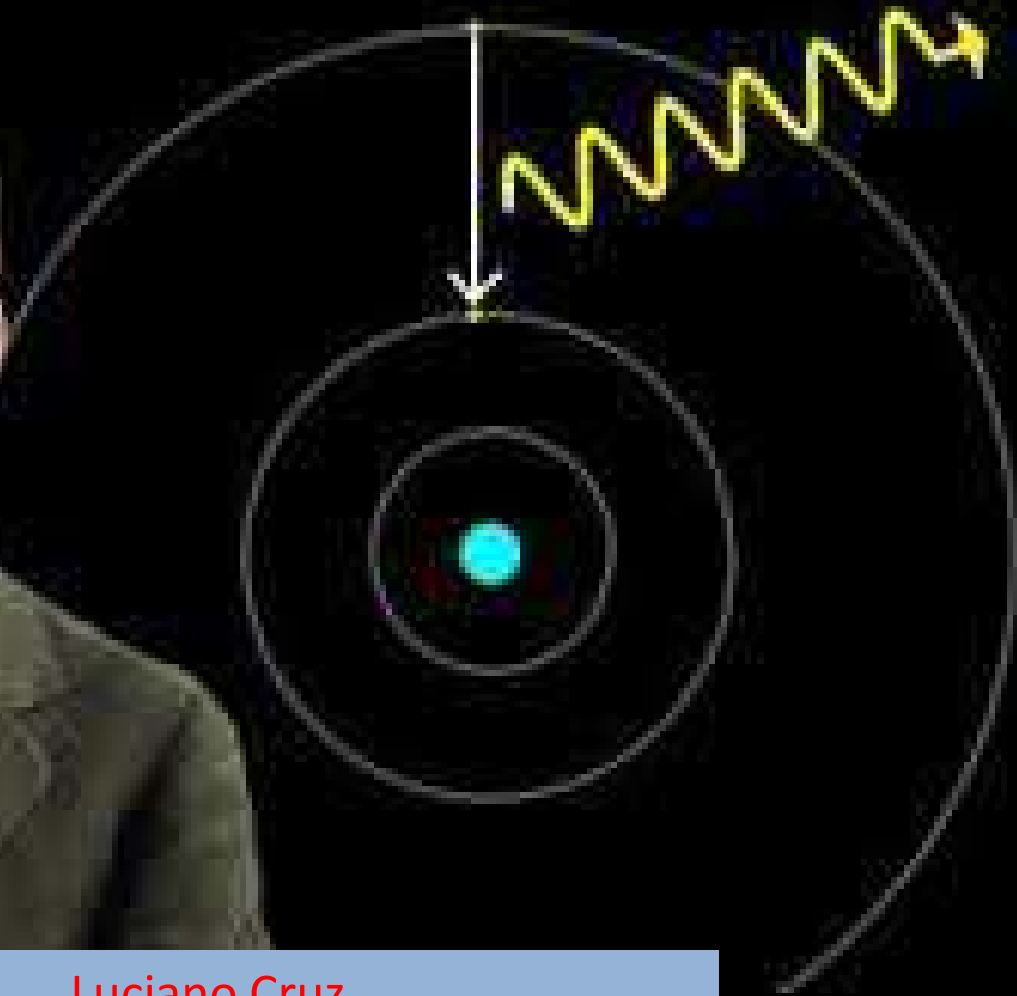


Física Quântica (BCK0103-15)

aula 03 - 2019



Luciano Cruz

Sala 609 – Torre 3 – Bloco A

luciano.cruz@ufabc.edu.br

Na última aula (01/10/19)

Continuação: Evidências Experimentais da Física Quântica:

- O efeito fotoelétrico;
- O efeito Compton e os raios X;
- Espectros Atômicos.

Na aula de hoje (03/10/19)

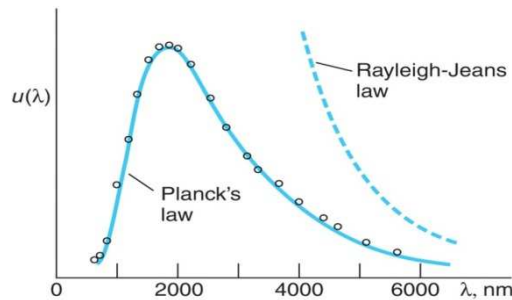
- Modelos atômicos;
- Modelo quântico de Bohr;
- Experimento de Franck-Hertz;
- Hipótese de de Broglie;

Primeiras Evidências de uma Teoria Quântica

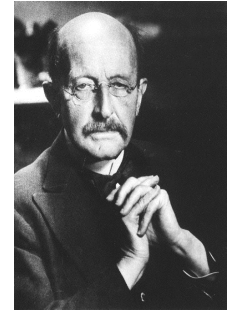
$$E = nhf$$

(um postulado para quantização da energia)

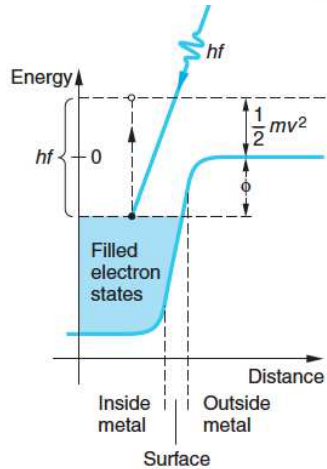
Radiação de Corpo Negro



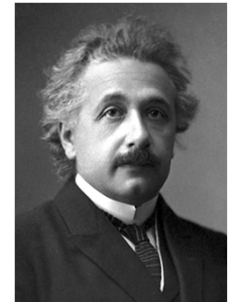
$$d\rho = \frac{8\pi hc}{\lambda^5} \left(\frac{1}{e^{hc/\lambda kT} - 1} \right) d\lambda$$



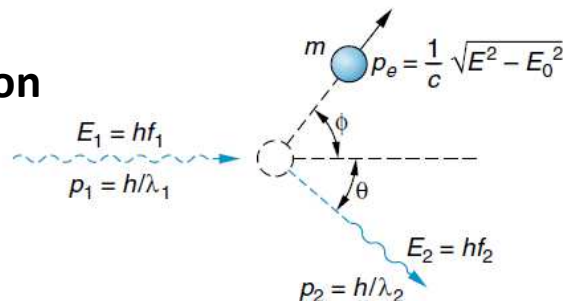
Efeito Foto-elétrico



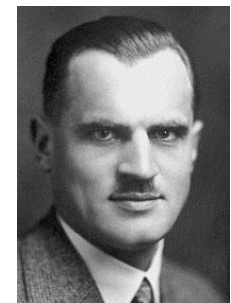
$$eV_0 = \left(\frac{1}{2}mv^2 \right) = hf - \phi$$



Efeito Compton



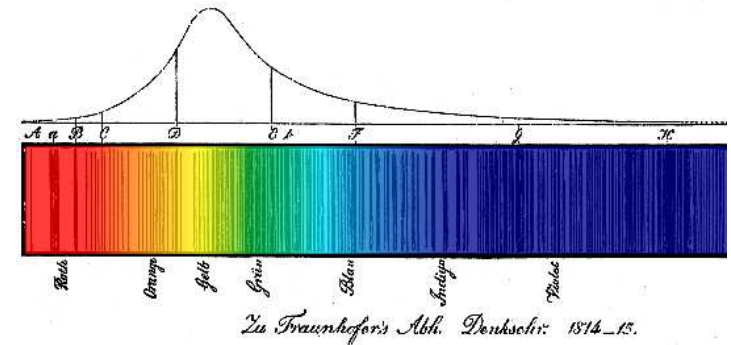
$$\lambda_2 - \lambda_1 = \frac{h}{mc} (1 - \cos \theta)$$



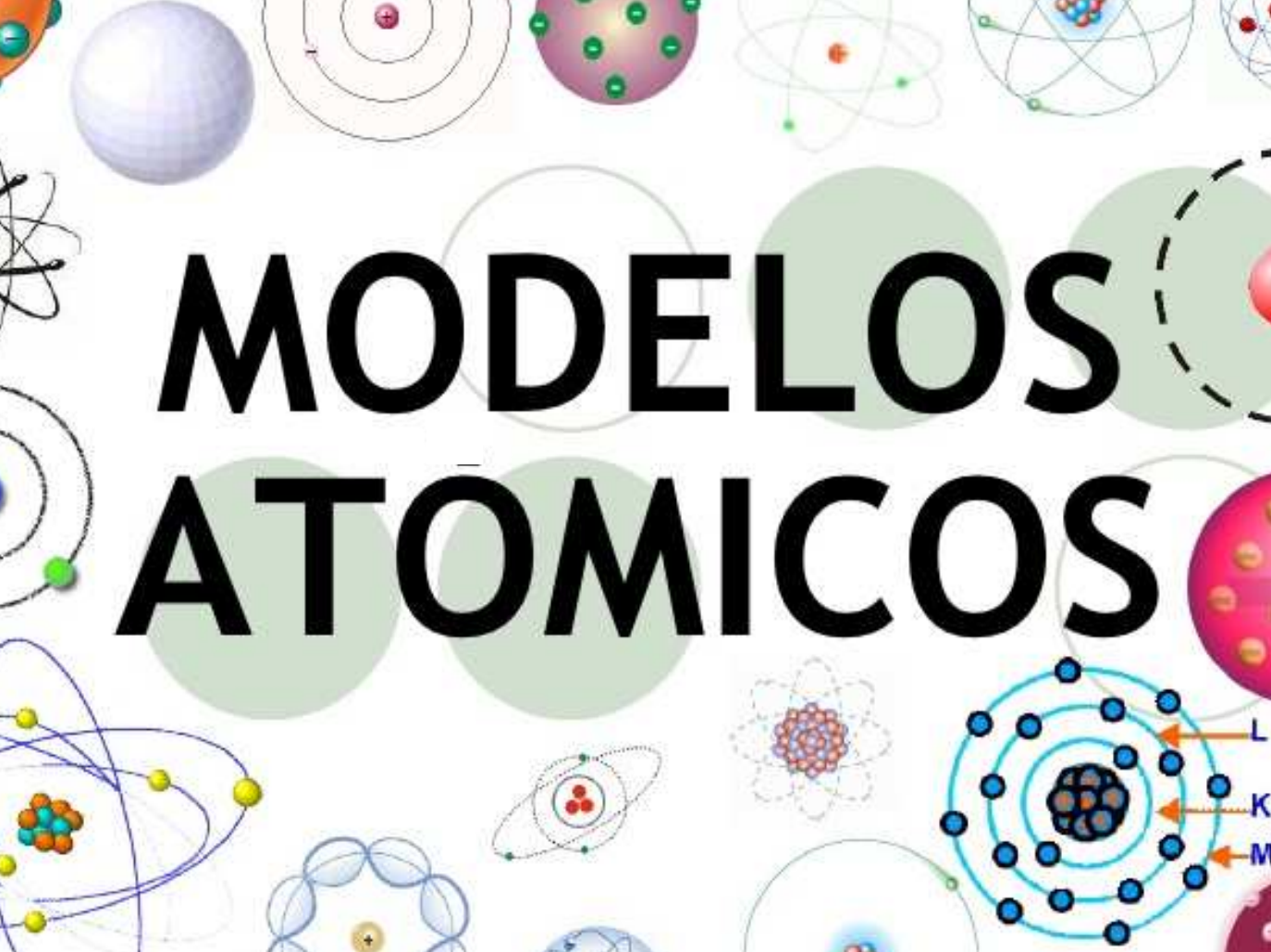
Espectros Atômicos

$$\frac{1}{\lambda_{nm}} (cm^{-1}) = R \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Para $n > m$



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

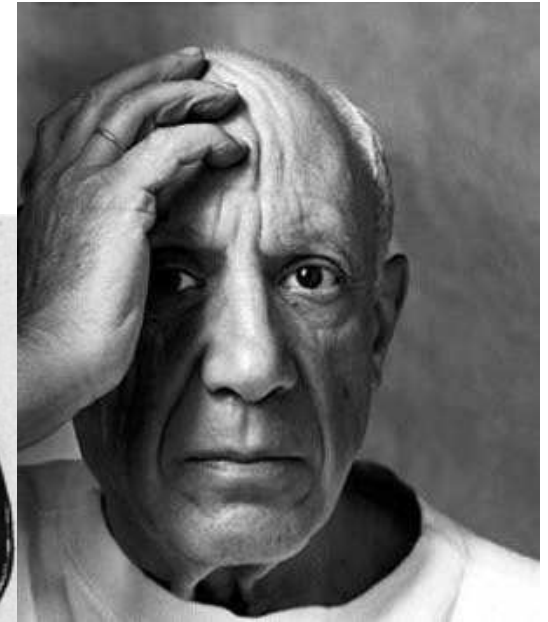
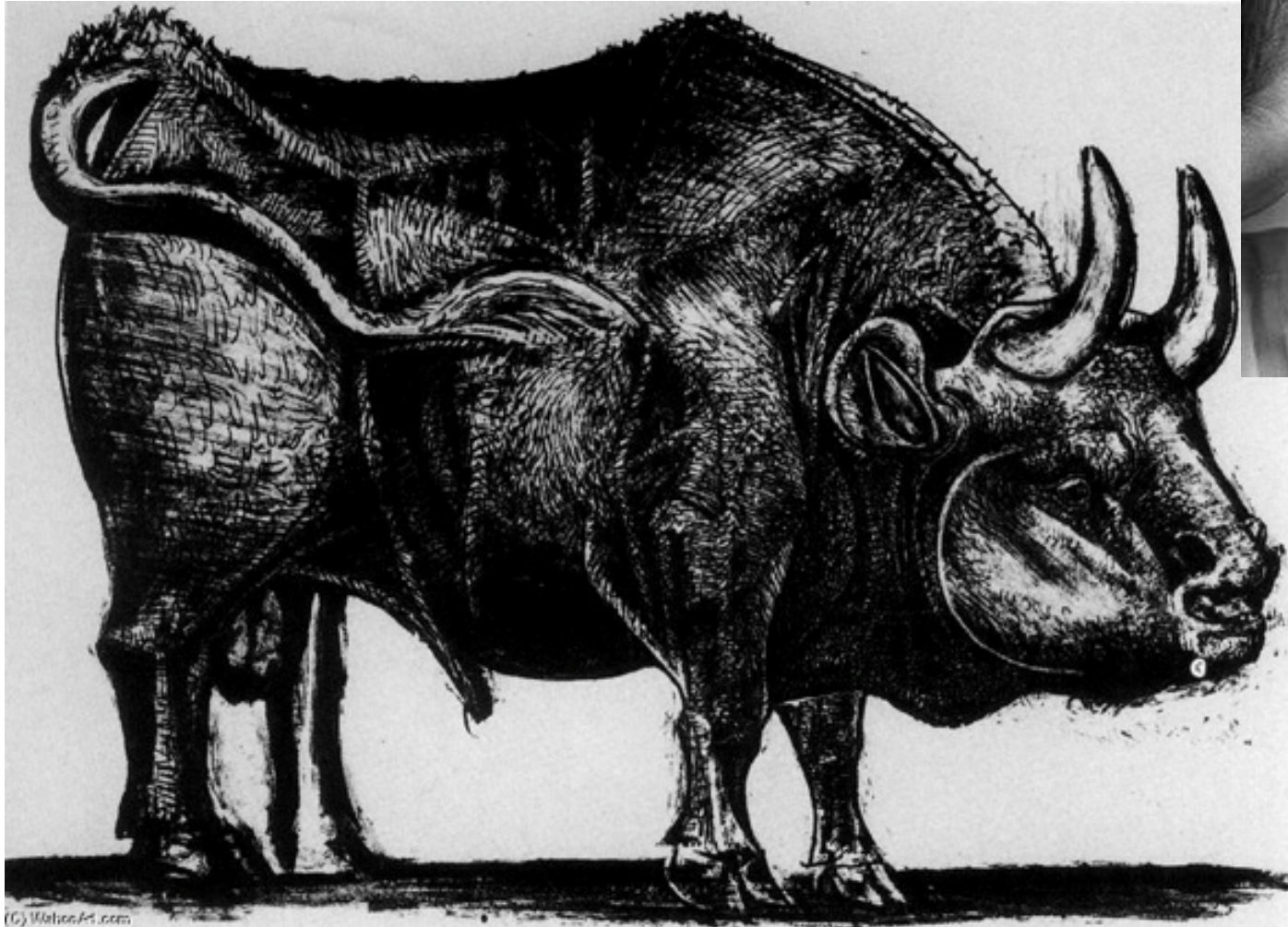


MODELOS ATOMICOS

Antes de explicar modelos atômicos,
vamos discutir sobre:

O que é um modelo?

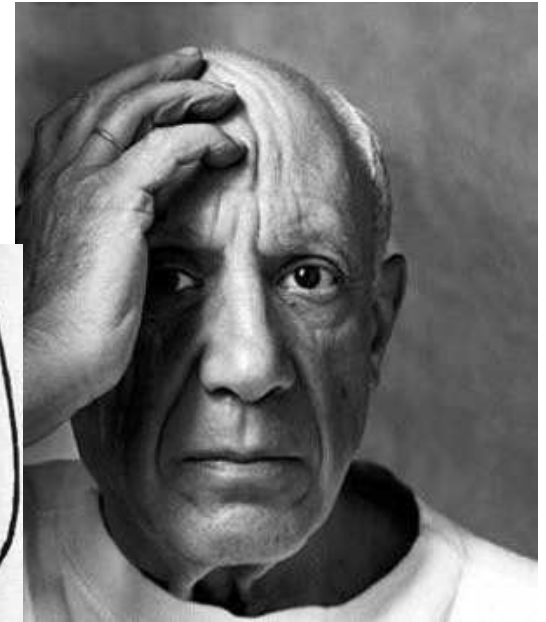
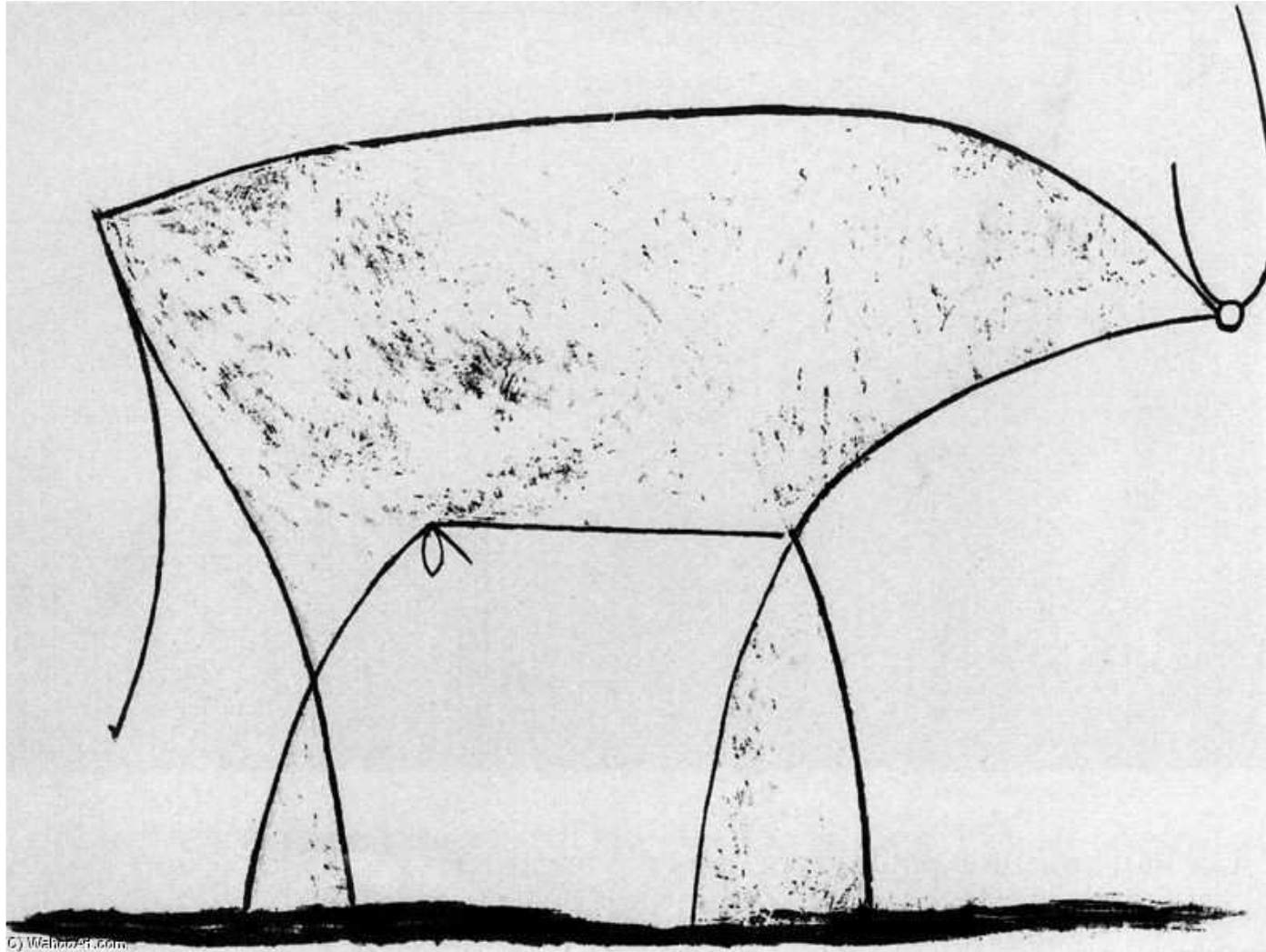
A ideia de um modelo



Pablo Picasso
1881 - 1973

Como o Universo “deve” ser....

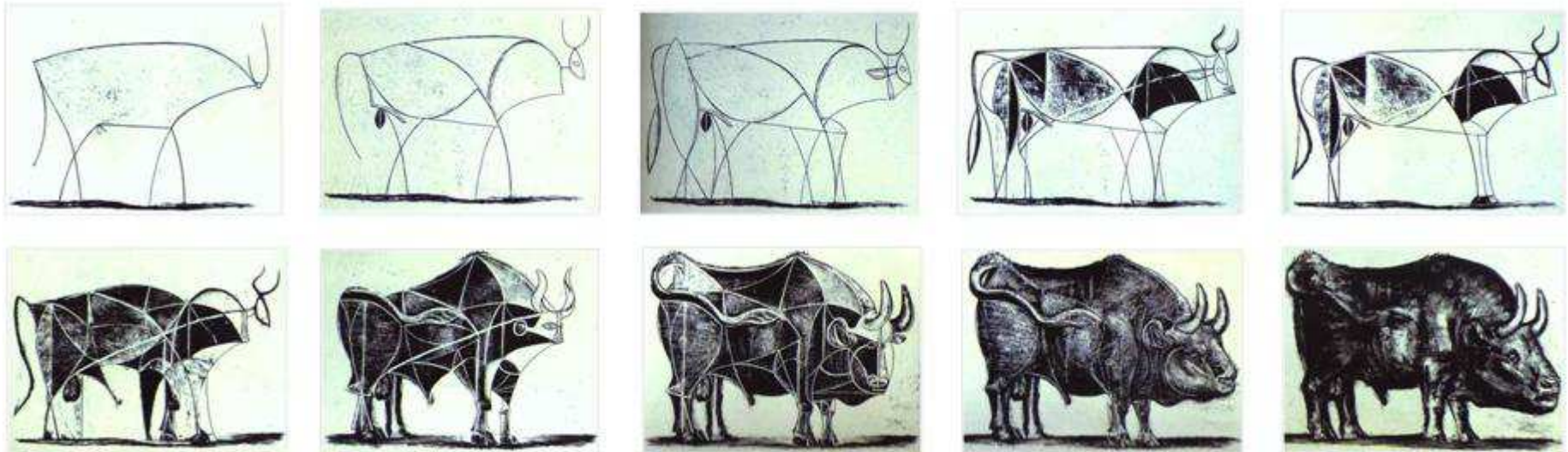
A ideia de um modelo



Pablo Picasso
1881 - 1973

Como conseguimos descrever o Universo.

Qual o objetivo de um modelo?

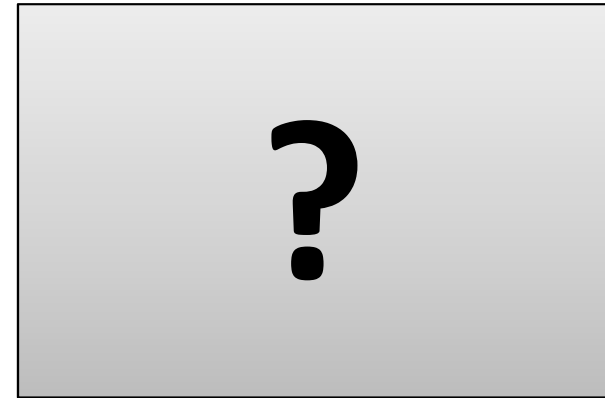
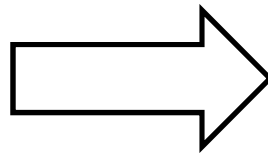
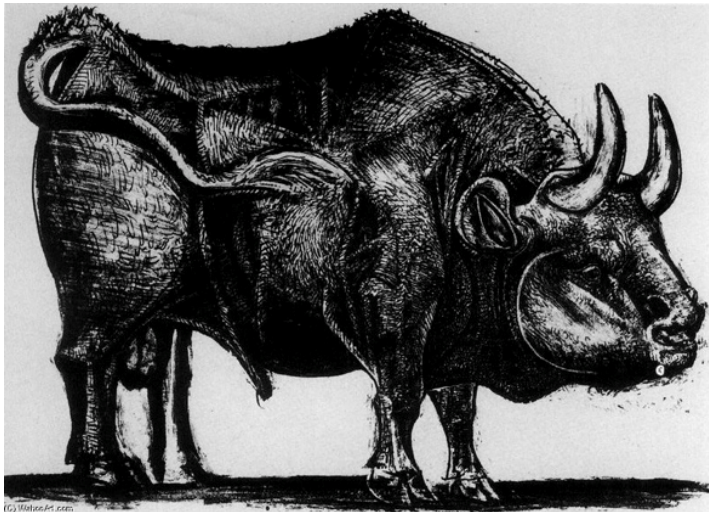
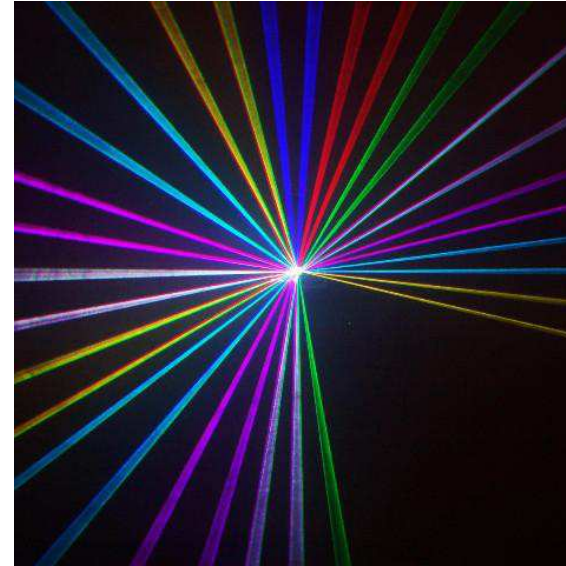
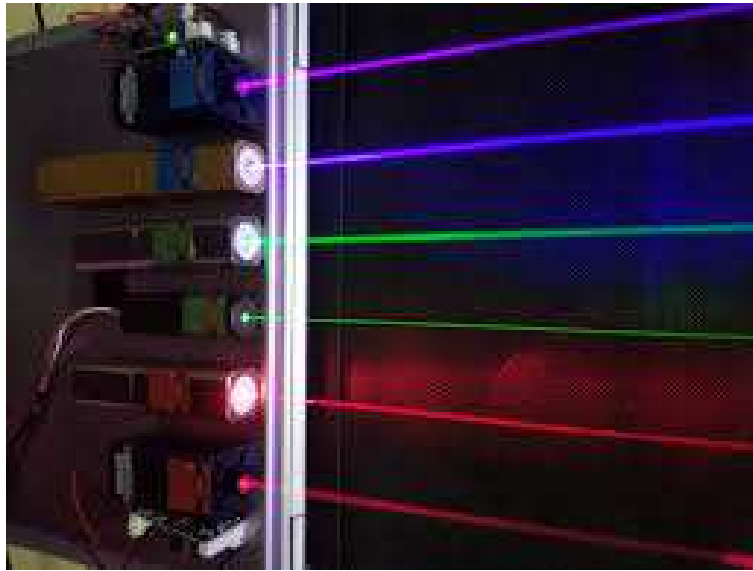


“Não devemos ter medo de inventar seja o que for. Tudo o que existe em nós existe também na natureza, pois fazemos parte dela.”

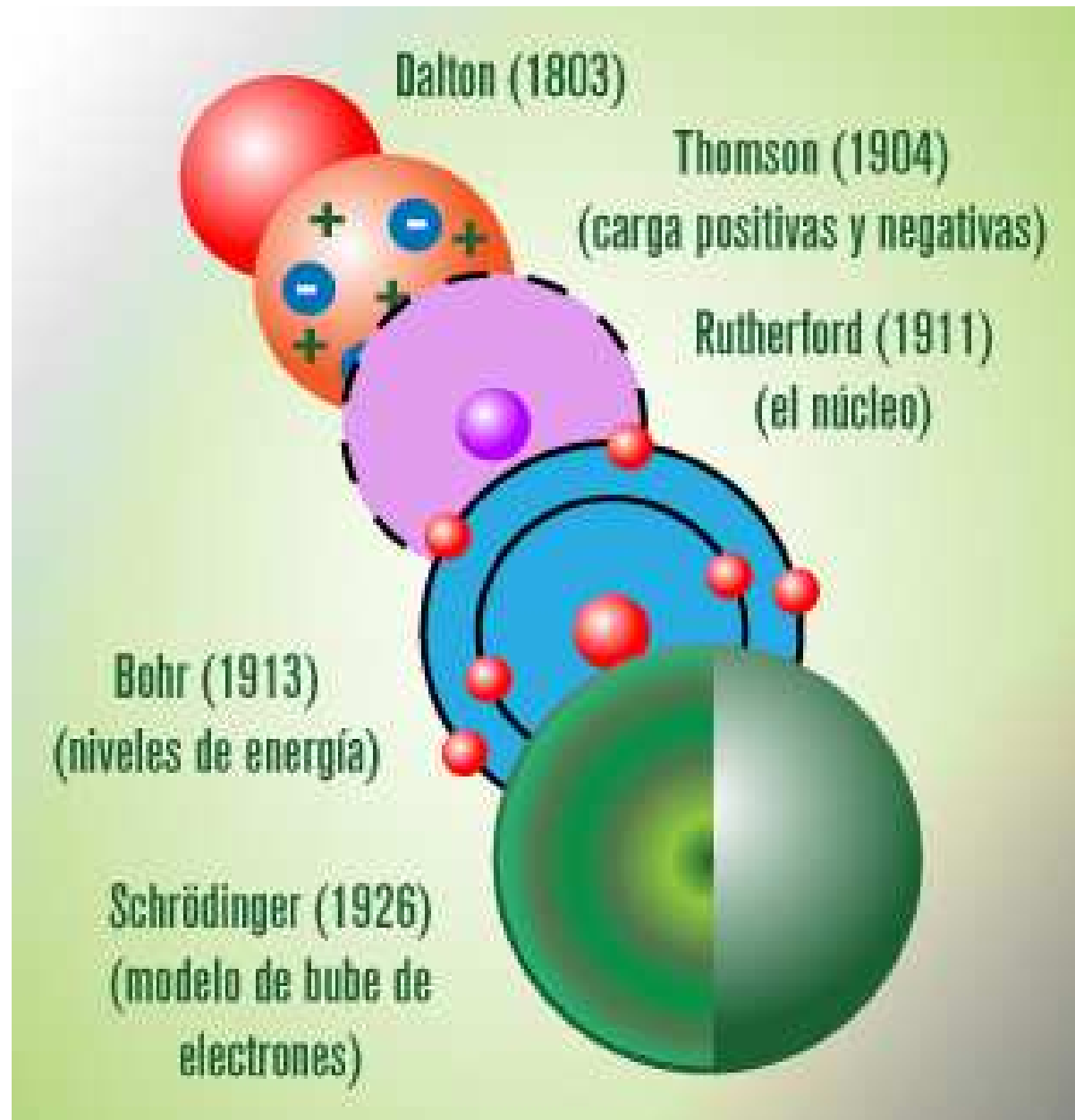
Plabo Picasso



Entendendo a estrutura básica de um fenômeno, podemos a partir de suas previsões
ir além do que se observa na natureza e criar novas tecnologias,
como no caso do L.A.S.E.R. que permite estudar novos fenômenos...
(Light **A**mplification by **S**timulated **E**mission of **R**adiation)



A evolução dos modelos atômicos



Cada modelo atômico concebido incorporava todo o conhecimento científico de sua época.

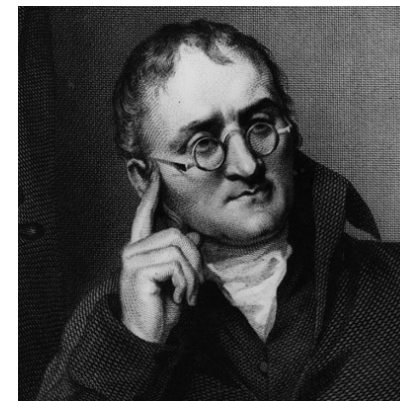
“ A maneira como a realidade é percebida depende do lugar, tempo e pessoas.”

Modelo Atômico de Dalton

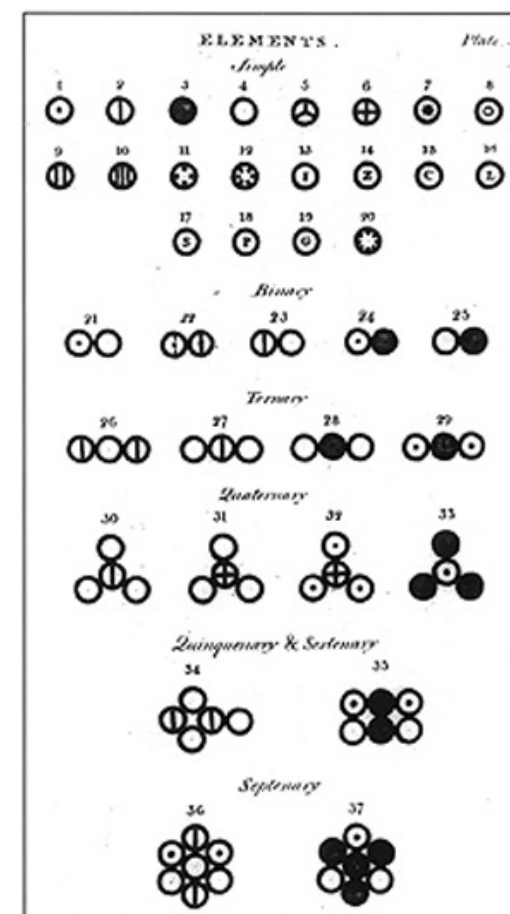
Em 1808, o professor inglês John Dalton propôs uma explicação da natureza da matéria. A proposta foi baseada em fatos experimentais. Os principais postulados da teoria de Dalton são:

1. “Toda matéria é composta por minúsculas partículas chamadas átomos”.
2. “Os átomos de um determinado elemento são idênticos em massa e apresentam as mesmas propriedades químicas”.
3. “Átomos de diferentes elementos apresentam massa e propriedades diferentes”.
4. “Átomos são permanentes e indivisíveis, não podendo ser criados e nem destruídos”.
5. “As reações químicas correspondem a uma reorganização de átomos”.
6. “Os compostos são formados pela combinação de átomos de elementos diferentes em proporções fixas”.

A conservação da massa durante uma reação química (Lei de Lavoisier) e a lei da composição definida (Lei de Proust) passou a ser explicada a partir desse momento, por meio das ideias lançadas por Dalton.



John Dalton
1766 - 1844



Modelo Atômico de Thomson

No início do século XX, os cientistas estimavam que os átomos deveriam ter um diâmetro em torno de 10^{-10} m e deveria ser eletricamente neutro.

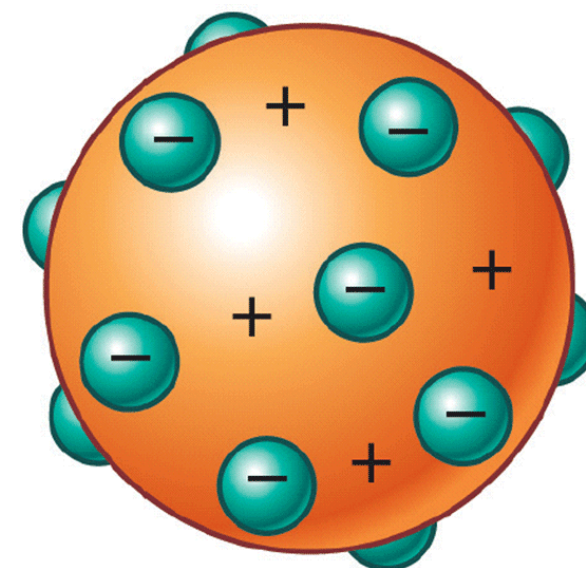
Já se sabia da existência dos elétrons (experimentos de J.J. Thomson); partículas com carga negativa e uma massa 2000 vezes menor que a do átomo mais leve.



Joseph J. Thomson
1856 - 1940

Modelo de Thomson: os elétrons ficavam imersos em um fluído positivamente carregado (pudim de passas).

Problema: Em uma configuração estável, as cargas negativas deveriam se mover no interior do átomo (movimento acelerado). Não se obteve uma configuração adequada para explicar a estabilidade atômica, nem tão pouco os espectros de emissão observados.



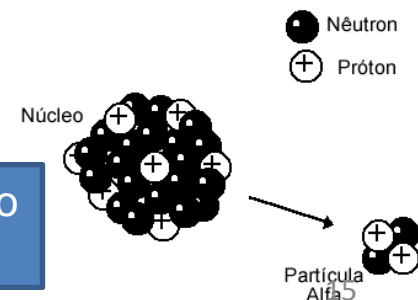
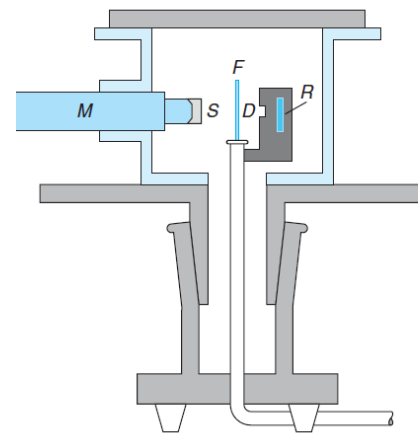
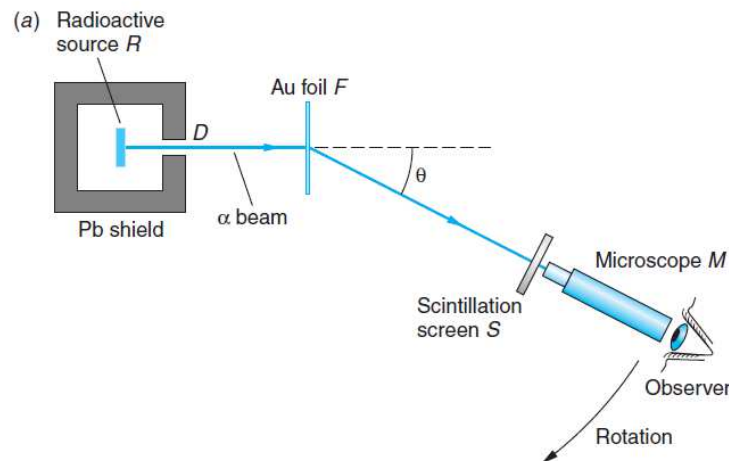
Experimento de Rutherford

Ernest Rutherford realizou experimentos de colisão utilizando as partículas α (que são equivalentes a núcleos de Hélio) para verificar a hipótese do modelo de Thomson. Uma fonte radiativa emitindo um fino feixe de partículas α incidia em uma tela de sulfeto de zinco, que emitia cintilações luminosas ao ser atingida pelas partículas.



Ernest Rutherford
1871 - 1937

A distribuição das cintilações era observada quando diferentes folhas de metal eram colocadas entre a fonte e a tela.



Os raios alfa são carregados positivamente e pesados (se defletem pouco num campo magnético). Na verdade, são núcleos de hélio ($2p$ e $2n$).

A maioria das partículas α não sofria deflexão ou eram defletidas de ângulos pequenos ($> 1^\circ$). Entretanto, eram observadas algumas poucas partículas com deflexões de até 90° .

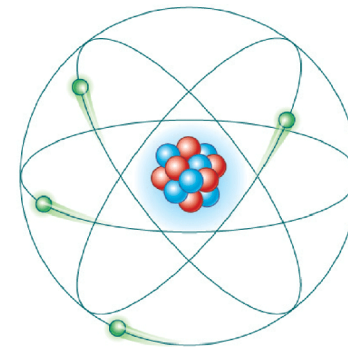
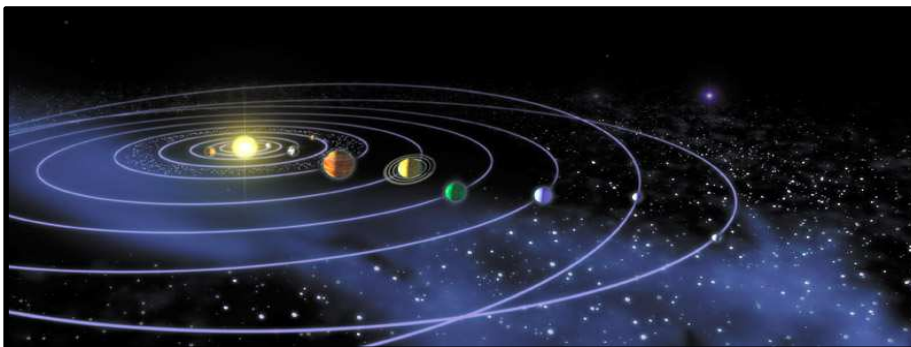
Este resultado era completamente inesperado e inexplicável pelo modelo atômico de Thomsom.

“Foi a coisa mais incrível que aconteceu em toda a minha vida. Era tão incrível como se você disparasse um projétil de 15 polegadas contra um pedaço de papel e o projétil ricocheteasse de volta.”

E. Rutherford

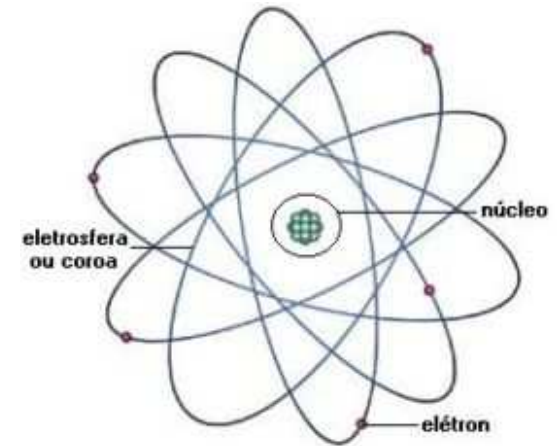
Modelo Atômico Rutheford

**um núcleo central contendo toda a carga positiva
circundado pelos partículas de carga negativa
(elétrons)**



Alguns fatos sobre o modelo de Rutherford e os dados experimentais da época:

- ✓ O núcleo tinha um tamanho bem menor que o do átomo.
- ✓ O núcleo tinha toda a carga positiva do átomo
- ✓ O núcleo continha praticamente toda a massa do átomo.
- ✓ O átomo tinha um número de elétrons ao redor do núcleo igual ao número de carga positiva (condição para a neutralidade do átomo).
- ✓ Os elétrons deveriam ter “algum tipo” de configuração estável ao redor do núcleo.
- ✓ As linhas de emissão atômica determinadas pela fórmula de Rydberg-Ritz deveriam ter uma explicação física associada a estrutura atômica conhecida

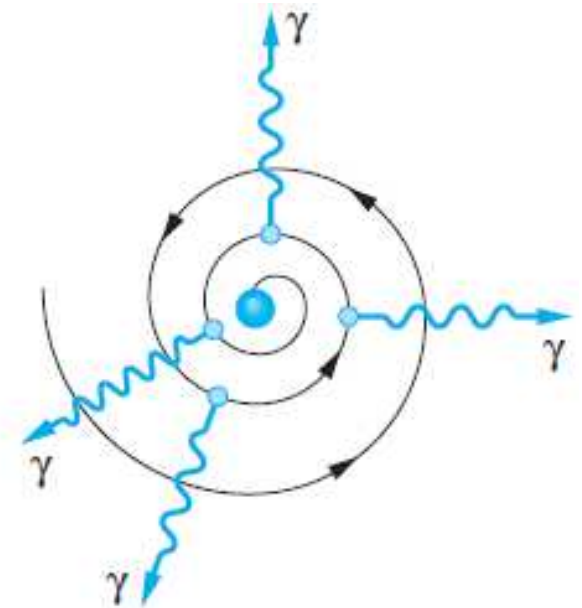
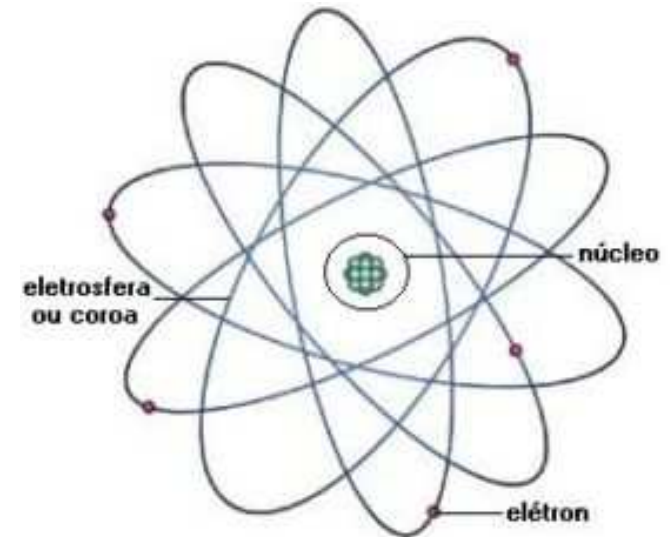


Comentários adicionais sobre o modelo atômico de Rutherford

Os experimentos de colisão de partículas α de Rutherford, o levaram a considerar um modelo atômico no qual toda a carga positiva estaria concentrada em um núcleo de dimensões muito inferiores ao tamanho do átomo e os elétrons 'orbitariam' em torno deste núcleo.

Algo similar a um sistema planetário, onde o núcleo seria como um "sol" e os elétrons seriam planetas. Essa imagem se popularizou bastante, sendo ainda a imagem de átomo mais difundida nos meios mais populares.

Entretanto, elétrons em trajetórias circulares emitem radiação. Portanto, deveriam perder energia continuamente e fazendo orbitas cada vez menores até a colisão com o núcleo e colapso do átomo. Portanto, **tal modelo não poderia ser estável, como sabemos que os átomos eram**. Além disso, ainda não era clara a explicação dos espectros atômicos observados, considerando apenas as premissas do modelo de Rutherford. Para a solução da questão dos espectros atômicos foi necessária a formulação do **modelo de Bohr**.



Para resolver os “dilemas clássicos” do modelo de Rutheford, Bohr ‘apelou’ para um modelo bastante radical baseado nos novos conceitos quânticos.

Vamos ver quais eram as conjecturas de Bohr para construir este modelo.

O modelo de Bohr

Em 1913, Niels Bohr propôs um modelo para o átomo de hidrogênio que combinavam os trabalhos de Planck, Einstein e Rutherford.

Bohr formulou a sua hipótese baseado em Três postulados:

Os elétrons se movem em certa órbitas sem irradiar energia (violação da eletrodinâmica clássica);

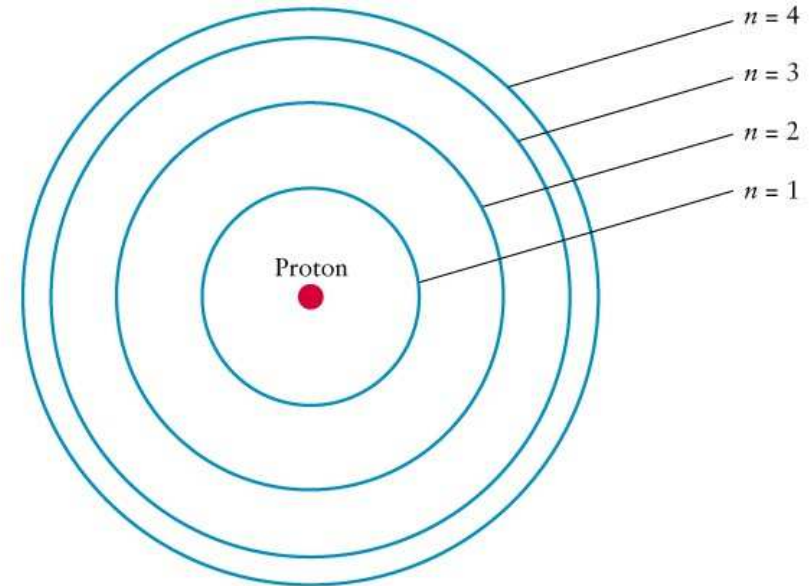
Os átomos irradiam quando um elétron sofre uma transição de um estado estacionário para outro e a frequência f da radiação emitida está às energias das orbitas através da equação:

$$hf = E_f - E_i$$

Os resultados de processos envolvendo grandes números quânticos devem recobrir aqueles que se obtém utilizando a física clássica (princípio de correspondência)



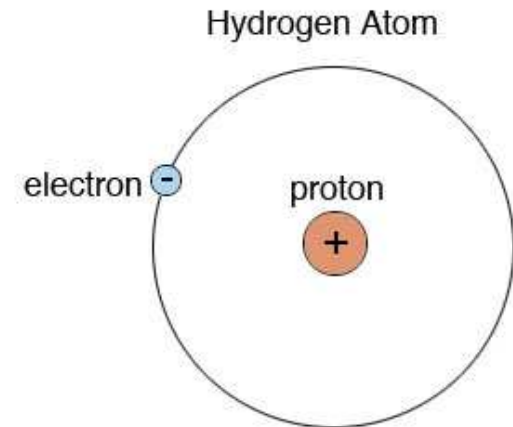
Niels Bohr
1885 - 1962



A mecânica do átomo de Bohr

Bohr considerou que o elétron realizava uma órbita circular com o próton no centro. Um modelo destes é mecanicamente estável se considerarmos que o potencial de Coulomb, $V = -kZe^2/r$ nos dá uma força centrípeta:

$$F = \frac{kZe^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$$



Portanto, a velocidade do elétron é:

$$v = \left(\frac{kZe^2}{mr} \right)^{1/2}$$

Entretanto, este modelo é eletricamente instável, pois o elétron está permanentemente acelerado e, de acordo com as leis da eletrodinâmica, toda carga acelerada irradia uma onda eletromagnética cuja frequência é igual à do movimento periódico, ou seja:

$$f = \frac{v}{2\pi r} = \left(\frac{kZe^2}{rm} \right)^{1/2} \frac{1}{2\pi r} = \left(\frac{kZe^2}{4\pi^2 m} \right)^{1/2} \frac{1}{r^{3/2}} \sim \frac{1}{r^{3/2}}$$

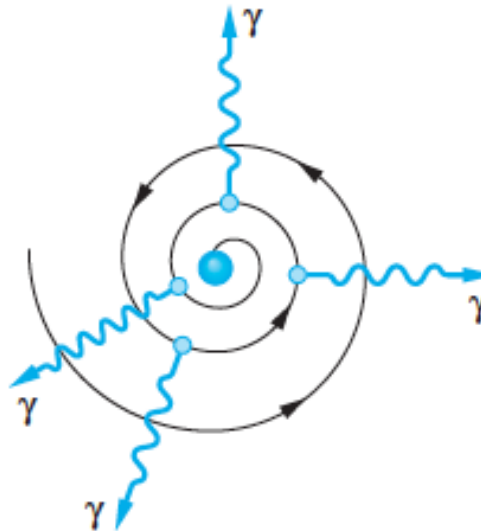
A energia total do elétron é:

$$E = \frac{1}{2}mv^2 + \left(-\frac{kZe^2}{r} \right)$$

Que pode ser escrita também como:

$$E = \frac{kZe^2}{2r} - \frac{kZe^2}{r} = -\frac{kZe^2}{2r} \sim -\frac{1}{r}$$

Portanto, a medida que o elétron perde energia, o raio de sua órbita torna-se cada vez menor. Neste processo o elétron emitiria um espectro contínuo com o comprimento de onda da emissão ficando cada vez menor, até que o elétron se chocaria com o núcleo!



Com o primeiro postulado, Bohr solucina o problema da instabilidade elétrica **‘por decreto’**.

Pela hipótese de Bohr, nós consideramos que as órbitas são ‘quantizadas’. Isto pode ser feito considerando o momento angular uma grandeza discreta:

$$L = mvr = \frac{nh}{2\pi} = n\hbar \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

Dessa forma, podemos escrever:

$$r = \frac{n\hbar}{mv} = \frac{n\hbar}{m} \left(\frac{rm}{kZe^2} \right)^{1/2}$$

$$r_n = \frac{n^2\hbar^2}{mkZe^2} = \frac{n^2 a_0}{Z}$$

Onde adotamos o raio de Bohr: $a_0 = \frac{\hbar^2}{mke^2} = 0.529 \text{ \AA} = 0.0529 \text{ nm}$

Assim, podemos escrever para a energia de transição:

$$hf = E_{n_i} - E_{n_f} = -E_0 \frac{Z^2}{n_i^2} - \left(-E_0 \frac{Z^2}{n_f^2} \right)$$

$$f = \frac{E_0 Z^2}{h} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

Podemos escrever ainda:

$$E_n = -\frac{kZe^2}{2r_n} = -\frac{kZe^2}{2} \left(\frac{mkZe^2}{n^2 \hbar^2} \right)$$

$$E_n = -\frac{mk^2 Z^2 e^4}{2\hbar^2 n^2} = -E_0 \frac{Z^2}{n^2} \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

Por comparação, podemos determinar a constante de Rydberg em termos de constantes universais e propriedades atômicas:

$$R = \frac{E_0}{hc} = \frac{mk^2 e^4}{4\pi c \hbar^3}$$

Finalmente, obtemos a fórmula de Rydberg-Fritz a partir de primeiros princípios:

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{E_0 Z^2}{hc} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = Z^2 R \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

Pelo modelo de Bohr, podemos obter os valores possíveis de energia do átomo de Hidrogênio considerando $Z=1$. Assim:

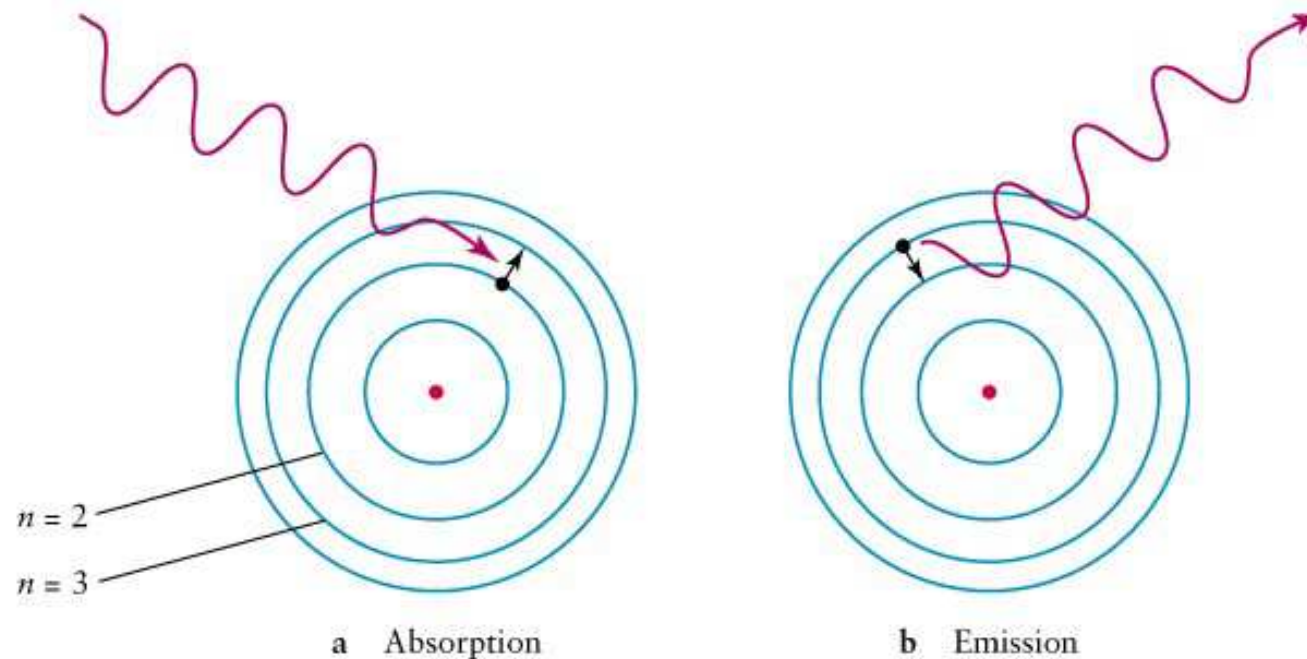
$$E_n = -\frac{mk^2e^4}{2\hbar^2n^2} = -\frac{E_0}{n^2}$$

Onde E_0 é a energia do estado fundamental:

$$E_0 = \frac{mk^2e^4}{2\hbar^2} = 2.18 \times 10^{-18} \text{ J} = 13.6 \text{ eV}$$

Esta também é a energia para remover um elétron do átomo de hidrogênio, que é chamada de **energia de ionização** ou **energia de ligação do elétron**.

Absorção e Emissão de energia só ocorrem entre estas órbitas permitidas.

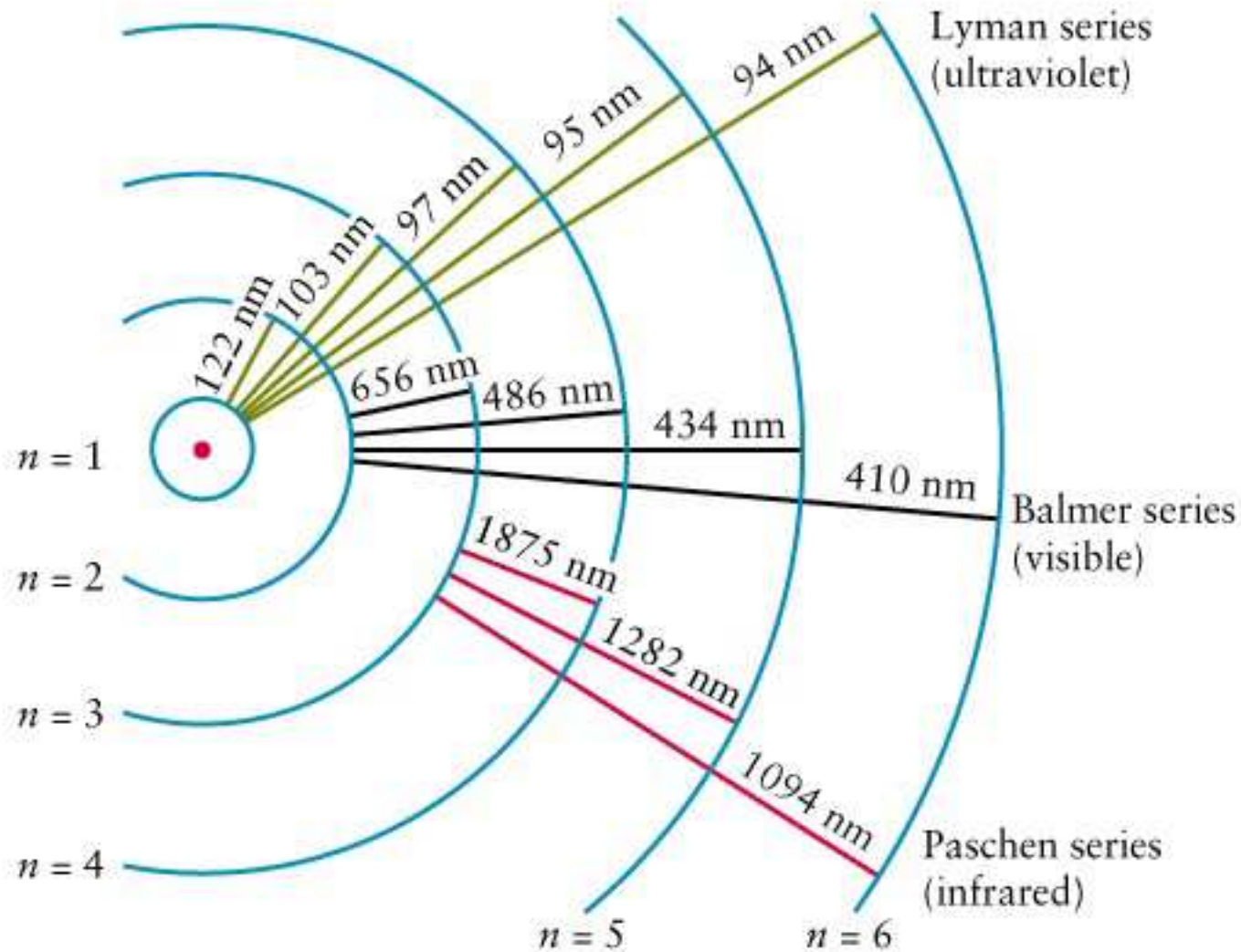


O Fóton absorvido ou emitido terá a energia dada por:

$$E_{mn} = hf_{mn} = h \frac{c}{\lambda_{mn}} = E_m - E_n$$

(observe que o modelo de Bohr obtém ab initio a fórmula empírica de Rydberg-Ritz)

As linhas do espectro do Hidrogênio podem ser respondidas a considerando a diferença de energia entre duas órbitas.



Calcule o comprimento de onda da linha H_β , isto é, a segunda linha da série de Balmer, usando o modelo de Bohr. A linha H_β está associada à transição $n=4$ para $n=2$.

A partir da expressão para energia podemos escrever:

$$hf = hc/\lambda = E_i - E_f$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{1}{hc}(E_i - E_f)$$

Calculando os valores de energia de cada órbita:

$$E_i = -\left(\frac{13.6 \text{ eV}}{n_i^2}\right) = -\left(\frac{13.6 \text{ eV}}{4^2}\right) = -0.85 \text{ eV}$$

$$E_f = -\left(\frac{13.6 \text{ eV}}{n_f^2}\right) = -\left(\frac{13.6 \text{ eV}}{2^2}\right) = -3.4 \text{ eV}$$

Por fim:

$$\begin{aligned}\frac{1}{\lambda} &= \frac{[-0.85 \text{ eV} - (-3.4 \text{ eV})](1.60 \times 10^{-19} \text{ J/eV})}{(6.63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})(3.00 \times 10^8 \text{ m/s})} \\ &= 2.051 \times 10^6 \text{ m}^{-1}\end{aligned}$$

$$\lambda = 4.87 \times 10^{-7} \text{ m} = 487 \text{ nm}$$

Faça os exercícios 16 a 20 da lista de exercícios 1.

Correção da massa reduzida

Na dedução anterior, consideramos que o núcleo ficava parado. Neste caso, é como se o núcleo tivesse massa infinita. Por isso, obtemos este valor de constante de Rydberg

$$R_{\infty} = 1.0973732 \times 10^7 \text{ m}^{-1} = 1.0973732 \times 10^{-2} \text{ nm}^{-1}$$

Vamos agora considerar que o núcleo tem uma massa M .

A energia cinética do núcleo é: $\frac{1}{2}Mv^2 = p^2/2M$

O momento do núcleo é: $p = Mv$

Considerando que o momento total do átomo seja nulo. Então, o eletrón deve ter um momento igual em módulo ao do núcleo, mas com sentido contrário. Assim, a energia total deve ser dada por:

$$E_k = \frac{p^2}{2M} + \frac{p^2}{2m} = \frac{M + m}{2mM} p^2 = \frac{p^2}{2\mu}$$

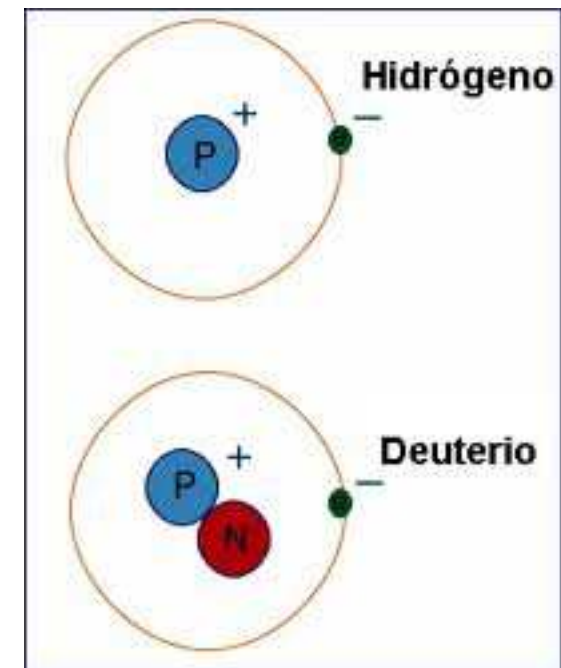
Onde: $\mu = \frac{mM}{m + M} = \frac{m}{1 + m/M}$ (massa reduzida)

Ao introduzirmos a correção de massa reduzida na equação para constante de Rydberg, obtemos:

$$R = \frac{\mu k^2 e^4}{4\pi c \hbar^3} = \frac{mk^2 e^4}{4\pi c \hbar^3} \left(\frac{1}{1 + m/M} \right) = R_\infty \left(\frac{1}{1 + m/M} \right)$$

Essa correção é de apenas uma parte em 2000 no caso do átomo de Hidrogênio e ainda menor para o caso de átomos mais pesados. Entretanto, a variação na constante de Rydberg que pode ser medida corresponde exatamente à previsão teórica.

Em 1931, aplicando a correção de massa reduzida às linhas do hidrogênio da série de Balmer, Urey descobriu uma forma mais pesada do hidrogênio, que hoje é conhecida com **Deutêrio**.



Calcule as constantes de Rydberg do H e do He^+ usando a correção da massa reduzida ($m_e = 9,1094 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$, $m_p = 1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$, $m_\alpha = 5,0078 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$).

Calculando a constante de Rydberg para o hidrogênio:

$$R_H = R_\infty \left(\frac{1}{1 + m/M_H} \right) = R_\infty \left(\frac{1}{1 + 9.1094 \times 10^{-31} / 1.6726 \times 10^{-27}} \right) \\ = 1.09677 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

Calculando para o helio:

$$R_{\text{He}} = R_\infty \left(\frac{1}{1 + m/M_{\text{He}}} \right) = R_\infty \left(\frac{1}{1 + 9.1094 \times 10^{-31} / 5.0078 \times 10^{-27}} \right) \\ = 1.09752 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

Observe que a diferença entre as duas constantes de Rydberg é em torno de 0,04%.

Faça o exercício 21 da lista de exercícios 1.

O terceiro postulado: Princípio de correspondência

“As grandezas quantizadas dos observáveis tendem ao limite clássico quando os números quânticos associados ao sistema em questão tendem a infinito.”

Para números quânticos grandes, a quantização torna-se irrelevante e os cálculos clássicos e quânticos devem levar aos mesmos resultados.

Exercício: Mostre que para uma transição de um nível n para $n+1$ (com n muito grande) o valor da frequência da transição pelo cálculo clássico e quântico coincidem.

Dica: Lembre-se que a frequência pelo cálculo quântico é dada por:

$$f = \frac{c}{\lambda} = \frac{Z^2 m k^2 e^4}{4\pi \hbar^3} \left[\frac{1}{(n-1)^2} - \frac{1}{n^2} \right] = \frac{Z^2 m k^2 e^4}{4\pi \hbar^3} \frac{2n-1}{n^2(n-1)^2} \quad \text{use também que } n \gg 1$$

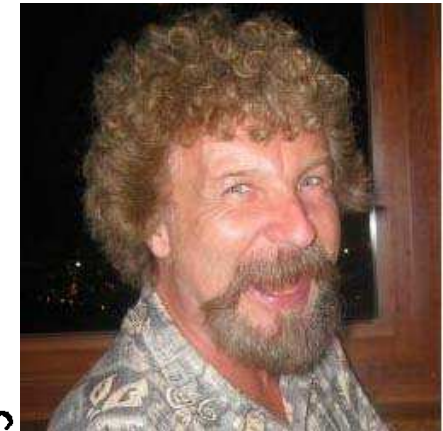
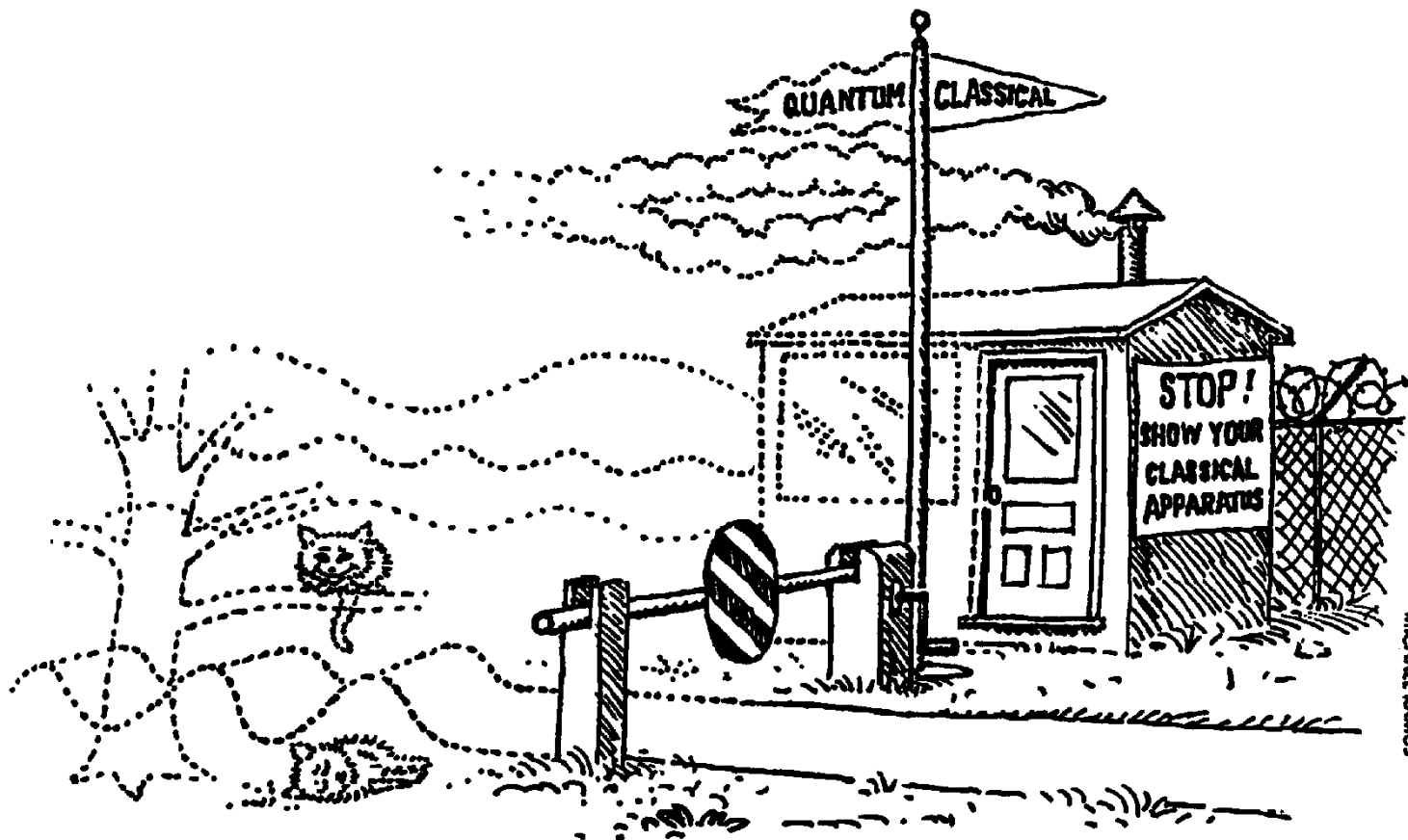
A frequência clássica é dada por:

$$f_{\text{rev}} = \frac{v}{2\pi r} \quad \text{onde } v \text{ é a velocidade do elétron e } r \text{ o raio de sua órbita.}$$

Isto explica o porquê de não observarmos efeitos “quânticos” no dia-a-dia.

Mas onde fica a fronteira entre o mundo quântico e o clássico?

A “fronteira” entre o clássico e o quântico ainda é um tema de debate...



Wojciech Zurek

Delineating the border between the quantum realm ruled by the Schrödinger equation and the classical realm ruled by Newton's laws is one of the unresolved problems of physics. Figure 1

Decoherence and the Transition from Quantum to Classical—Revisited (Zurek, Physics Today 2003)

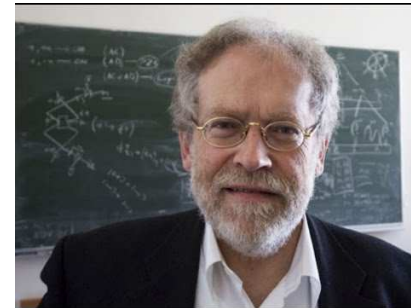
<https://arxiv.org/ftp/quant-ph/papers/0306/0306072.pdf>

HOT TOPIC!!!!!!

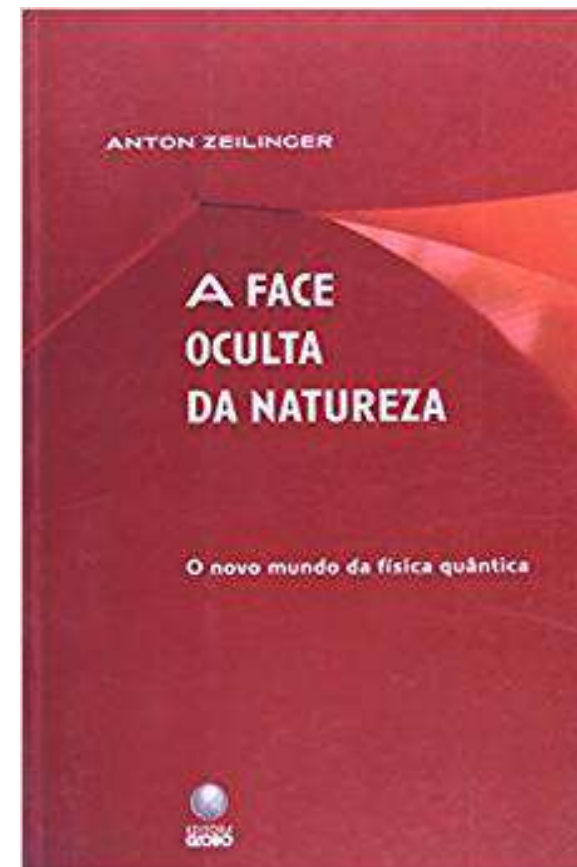
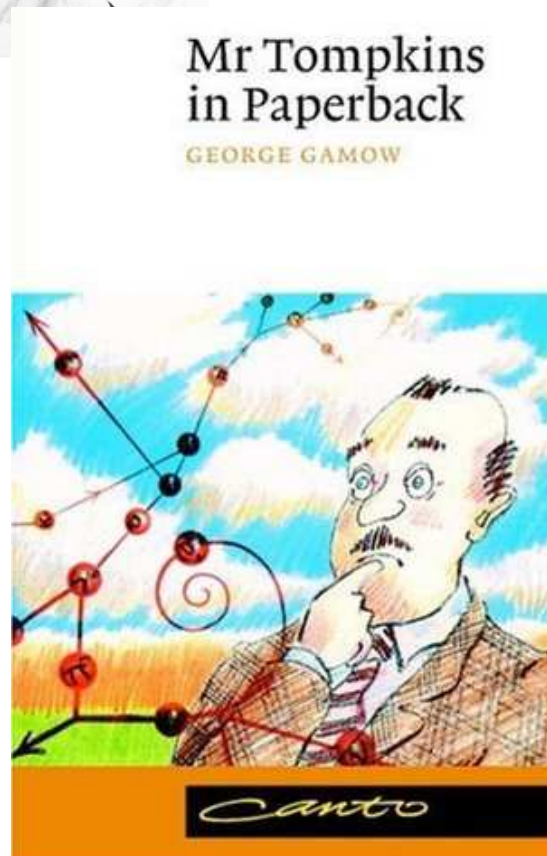
Alguns livros interessantes que abordam a física quântica e as questões de sua fronteira com o “universo” clássico:



Neste livro são contadas várias “sonhos” do Sr. Tompkins que abordam as estranhezas da física Moderna (Quântica e Relatividade)



Neste livro são discutidas as pesquisas para se encontrar a “fronteira” entre o mundo clássico e quântico.

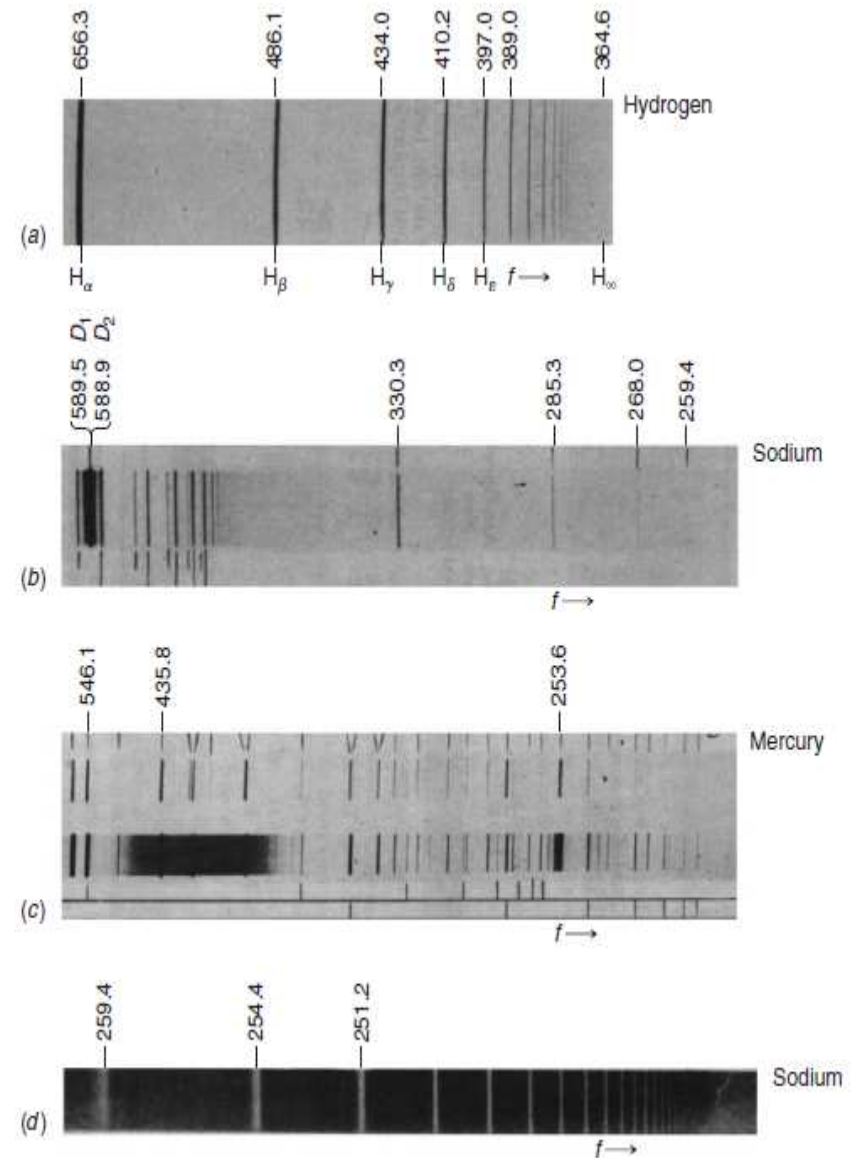


Alguns comentários sobre o modelo de Bohr

O modelo de Bohr foi muito bem sucedido para a determinação da posição das linhas do hidrogênio. Além disso, obteve uma expressão para constante de Rydberg a partir de primeiros princípios que concordava muito bem com o valor observado experimentalmente.

Entretanto, o modelo ainda ‘pecava’ por certas omissões, pois, apesar do sucesso em obter resultados, ainda falhava em não possuir interpretação coerente. Teoria Clássica e Quântica eram combinados em um misto de arte e intuição. Por exemplo, por que em certas orbitas eletrônicas as leis do eletromagnetismo poderiam ser desprezadas?

Uma explicação mais satisfatória só foi obtida com a introdução da **teoria da mecânica ondulatória de Schrödinger** (que veremos mais a frente no curso).



Você não pode provar uma definição. O que você pode fazer é mostrar que ela faz sentido.

Albert Einstein



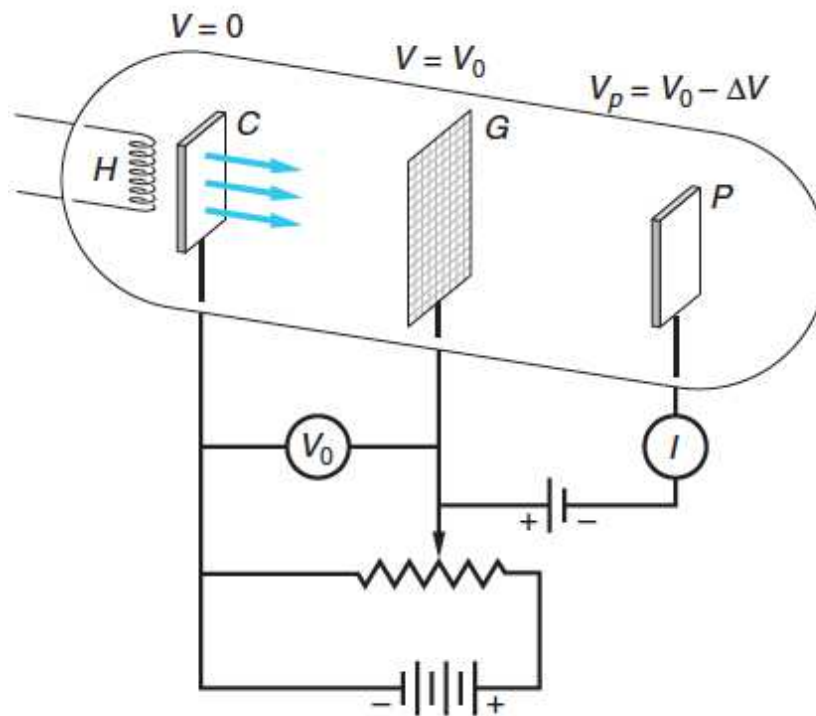
Comprovação experimental do modelo de Bohr

Vamos apresentar um experimento que corroborava com a teoria atômica proposta por Bohr.

Experimento de Franck-Hertz: Por meio de estudo de espalhamento inelástico de elétrons, fizeram observações diretas de que os níveis de energia do átomo era quantizados.

Tubo é preenchido com o gás (em baixa pressão) do elemento que se quer estudar. No caso, de Franck-Hertz era usado Mercúrio

No experimento é medida a corrente da placa G em função de V_0 .

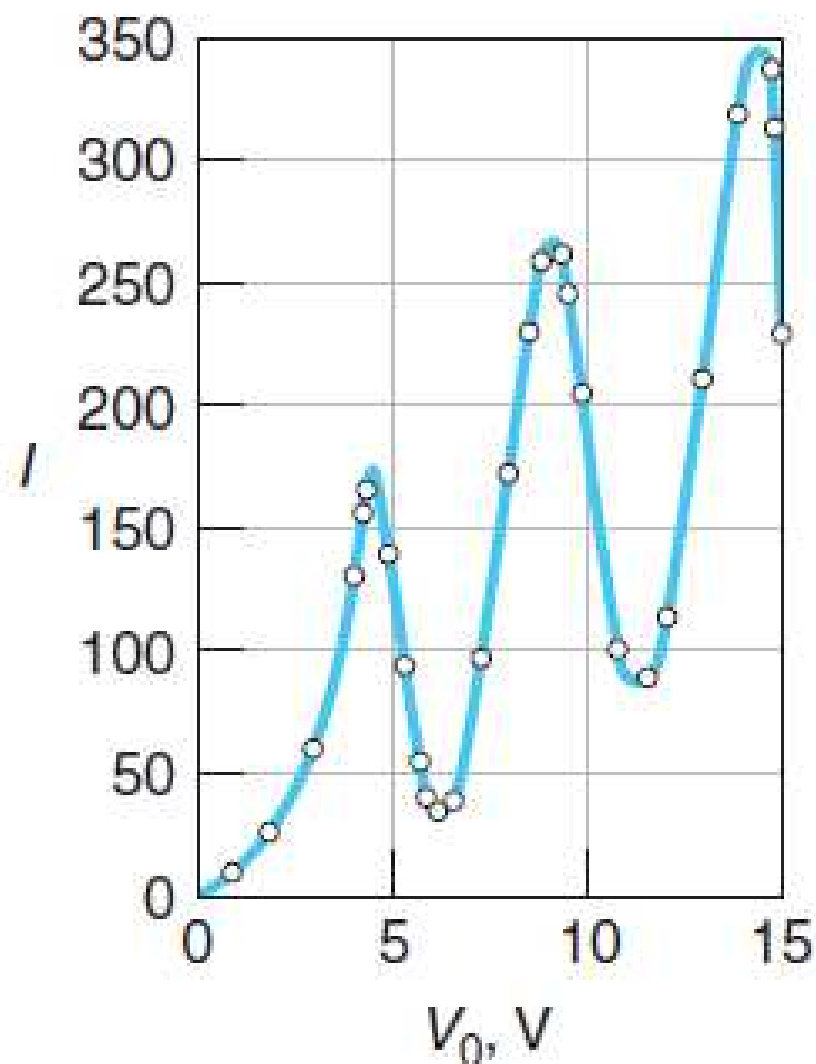


James Franck
(1882-1965)



Gustav L. Hertz
(1887 – 1975)

A medida que a tensão aumenta é observado um aumento da corrente até atingir um valor crítico ($V = 4,9 \text{ V}$ no caso do Mercúrio); para correntes maiores a corrente começa a diminuir. Contudo, se a tensão é aumentada ainda mais, temos novamente um crescimento da corrente.



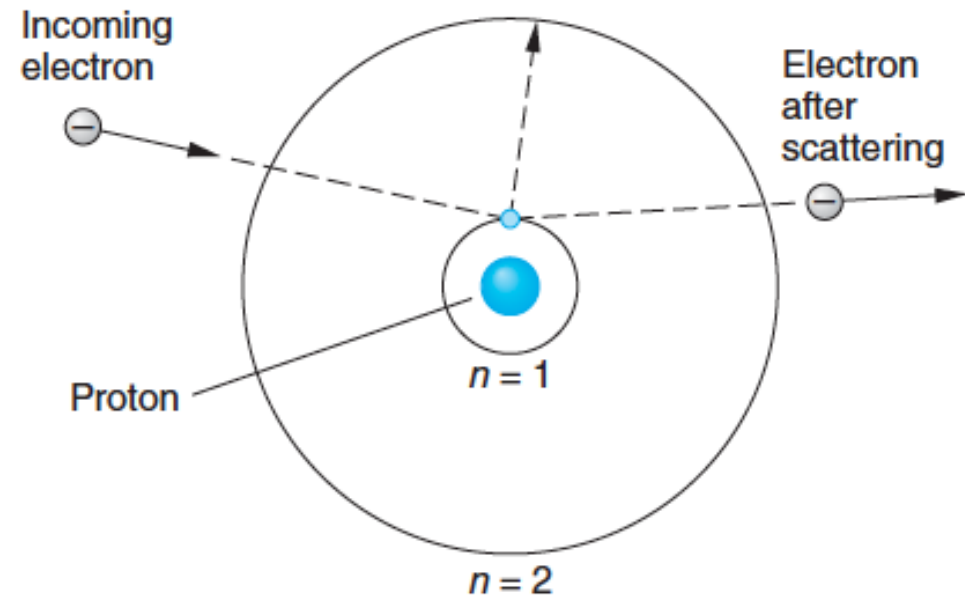
Como podemos explicar este efeito?

Vamos considerar átomos de hidrogênio, quando os eletrons acelerados pelo potencial colidem com os eletrons dos átomos de hidrogênio, eles não podem tranferir a energia para estes elétrons a menos que tenham energia cinética igual a diferença entre duas órbitas quantizadas do hidrogênio.

Assim, estes eletróns terão uma colisão elástica com os átomos e a sua energia permanecerá a mesma.

Entretanto, se os eletrons tem energia igual ou maior a:

$$eV_0 = E_2 - E_1 = 10.2 \text{ eV}$$



O átomo de hidrogênio poderá ser excitado e 10,2 eV de energia pode ser transferido para o átomo. Como o elétron incidente tem energia inferior ao potencial, ele não poderá contribuir na corrente.

O caso do Mercúrio, a questão é um pouco mais complicada pois temos 80 elétrons envolvidos. Entretanto, podemos considerar que deve existir uma transição do Mercúrio para 4,8 eV, que corresponde a um comprimento de onda de:

$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{hc}{hf} = \frac{hc}{eV_0} = 253 \text{ nm}$$

Existe realmente uma linha com esse comprimento de onda no espectro do Mercúrio, que pode ser medida com um espectrometro coletando a luz emitida no tudo. Para valores mais elevados que 4,8eV, outras transições podem ser alcançadas e novas quedas de corrente são observadas.

O Experimento de Franck-Hertz foi uma importante confirmação da ideia de que as linhas discretas do espectro de emissão dos átomos estão associadas à existência de níveis de energia quantizadas.

A transição do primeiro estado excitado para o fundamental do átomo de potássio resulta na emissão de um fóton com comprimento de onda de 770 nm. Se o experimento de Franck-Hertz for realizado com vapor de potássio, para qual valor da tensão deverá ocorrer a primeira queda da corrente.

Sabemos que:

$$E = hf = h \frac{c}{\lambda} = eV_0$$

$$V_0 = \frac{hc}{e\lambda} = \frac{(4,135 \cdot 10^{-15} \text{ eV} \cdot \text{s}) \cdot (3 \cdot 10^8 \text{ m/s})}{e(770 \cdot 10^{-9} \text{ m})}$$

$$V_0 = 1,61 \text{ V}$$

Portanto, a primeira queda de corrente deve ocorrer para uma tensão superior a 1,61 V para o potássio.



Premio Nobel de 1922

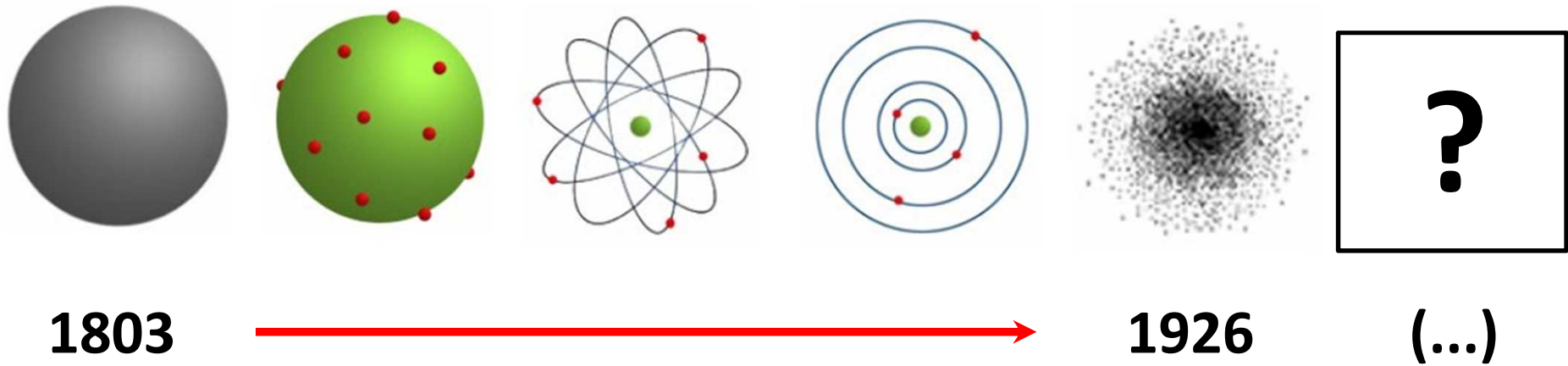


The Nobel Prize in Physics 1922 was awarded to Niels Bohr *"for his services in the investigation of the structure of atoms and of the radiation emanating from them"*.

“When it comes to atoms, language can be used only as in poetry. The poet, too, is not nearly so concerned with describing facts as with creating images.”

Niels Bohr

Evolução dos modelos Atômicos



Em um período de 120 anos, tivemos uma mudança completa na forma como compreendemos a matéria e como ela se manifesta no espaço e no tempo.

Nos últimos 90 anos, temos aprimorado a nossa visão do modelo de Schrodinger, que será visto na segunda parte de nossa disciplina.

A hipotese de de Broglie



"After long reflection in solitude and meditation, I suddenly had the idea, during the year 1923, that the discovery made by Einstein in 1905 should be generalised by extending it to all material particles and notably to electrons."

Louis-Victor de Broglie

Louis Victor Pierre Raymond (Sétimo duque de Broglie)
1892 - 1987

A hipótese de de Broglie poderia ser aplicada para o entendimento da quantização do momento angular no átomo de Bohr?

Ondas Estacionárias

Um caso interessante são as ondas estacionárias, que apresentam pontos que não oscilam. Para uma corda de tamanho L podemos ter sempre um número inteiro de meios comprimentos de onda:

$$L = \frac{n\lambda_n}{2}, \quad \text{where } n = 1, 2, 3, \dots$$

Assim:

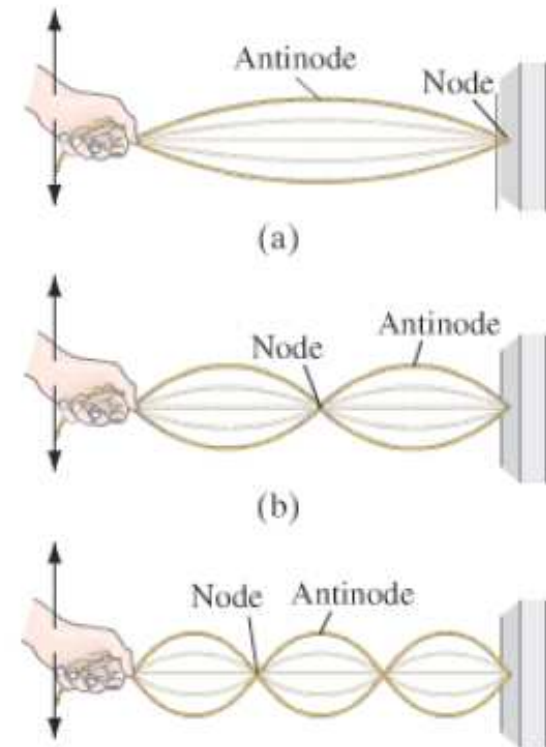
$$\lambda_n = \frac{2L}{n}, \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

$$f_n = \frac{v}{\lambda_n} = n \frac{v}{2L} = nf_1, \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

Onde:

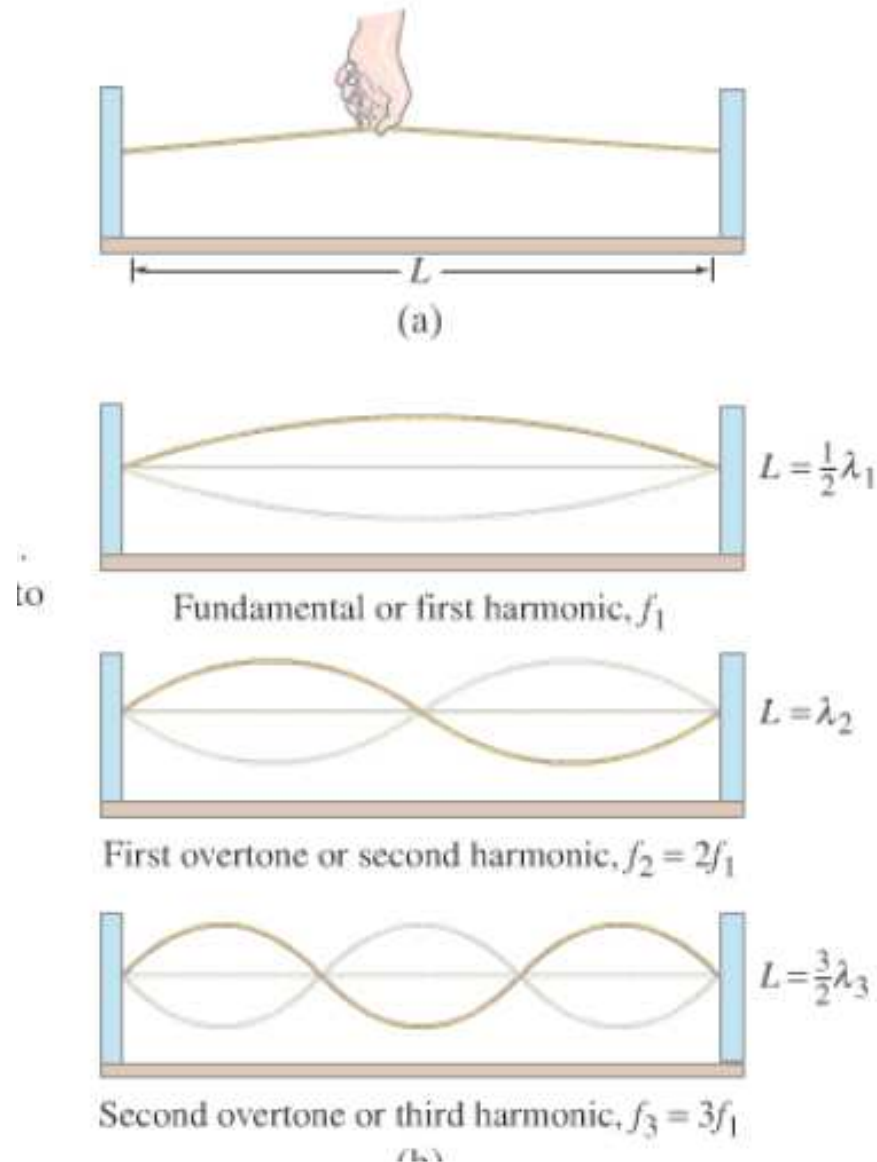
$$v = \sqrt{\frac{T}{\mu}}$$

Analogamente, o mesmo pode ser feito para ondas eletromagnéticas, como por exemplo, nas chamadas cavidades óticas.

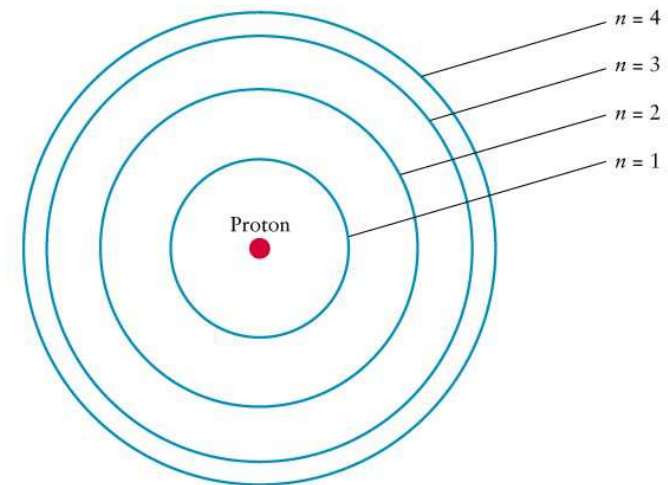


Cada modo possui uma energia maior de excitação.

Para pensar: Como você determinaria a energia média de uma onda estacionária?



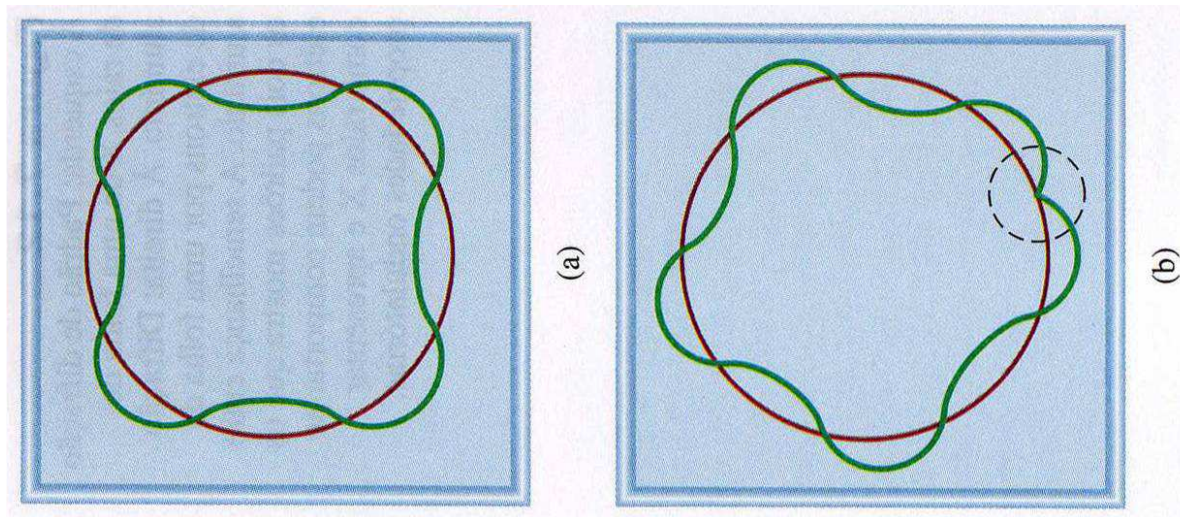
Será que poderíamos associar este tipo de idéia aos níveis atômicos discutidos anteriormente no modelo de Bohr?



Comportamento ondulatório da matéria

Após o desenvolvimento de Bohr para o átomo de hidrogênio, a natureza dual da energia radiante tornou-se um conceito familiar.

“Se a energia radiante pudesse se comportar, sob condições apropriadas, como um feixe de partículas, a matéria, sob condições apropriadas, poderia possivelmente se comportar como uma onda?”



Louis De Broglie (1892-1987)

$$2\pi r = n\lambda$$

n, número inteiro (1,2,3,...)

Louis De Broglie argumentava que, se o elétron realmente se comporta como uma onda estacionária, no átomo de hidrogênio, o comprimento de onda deve se ajustar exatamente a circunferência da órbita. Caso contrário, a própria onda se cancelaria parcialmente em cada órbita sucessiva (no final, a amplitude da onda seria reduzida a zero e a onda deixaria de existir).

Os modelos atômicos em um applet

The screenshot displays the PhET Hydrogen Atom simulation interface. On the left, a vertical panel titled "Atomic Model" lists various models: Billiard Ball, Plum Pudding, Classical Solar System, Bohr (selected), deBroglie, and Schrodinger. Above this panel, a "Box of Hydrogen" is shown with a red arrow pointing to the central simulation area. The central area features a Bohr-style atomic model with concentric circular orbits and a central nucleus. A legend on the right identifies particles: electron (blue dot), proton (red dot), and neutron (grey dot). Below the legend, a checkbox labeled "Show electron energy level diagram" is present. At the bottom left, "Light controls" allow switching between "White" and "Monochromatic" light. At the bottom right, a "Spectrometer" window displays a spectrum of emitted photons with a wavelength scale from 92 nm to 7500 nm, including UV and IR regions. The bottom of the interface includes a speed slider (slow to fast) and play/pause buttons. A note at the top center states "Drawings are not to scale".

<https://phet.colorado.edu/en/simulation/legacy/hydrogen-atom>

O comprimento de onda de De Broglie

$$\lambda = \frac{h}{p}$$

Observe que:

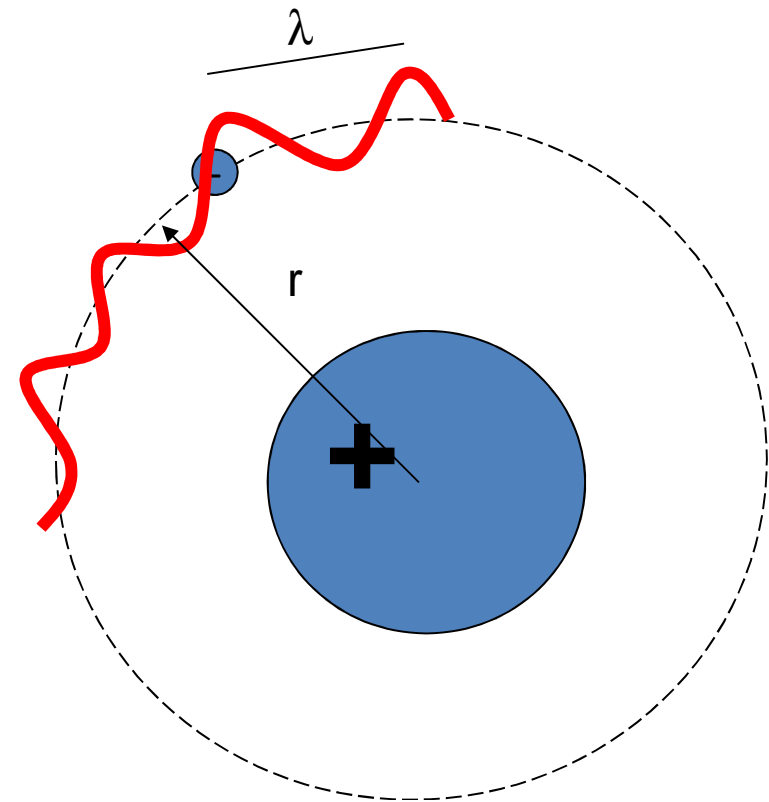
$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{mv}$$

Condição de ondas estacionárias: $2\pi r = n\lambda$

$$\frac{2\pi r}{n} = \frac{h}{mv} \Rightarrow mvr = n \frac{h}{2\pi} = n\hbar$$

$$L = n\hbar$$

Condição de quantização
de momento angular do
modelo atômico de Bohr

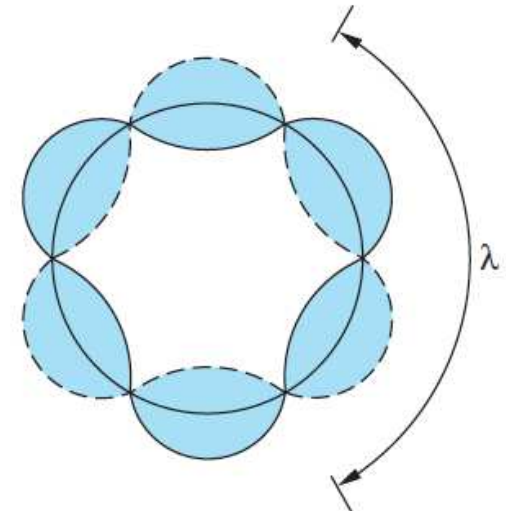


Resumindo a Hipótese de de Broglie

A hipótese de de Broglie nos leva a definir um comprimento de onda associado a uma partícula, o que é uma ideia estranha. De qualquer modo, pelas relações pelas *relações de de Broglie* para a frequência e o comprimento de onda.

$$f = \frac{E}{h}$$

$$\lambda = \frac{h}{p}$$



Aqui, λ é o **comprimento de onda de de Broglie**.

Para os fótons, como já visto, estas relações podem ser obtidas a partir do quantum de energia:

$$E = pc = hf = \frac{hc}{\lambda}$$

Nas próximas aulas, discutiremos mais a fundo o que são estas ondas de matéria e quais suas implicações em relação a teoria quântica.

Moral da História: Matéria pode apresentar caracter ondulatório e isto pode ser observado em experimentos de interferência.



Na próxima aula, iremos estudar mais a fundo a dualidade onda-partícula e suas consequências na Física Quântica.

(Dona Benta - sítio do pica-pau amarelo)

https://www.imdb.com/title/tt0149528/?ref=fn_al_tt_2



"Science itself, no matter whether it is the search for truth or merely the need to gain control over the external world, to alleviate suffering, or to prolong life, is ultimately a matter of feeling, or rather, of desire—the desire to know or the desire to realize."

Louis-Victor de Broglie

Na aula de hoje (03/10/19):

- Modelos atômicos;
- Modelo quântico de Bohr;
- Experimento de Franck-Hertz;
- Hipótese de de Broglie;

Na próxima aula (08/10/19)

- Ondas de matéria;
- Revisitando ondas;
- Interferência (fótons e elétrons) e interferômetros;
- Dualidade onda-partícula e princípio de complementaridade;
- Princípio de incerteza de Heisenberg.



Perguntas, dúvidas, comentários, aflições?

Cronograma e conteúdo programático da disciplina (parte 1)

Semana	Dia	Aula	Conteúdo
1	24/09 (Ter)	1	Apresentação a disciplina; Evidências experimentais da teoria quântica : radiação do Corpo Negro.
	---	---	-----
2	01/10 (Ter)	2	Evidências experimentais da teoria quântica: efeito foto-elétrico, efeito Compton, espectros atômicos
	03/10 (Qui)	3	Modelos atômicos, Modelo quântico de Bohr, Experimento de Franck-Hertz, Hipótese de de Broglie
3	08/10 (Ter)	4	Ondas de Matéria, revisitando ondas; interferência (fótons e elétrons) e interferômetros; dualidade onda-partícula e princípio de complementaridade; Princípio de incerteza de Heisenberg.
	---	---	-----
4	15/10 (Ter)	5	Interferômetros e fótons únicos, polarização da luz, postulados da física quântica e notação de Dirac
	17/10 (Qui)	6	Relação entre estados quânticos e funções de onda. Espaços discretos e contínuos na física quântica. Probabilidade e interpretações em Física Quântica.
5	22/10 (Ter)	7	Mecânica Quântica Ondulatória, Determinação eurística da Equação de Schrodinger, propriedades da equação de Schrodinger e funções de ondas.
	---	---	-----
6	29/10 (Ter)	P1	Primeira Avaliação
	31/10 (Qui)	8	Potenciais simples: poço de potencial, Espaço de estados e transições entre estados de energia; Elétrons em currais quânticos e o gato de Schrodinger.

Cronograma e conteúdo programático da disciplina (parte 2)

Semana	Dia	Aula	Conteúdo
7	05/11 (Ter)	9	Potenciais simples: poço quadrado finito; operadores e valores médios de observáveis, pontos quânticos e suas aplicações.
	---	---	-----
8	12/11 (Ter)	10	Potenciais simples: Oscilador Harmônico Quântico. Armadilhas de íons e princípios de informação quântica. Requisitos essenciais de um computador quântico.
	14/11 (Qui)	11	Potenciais simples: potenciais degraus, reflexão, Transmissão de Ondas, Tunelamento. Tempo de tunelamento em uma barreira (revisitando o princípio de incerteza de Heisenberg). Microscópios de tunelamento e mapeamento de átomos e moléculas.
9	19/11 (Ter)	12	Equação de Schrodinger em três dimensões: O cubo quântico (coordenadas cartesianas), O átomo de Hidrogênio (coordenadas esféricas), Separação de variáveis e a quantização de Momento Angular e Energia.
	---	---	-----
10	26/11 (Ter)	13	Funções de ondas do átomo de Hidrogênio; Orbitais; Significado físico dos números quânticos atômicos. Imagens, Abstrações e Interpretações.
	28/11(Qui)	14	Introdução (noções gerais) aos Átomos de muitos elétrons, spin (quarto número quântico atômico) e tabela periódica. O fim de um começo.
11	03/12 (Ter)	P2	Segunda Avaliação da Disciplina
	---	---	-----
12	10/12 (Ter)	Psub\REC	Avaliação Substitutiva ou Avaliação de Recuperação
13			
	14 a 21/9		Lançamento de conceitos e faltas