

Rubem Olino da Rosa

Dr. Ricardo de Sousa Costa

Produto Educacional

***HISTÓRICO DOS MODELOS ATÔMICOS EM
VIDÊO E CONCEITOS DO ÁTOMO
MODERNO E CONTEMPORÂNEO NUM
VIDÊO, POWER POINT, CARTILHA E
PALAVRAS CRUZADAS.***

Ji-Paraná, 2016

MNPEF
Mestrado Nacional
Profissional em
Ensino de Física



Autor:
Rubem Olinó da Rosa

Orientador:
Prof: Dr. Ricardo de Sousa Costa

***Universidade Federal de Rondônia
(UNIR).***

***Programa Mestrado Nacional Profissional
de Ensino de Física. (MNPEF)***

Apoio: 

Ji-Paraná, 2016

Rubem Olinó da Rosa – 2016

O material apresentado neste documento pode ser reproduzido livremente desde que citada a fonte. As imagens apresentadas são de propriedade dos respectivos autores e utilizadas para fins didáticos. Caso sinta que houve violação de seus direitos autorais, por favor contate os autores para solução imediata do problema. Este documento é veiculado gratuitamente, sem nenhum tipo de retorno comercial a nenhum dos autores, e visa apenas a divulgação do conhecimento científico.

APRESENTAÇÃO.

O presente trabalho tem por objetivo verificar junto aos professores, alunos e livros didáticos, como o tópico da Física Moderna e Contemporânea (FMC) é trabalhado no Ensino de Física do Ensino Médio. O assunto é: A evolução dos Modelos Atômicos. O átomo é a base para o ensino da Química e da Física no Ensino Médio. Neste projeto foi abordado, um tópico de FMC: A questão do Átomo, usando uma Sequência Didática constituída de Questionários, Palavras Cruzadas, Caça Palavras, Simulados, Vídeos, Power Point e Roteiro de Atividades para orientar a pesquisa do tema em questão. O referencial teórico deste trabalho foi o da Teoria de Aprendizagem Significativa de David Ausubel, a qual tem como característica principal levar em conta, de forma sistemática, o conhecimento prévio do aprendiz. O estudo foi realizado nas Escolas EEEFM Jorge Teixeira de Oliveira, Janete Clair, IFRO (INSTITUTO FEDERAL DO ESTADO DE RÔNDONIA), e a Escola Particular da ULBRA (Escola São Paulo). Os resultados nos mostram que as estratégias diversificadas facilitam o ensino-aprendizagem do conceito Físico proposto e tornam a aula mais atraente e objetiva. O produto educacional é resultado dessa sequência didática e será disponibilizado aos professores interessados, com a finalidade de auxiliá-los na sua prática pedagógica. Detalhes acerca do desenvolvimento, estratégias utilizadas, referencial teórico e relato de aplicação desta pesquisa podem ser encontrados na dissertação de Rubem Olinó da Rosa.

SEQUÊNCIA DIDÁTICA:

Tópicos de FMC: Os Átomos.... mundos desconhecidos...mundos PODEROSOS

1. Etapa Inicial

Na primeira etapa deverá ser realizado um questionário prévio (segue abaixo o questionário prévio) com os alunos para saber o grau de conhecimento que possuem sobre os conteúdos do Mundo Atômico. O QUE ELES SABEM SOBRE O ÁTOMO? A intervenção didática deverá ter a duração de 30 minutos, e não deve ter valor significativo para notas, mas consiste em auxiliar a O NOSSO “FEEDBACK” nossa atividade expositiva em sala de aula.



MESTRADO NACIONAL PROFISSIONAL EM ENSINO DE FÍSICA - PÓLO DE JI-PARANÁ/UNIR

Escola:

Professor:

Aluno (a);

Série: Nº: Ano:

UNIR - UNIVERSIDADE FEDERAL DE RONDÔNIA

Rubem Ollino da Rosa

**QUESTIONÁRIO REFERENTE AO PERFIL DO ALUNO E SEU
CONHECIMENTO SOBRE OS MODELOS ATÔMICOS**

JI-PARANA/2015

**IDADE; ___ TURMA: ___ PERÍODO: () DIURNO ESCOLA: () Particular
() NOTURNO () Estadual
() Federal**

I - DADOS DA SUA FORMAÇÃO NO ENSINO FUNDAMENTAL:

1. A FORMAÇÃO NO ENSINO FUNDAMENTAL FOI EM:

() Escola Pública () Escola Particular

2. LOCALIZAÇÃO DA ESCOLA DE CONCLUSÃO DO ENSINO

FUNDAMENTAL:

() Área Rural () Área Urbana

3. A LOCALIZAÇÃO DA ESCOLA FICAVA EM:

() Centro () Bairro próximo do centro () Bairro retirado

**4. AS AULAS DE CIÊNCIAS FORAM MINISTRADAS POR PROFESSOR/A
FORMADO NA ÁREA:**

() Sim () Não () Não sei informar

5. QUANTIDADE DE AULAS DE CIÊNCIAS DURANTE A SEMANA ERAM:

() 2 aulas - 120 minutos () 4 aulas – 240 minutos () mais de 4 aulas.

6. AS AULAS ERAM:

() Apenas Teóricas () Teóricas com algumas práticas () Pesquisa

7. A ESCOLA REALIZAVA FEIRA DO CONHECIMENTO/CIÊNCIAS.

() Sim () Não () Eventualmente

II – DADOS SOBRE AS AULAS DE FÍSICA NO ENSINO MÉDIO.

8. AS AULAS DE FÍSICA SEGUEM ALGUM LIVRO DIDÁTICO:

() Sim () Às vezes () Nunca

9. AS AULAS DE FÍSICA SÃO FEITOS EXPERIMENTOS:

() Sim () Não () Às vezes

10. A ESCOLA TEM LABORATÓRIO DE INFORMÁTICA:

() Sim () Não

11. ELE É USADO PARA AS AULAS DE FÍSICA:

() Sim () Raramente () Nunca

11. O CELULAR É USADO NAS AULAS DE FÍSICA PARA EXPERIMENTOS:

() Raramente () Seguidamente USAMOS o celular () É proibido o uso

12. OS COMPUTADORES DA ESCOLA FUNCIONAM BEM:

() Sim () Mais ou menos () Muito DEVAGAR

13. A INTERNET, DA ESCOLA É:

() Rápida () Lenta () Muito Lenta

14. O PROGRAMA QUE A ESCOLA USA É:

Windows Linux Outro: _____

15. TENHO DOMÍNIO SOBRE:

Linux Windows Outro: _____

16. QUANDO VOCÊ USA O COMPUTADOR NAS AULAS-FÍSICA ELE É USADO PARA?

Pesquisa Experimentos/simulações Preparação de trabalhos

17. COM QUE FREQUÊNCIA ACESSA À INTERNET FORA DA ESCOLA/ EM CASA:

Uma vez por semana Duas Três Quatro Todos os dias

17. O COMPUTADOR QUE VOCÊ UTILIZA:

Apenas o da Escola Uso na Lan House Tenho computador próprio

18. O COMPUTADOR E O DATA SHOW FACILITAM A SUA APRENDIZAGEM:

Sim Não Não vejo diferença

III - QUESTIONÁRIO SOBRE OS MODELOS ATÔMICOS:

1. JÁ OUVI FALAR SOBRE OS MODELOS ATÔMICOS E SUAS CARACTERÍSTICAS:

Sim Não Superficialmente

2. SOBRE O ÁTOMO EU APRENDI QUE:

- É a menor parte da matéria.
- É indivisível.
- Pode ser visto num microscópio eletrônico.

3. O ÁTOMO EXISTE:

- Apenas nos seres vivos.
- Nos seres vivos e em seres não-vivos.
- Em toda MATÉRIA do Universo.

4. OS MODELOS ATÔMICOS FORAM CRIADOS PARA:

- Explicar a Teoria sobre a matéria.
- São “verdades científicas” representadas em figuras.
- São Comparações/Analogias sobre os átomo.

5. VOCÊ JÁ VIU OS MODELOS ATÔMICOS EM FORMA DE ANIMAÇÃO?

Sim Não

6. QUAL DESTES MODELOS ATÔMICOS VOCÊ JÁ ESTUDOU;

- Modelo atômico de Dalton
- Modelo atômico de Thomson
- Modelo atômico de Rutherford
- Modelo atômico de Bohr
- Modelo atômico Quântico

7. REPRESENTE OS MODELOS ATÔMICOS. Faça um desenho, localize os elementos que compõem o átomo de acordo com os modelos atômicos sugeridos pelos cientistas. Teste seus conhecimentos sobre os modelos atômicos:

A) Modelo Atômico de Dalton	B) Modelo Atômico de Thomson
-----------------------------	------------------------------

C) Modelo Atômico de Rutherford	D) Modelo Atômico de Bohr
E) Modelo Atômico Quântico	F) A minha ideia sobre o Átomo

2. Etapa da Apresentação do Produto Educacional.

Após o Questionário Inicial se apresenta o Power Point da Evolução dos Modelos Atômicos. Este Produto Educacional que está disponível no link abaixo e poderá ser acessado livremente: https://drive.google.com/file/d/0B5hc_rclZi6PTINVbzVBNUYxNms/view?usp=sharing.

Ao mesmo tempo os alunos terão que acompanhar a apresentação do Power Point com uma Cartilha Educacional dos Modelos Atômicos que poderá ser acessada livremente no link: https://drive.google.com/file/d/0B5hc_rclZi6PZkhMUEp4c1pxLWc/view?usp=sharing

Após a conclusão da apresentação do desenvolvimento dos Modelos Atômicos momento se apresenta o Vídeo: MODELOS ATOMICOS ANIMADOS, que está disponível ao público no link em: <https://www.youtube.com/watch?v=BFoQZxIe4Bk>

Para os alunos terem uma visão mais lúdica do Mundo Atômico aplica-se um Caça-Palavras e Palavras Cruzadas. Material este que está disponível no link: https://drive.google.com/file/d/0B5hc_rclZi6PMTU4X012dTBIN0E/view?usp=sharing

3. Etapa Final.

Para se ter uma avaliação mais segura do que os alunos compreenderam da complexidade do mundo atômico, após apresentação do Power Point e do Vídeo, se aplica um segundo questionário sobre os modelos atômicos (Feedback).

Questionário final de “FEEDBACK”.

Questionário nº 02.

Prezado/a aluno/a!

Este questionário faz parte da conclusão de Mestrado no Ensino de Física, com o objetivo de tornar este ensino mais atraente e relevante. Por isso solicitamos que você responda com seriedade. Não existem respostas certas ou erradas. O que é importante são suas ideias. Tente ser o mais claro possível.

Muito obrigado pela colaboração.

Turma: _____ Idade: _____

1. Deu para compreender o átomo?

2. Na apresentação dos Modelos Atômicos a forma como foi abordado – Lousa, Power Point e vídeo – ajudaram a diferenciar os diferentes modelos?

() Sim, aprendi a diferenciar os diferentes modelos atômicos.

() Ajudou muito pouco.

() Não ajudou em nada.

3. O uso do vídeo deu para demonstrar a complexidade dos modelos atômicos.

() Sim, descobri como o atomismo é complexo.

() Não me acrescentou muita coisa.

() Não consegui perceber a complexidade do tema.

4. Como você classificaria a apresentação em Power Point e o vídeo na compreensão do desenvolvimento dos modelos atômicos.

() Muito importante.

() Nem tão importante.

() Nada importante.

5. Na sua opinião, vídeos e Power Point auxiliam na aprendizagem de temas complexos da Física.

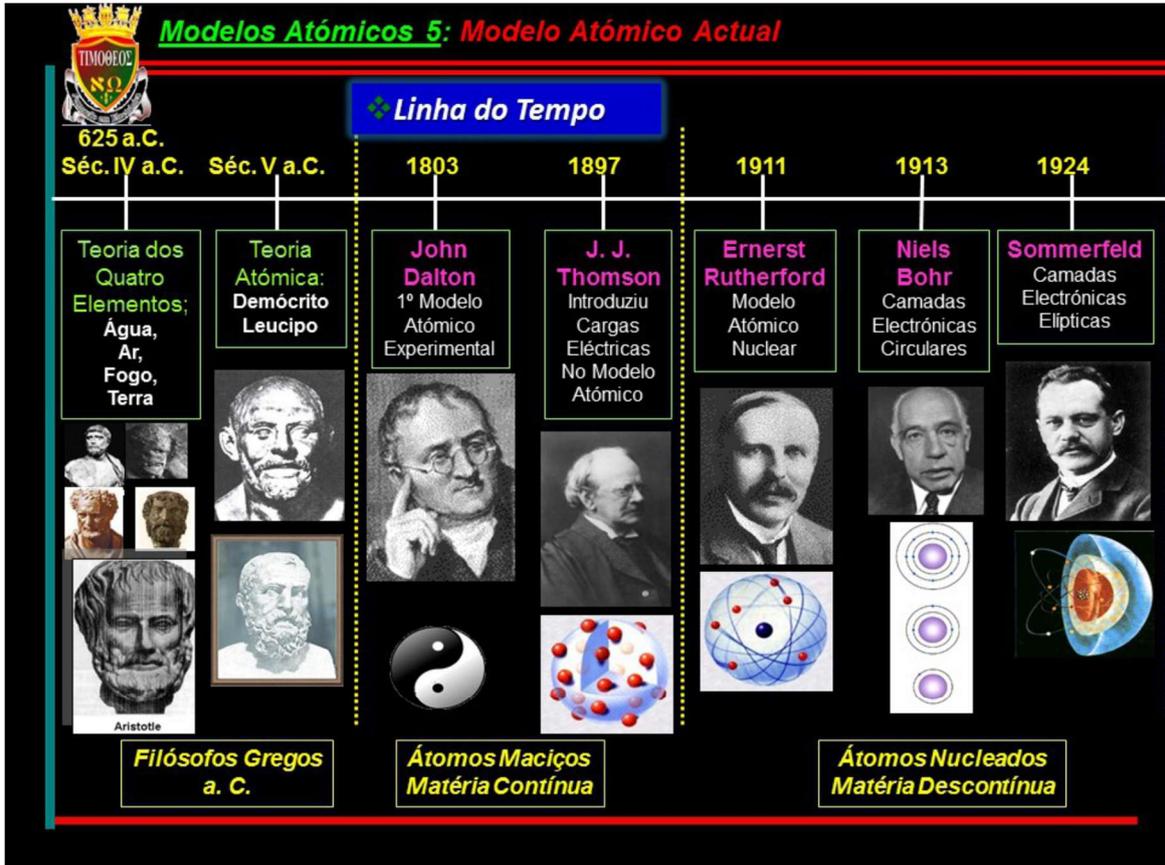
() É um experiência inovadora.

() Não é muito diferente dos livros.

() Prefiro ficar com os livros.

Depois da exposição/oficina sobre Modelos Atômicos como você definiria os Modelos Atômicos.

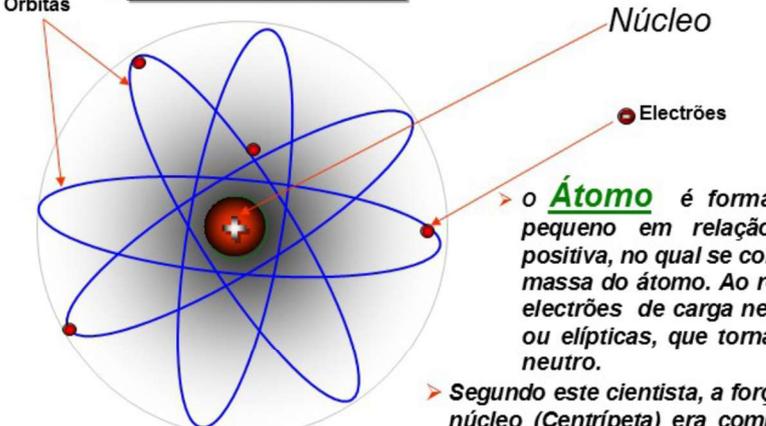
1) Modelo atômico “Filosófico”	2) Modelo atômico de Dalton
3) Modelo atômico de Thomson	4) modelo atômico de Rutherford
5) Modelo atômico de Bohr	6) Modelo atômico de De Broglie
7) Modelo de Orbitais	8) Modelo Quântico



Modelos Atômicos 5: Modelo Quântico

Modelo de Rutherford (1910)

Modelo Planetário





> o **Átomo** é formado por um núcleo muito pequeno em relação ao átomo, com carga positiva, no qual se concentra praticamente toda a massa do átomo. Ao redor do núcleo circulam os electrões de carga negativa em orbita circulares, ou elípticas, que tornam o átomo electricamente neutro.

> Segundo este cientista, a força de atracção gravitacional do núcleo (Centrípeta) era compensada pela força centrífuga do electrão em órbita...

Nota-se no modelo de Rutherford dois equívocos:

- > uma carga negativa, colocada em movimento ao redor de uma carga positiva estacionária, adquire movimento em espiral em direcção à carga positiva acabando por colidir com ela;
- > uma carga negativa em movimento irradia (perde) energia constantemente, (segundo as leis de Maxwell) emitindo radiação. Porém, sabe-se que o átomo no seu estado normal não emite radiação.

Modelos Atômicos 5: Modelo Quântico

Neils Bohr (1913)

Átomo – Modelo de Bohr (1913)



➤ Em 1913, Bohr (Niels Henrik David Bohr - 1885/1962, dinamarquês, prêmio Nobel de Física, em 1922) retomou uma teoria proposta, em 1900, por Planck, segundo a qual "a energia não é emitida em forma contínua, mas em blocos, denominados quantum".

➤ Ao retomar esta teoria, Bohr propôs que o electrão ao girar em torno do núcleo, não estaria obedecendo à Mecânica Clássica, mas sim à Mecânica Quântica.

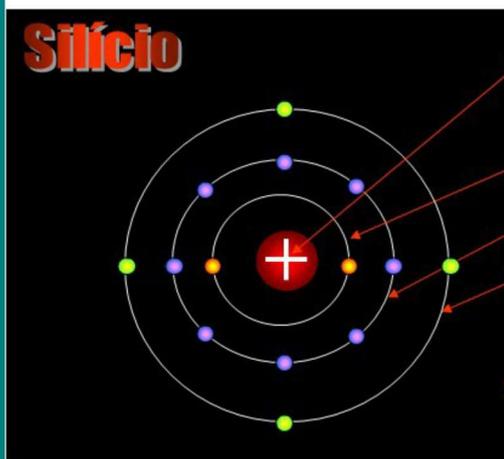
➤ **Essas ideias são conhecidas por Postulados de Bohr, resumidamente os seguintes:**

- Os electrões movem-se ao redor do núcleo em sete órbitas bem definidas - camadas electrónicas, denominadas órbitas estacionárias K, L, M, N, O, P e Q. Em cada camada os electrões possuem uma quantidade fixa de energia; por esse motivo, as camadas são ditas estados estacionários ou níveis de energia que comportam um número máximo de electrões (7).
- Movendo-se numa órbita estacionária, o electrão não emite, nem absorve energia.
- Ao saltar de uma órbita estacionária para outra, o electrão emite ou absorve uma quantidade bem definida de energia, chamada "quantum de energia".
- Recebendo um quantum - energia (térmica, eléctrica ou luminosa) do exterior, o electrão salta de uma órbita mais interna para outra mais externa. Ao contrário, ao "voltar" de uma órbita mais externa para outra mais interna, o electrão emite, na forma de luz de cor bem definida ou outra radiação electromagnética, como ultravioleta ou raios X (daí o nome de fóton que é dado para este quantum de energia).

Modelos Atômicos 5: Modelo Quântico

Modelo de Bohr (1913)

Átomo de Bohr: Níveis de Energia



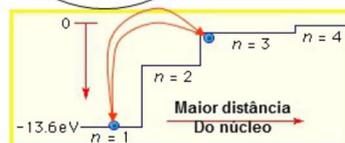
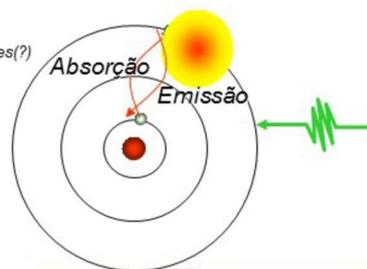
Núcleo

Protões + Neutrões(?)

1º Nível (N1)

2º Nível (N2)

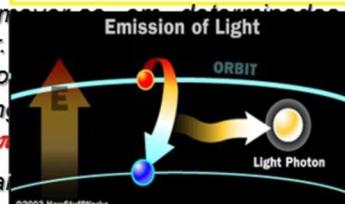
3º Nível (N3)



➤ O electrão pode mover-se entre as órbitas sem irradiar, denominadas estados estacionários.

➤ As órbitas estacionárias são aquelas nas quais o momento angular do electrão em relação ao núcleo é igual a um múltiplo inteiro de $h/2\pi$. Isto é: $mvr = nh/2\pi$

➤ O electrão irradia quando salta de um estado estacionário para outro. A energia irradiada dada por $E = hf = E_i - E_f$,



©2003 HowStuffWorks

Modelos Atômicos 5: Modelo Quântico

Modelo de Bohr/Sommerfeld (1924)

Arnold Sommerfeld



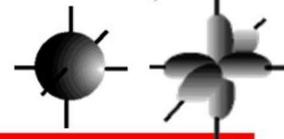
❖ **Sommerfeld** aperfeiçoou o modelo atômico de Bohr tentando superar os dois problemas principais deste. Para fazer coincidir as frequências calculadas com as experimentais, postula que o núcleo do átomo não permanece imóvel, sendo que tanto o núcleo como o electrão, se movem em torno do centro de massa do sistema, localizado muito perto do núcleo.

❖ Para explicar o desdobramento das linhas espectrais, observadas usando um espectroscópio de melhor qualidade, Sommerfeld assumiu que as órbitas dos electrões podem ser circulares e elípticas.

❖ Introduziu o número quântico secundário ou azimutal, agora chamado l , que tem os valores 0, 1, 2, ... (n-1), e indica o momento angular do electrão na órbita em unidades de $h/2\pi$, determinando os subníveis de energia em cada nível quântico e a excentricidade da órbita.

dando origem a pequenos desvios nas energias dos valores permitidos Estes refinamentos trouxe as frequências calculadas em até melhor acordo com a observação

$$E_n = -Z^2R/n^2$$



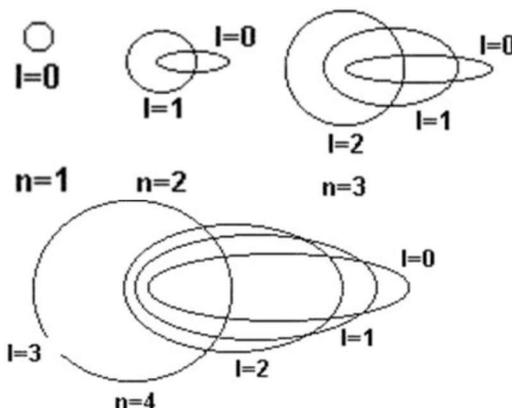
Modelos Atômicos 5: Modelo Quântico

Modelo de Bohr/Sommerfeld (1924)

Arnold Sommerfeld

Sommerfeld utilizou um número, chamado de "número quântico secundário ou azimutal" (l) para representá-las.

❖ Para cada "n", n possíveis valores de " l ".



Aos subníveis foram dados nomes:

Nome	Valor de " l "	Capacidade: $2(2l+1)$
"s" (sharp)	0	2
"p" (principal)	1	6
"d" (diffuse)	2	10
"f" (fundamental)	3	14
"g"	4	18
"h"	5	22
"i"	6	26

❖ Foi determinado que o número máximo de electrões num subnível é dado por: $2(2l + 1)$.

Modelos Atômicos 5: Modelo Quântico

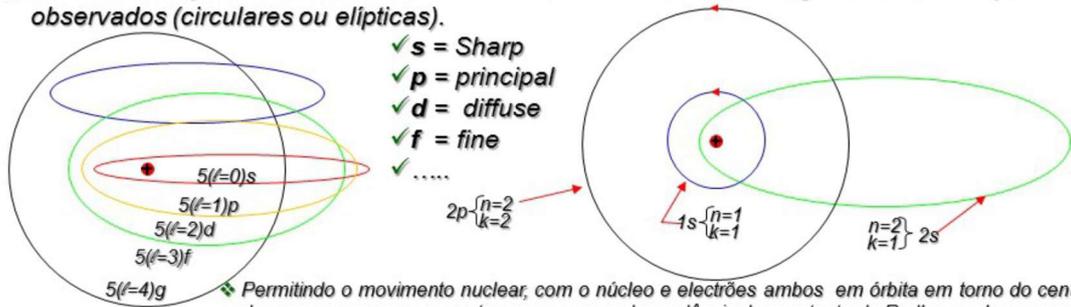
Modelo de Bohr/Sommerfeld (1924)

Arnold Sommerfeld

- ❖ A sua conclusão foi que, no mesmo nível de energia existiam subníveis, ou seja, energias ligeiramente diferentes para um determinado nível de energia. Também do ponto de vista teórico, Sommerfeld descobriu que em certos átomos, os electrões atingiam uma velocidades fracção significativa da velocidade da luz.

Ele deduziu que

- ❖ Os níveis de energia eram divididos em regiões ainda menores – surge os SUBNÍVEIS;
- ❖ As denominações dos subníveis eram de acordo com a forma geométrica em que eram observados (circulares ou elípticas).



❖ Permitindo o movimento nuclear, com o núcleo e electrões ambos em órbita em torno do centro de massa comum, apresenta uma pequena dependência da constante de Rydberg sobre a massa do núcleo. Como consequência, os isótopos de do mesmo elemento com massa diferente, têm frequências de emissão deferente um pouco diferentes. Deutério, o isótopo pesado e rara estável de hidrogénio, foi descoberta em 1932 nos espectros de amostras naturais de hidrogénio e depois foi isolado em laboratório.

Modelos Atômicos 5: Modelo Quântico

Teoria "Partícula/Onda"

Louis De Broglie (1924)

- ❖ Louis de Broglie, sugeriu que a dualidade onda-partícula que se aplica à radiação EM, também se aplica a partículas de matéria. Ele propôs que cada tipo de partícula tem tanto propriedades de onda com de partícula. Assim, os electrões podem ser considerados tanto como partículas ou ondas.
- ❖ O impacto da proposta de De Broglie foi de grande alcance. O impacto imediato foi o de fornecer uma interpretação física da quantização de Bohr dos estados estacionários dentro do átomo. O seu impacto seguinte era fornecer uma nova maneira de descrever a natureza da matéria, o que ajudou muito no desenvolvimento da mecânica quântica. Erwin Schrodinger, em 1926, usou as ideias de De Broglie em ondas de como a base de sua mecânica de ondas, uma de várias formulações equivalentes da mecânica quântica.
- ❖ Broglie fundamentou que, assim como os fotões de energia electromagnética têm um momentum relacionado com o seu comprimento de onda ($p = h / \lambda$), as partículas de matéria devem ter um comprimento de onda relacionado com o seu momentum:

➤ **Einstein, Planck** $E = h\nu$ *mas* $E = pc$ $\lambda = \frac{h}{mv}$

Luz $p = \frac{h}{\lambda}$ *então*

$h \sim 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}, m_e \sim 10^{-31} \text{ kg}$

where p = momentum of particle, m = mass of particle, v = velocity of particle and h = Planck's constant.

Modelos Atômicos 5: Modelo Quântico

Teoria "Partícula/Onda"

Louis De Broglie (1924)

Vejam como a proposta "partícula-onda" de De Broglie, explica a quantização dos estados estacionários de Bohr (Níveis). O segundo postulado de Bohr afirma que:

- Um electrão pode ocupar apenas certas órbitas permitidas ou estados estacionários, em que o momento angular orbital, L , do electrão é um múltiplo inteiro da constante de Planck (h) dividida por 2π . Matematicamente, isto pode ser escrito como: $L = n h / 2\pi$

De Broglie propôs que as órbitas permitidas de Bohr, correspondem ao raio onde os electrões formaram ondas estacionárias ao redor do núcleo.

- A condição de formação da onda estacionária, dependia de um número inteiro, n , em que o comprimento de onda de Broglie (λ), deve caber à volta da circunferência de uma órbita de raio r .

$$n L = 2 \pi r \quad \text{Substituindo } \lambda \text{ da relação de Broglie, temos: } \lambda = \frac{h}{mv} \quad \left\{ \begin{array}{l} n (h / mv) = 2 \pi r \\ m v r = n h / 2 \pi \end{array} \right.$$

- De Broglie foi então capaz de explicar a estabilidade das órbitas dos electrões no átomo de Bohr. Quando um electrão está numa das órbitas permitidas ou estados estacionários, ele se comporta como se fosse uma onda estacionária, e não uma partícula experimentando aceleração centrípeta. Assim, o electrão não emite radiação electromagnética, quando está num estado estacionário dentro do átomo.

Modelos Atômicos 5: Modelo Quântico

Teoria "Partícula/Onda"

Louis De Broglie (1924)

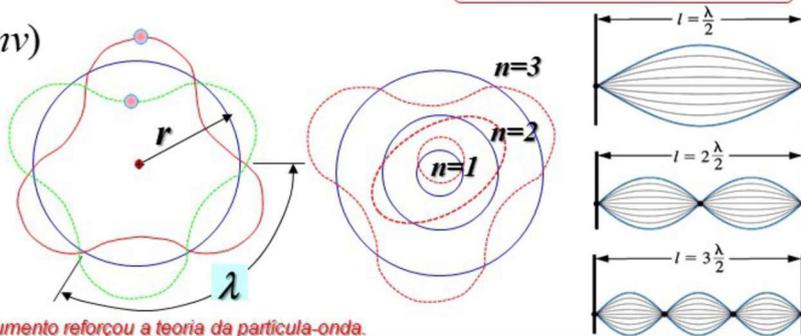
Uma vez que (mvr) é a expressão correcta para o momento angular orbital, L , do electrão em órbita ao redor do núcleo, De Broglie tinha conseguido mostrar que as órbitas permitidas de Bohr (ou estados estacionários) são aquelas para as quais a circunferência da órbita pode conter exactamente um número inteiro de comprimentos de onda de De Broglie. Assim, o primeiro estado estacionário de energia ($n = 1$) corresponde a uma órbita permitida contendo um comprimento de onda completo dos electrões, o segundo estado estacionário ($n = 2$) corresponde a uma órbita permitida contendo dois comprimentos de onda completos dos electrões, e assim por diante.

O comprimento de onda de um electrão de Broglie é: $2\pi r = n\lambda \quad (n = 1, 2, 3, \dots)$

$$2\pi r = nh / (mv)$$

$$\lambda = h / (mv)$$

$$mvr = n\hbar$$



Este argumento reforçou a teoria da partícula-onda.

Modelos Atômicos 5: Modelo Quântico

❖ Princípio da Incerteza

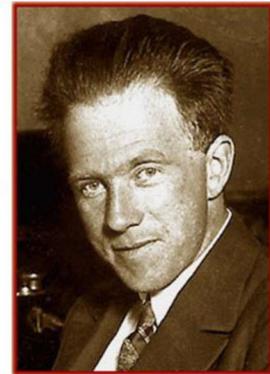
❖ Heisenberg (1926)

❖ Segundo o Princípio da Incerteza do alemão Heisenberg, não se pode conhecer com precisão absoluta a posição ou o momento (e, portanto, a velocidade) de uma partícula. Isto acontece porque para medir qualquer um desses valores acabamos alterando-os, e isto não é uma questão de medição, mas sim de física quântica e da natureza das partículas.

❖ O princípio da incerteza é equacionado através da fórmula:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{2}$$

- ❖ "Não se pode determinar simultaneamente a posição e o momentum de um electrão".
- ❖ Você pode descobrir onde o electrão está, mas não para onde ele vai...
- ❖ Ou ... Você pode descobrir para onde o electrão vai, mas não onde ele está!



Heisenberg (1901-1976),

❖ No seu nível mais fundamental, o princípio da incerteza é uma consequência da dualidade partícula-onda e do princípio de Broglie. Se uma partícula se encontra numa região com erro Δx , então seu comprimento de onda natural deve ser menor que Δx , o que requer um momento elevado, variando entre $-h/\Delta x$ e $h/\Delta x$. Aí está a incerteza! O raciocínio é análogo para a indeterminação do momentum.

Modelos Atômicos 5: Modelo Quântico

❖ Princípio da Incerteza

❖ Heisenberg (1926) – Medir a posição e a velocidade dum electrão...

- ❖ A Luz brilhante incide nos electrões e a luz reflectida é detectada através de um microscópio.
- ❖ Incerteza mínima na posição é dada pelo comprimento de onda da luz.
- ❖ Assim, para determinar a posição do electrão com maior precisão, é necessário usar uma luz com um comprimento de onda mais curto.
- ❖ Pela lei de Planck $E = hc / \lambda$, um fóton com um comprimento de onda mais curto, tem mais energia...
- ❖ Assim, iria provocar um desvio maior no electrão..
- ❖ Mas, para determinar com precisão a sua velocidade, esse desvio (momentum), deveria ser pequeno....
- ❖ Isso significa usar luz de comprimento de onda mais longo!..



Modelos Atômicos 5: Modelo Quântico

❖ Princípio da Incerteza

❖ **Heisenberg (1926) – Medir a posição e a velocidade dum electrão...**

❖ Implicações

- ❖ É impossível saber com precisão a posição e a velocidade exacta, ou seja, $\Delta x = 0$ e $\Delta p = 0$;
- ❖ Estas incertezas são inerentes ao mundo físico e não tem nada a ver com a habilidade do observador.
- ❖ Porque h é tão pequeno, essas incertezas não são observáveis em situações cotidianas normais.

$$h = 1.054 \times 10^{-34} [J.s]$$

❖ Papel de um observador na Mecânica Quântica

- ❖ O observador não é objetivo nem passivo.
- ❖ O acto de observação altera o sistema físico de forma irrevogável.
- ❖ Isto é conhecido como **realidade subjectiva...**

No Mundo Clássico

- ❖ O observador é objetivo e passivo.
- ❖ Os eventos físicos acontecem independentemente da existência ou não de um observador...
- ❖ Isto é conhecido como **realidade objetiva.**

Modelos Atômicos 5: Modelo Quântico

❖ Mecânica Quântica

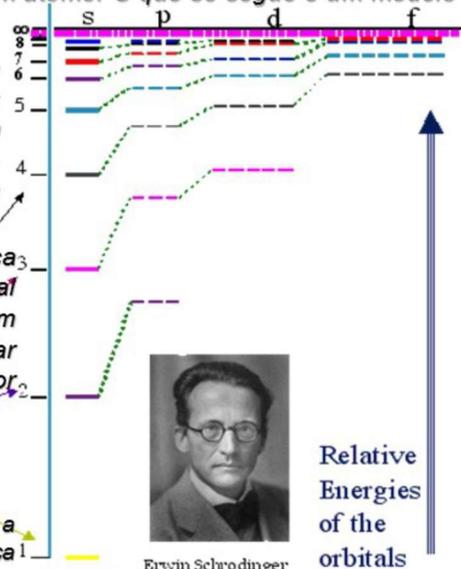
❖ **Erwin Schrodinger (1927)**

❖ **Energias relativas para Orbitais:** A solução da equação de Schrödinger leva a números quânticos que fornecem o endereço dos electrões num átomo. O que se segue é um modelo do átomo baseado nesta teoria.

❖ No modelo quântico o conceito clássico de trajetória, característico das partículas macroscópicas (por exemplo: bola de ténis), é assim substituído pelo conceito de "nuvem de probabilidade", que designamos por orbital para os electrões.

❖ Na descrição do átomo no contexto da mecânica quântica, substitui-se o conceito da órbita pelo orbital atómico. Um orbital atómico é a região do espaço em torno do núcleo, em que a probabilidade de encontrar um electrão é mais elevada. Cada orbital tem um valor associado de Ψ^2 e um certo valor de energia.

❖ As contribuições de Erwin foram a mecânica ondulatória e a mecânica quântica. Ele escreveu artigos sobre mecânica ondulatória, que o levaram à mecânica quântica.



Modelos Atômicos 5: Modelo Quântico

Mecânica Quântica

Erwin Schrodinger (1927)

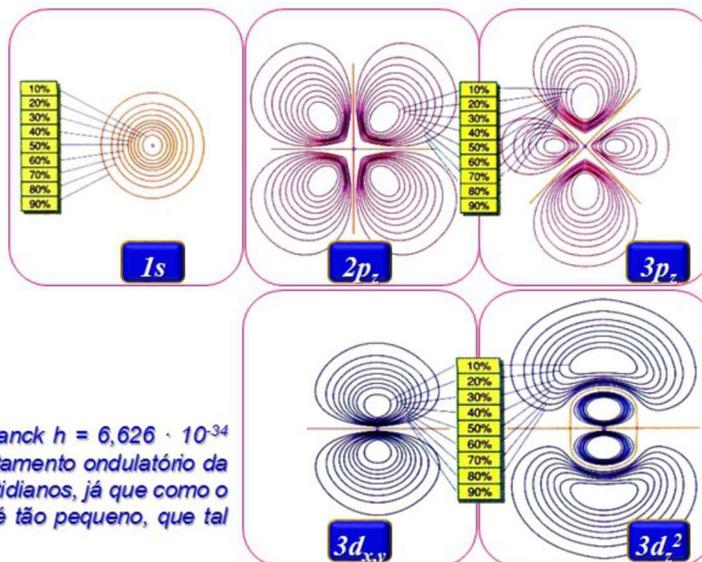
- ❖ Cada solução da equação de onda de Schrödinger, descreve um possível estado do electrão, chamado de orbital atômico, um conceito análogo à órbita no modelo de Bohr.

$$H \cdot \Psi = E \cdot \Psi$$

- ❖ Onde H é um operador matemático chamado Hamiltoniano e E é a energia dos níveis permitidos. A função de onda Ψ não tem significado físico em si, mas o seu quadrado de uma região de espaço Ψ^2 é um indicador da probabilidade de encontrar um electrão nesta região espacial.

$$\left(\frac{-\hbar^2}{8 \pi^2 m} * \frac{\partial^2}{\partial x^2} + U - j \frac{\hbar}{2\pi} * \frac{\partial}{\partial t} \right) \Psi = 0$$

- ❖ O baixo valor da constante de Planck $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ J/s impede de perceber o comportamento ondulatório da matéria em objetos grandes ou cotidianos, já que como o comprimento de onda associado é tão pequeno, que tal comportamento é indetectável.



Modelos Atômicos 5: Modelo Quântico

Mecânica Quântica

- ❖ O Modelo atômico actual, é um modelo matemático-probabilístico que se baseia em três princípios tendo por base o Modelo de Bohr:
 - **O movimento do Electrão - Louis de Broglie - Princípio da Dualidade da Matéria:** Se as ondas electromagnéticas se comportam como partículas, uma partícula em movimento deve ter características ondulatórias – O electrão apresenta características Duplas, ou seja, comporta-se **como matéria** e **como energia**, sendo portanto, uma “partícula-ondulatória”.
 - **A ideia de órbita é questionada – Heisenberg -Princípio da Incerteza de :** é impossível determinar com precisão a posição e a velocidade de um electrão, num mesmo instante.
 - **Então... Se não há órbita – Schrodinger – Orbital:** existe uma região em torno do núcleo, na qual a probabilidade de encontrar um electrão é máxima.
- ❖ **A mecânica quântica do Átomo :** As divergências acabaram através da descoberta das propriedades ondulatórias dos electrões e no desenvolvimento não relativista e, mais tarde, a mecânica quântica relativista como referencial teórico para lidar com o comportamento de carácter duplo onda/partícula do electrão...
- ❖ Estas teorias desenfazaram a localização exacta e velocidade do electrão como uma partícula e englobam versões mais naturais, mas mais elaboradas da quantização do momentum angular do electrão...



UNIVERSIDADE FEDERAL
DE RONDÔNIA



***Coleção de Passatempos
sobre Modelos Atômicos
para alunos do ensino
médio***



Rubem Olinó da Rosa

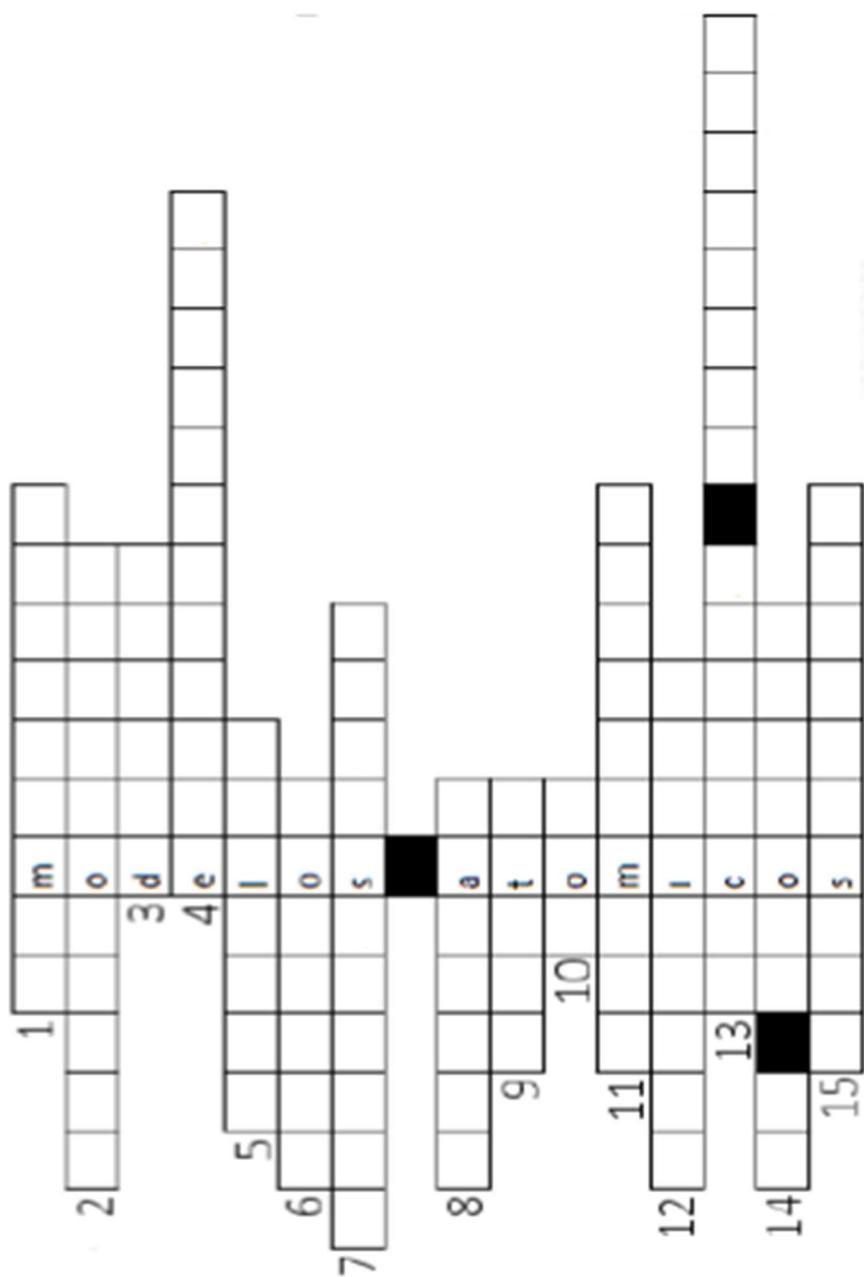
Professor Orientador: Dr^o

Ricardo de Souza Costa

MNPEF Mestrado Nacional
Profissional em
Ensino de Física

1. Foi um dos pioneiros do modelo atômico ao lado de Leucipo.....
2. Ele “sintetizou” o modelo atômico e influenciou as ciências por quase 2000 anos....
3. O químico que – 2000 anos depois – “ressuscitou” a teoria quântica....
4. Depois de Dalton, os Físicos perceberam que a matéria tinha....
5. Para explicar teorias da ciência precisa-se de
6. O átomo era “um pudim de passas” para....
7. Rutherford foi mais ousado e afirmou que o átomo tinha núcleo e
8. Bohr afirmou que os átomos giram em....
9. Numa orbita estacionário o elétron não e nem absorve energia
10. Ao “saltar” de uma orbita para a o elétron emite também
11. Ele aperfeiçoou o modelo de Bohr....
12. Ele introduziu também novos números chamados de
13. O mundo atômico não seria mais o mesmo depois dá....
14. Ele defendeu que o átomo era uma partícula e também uma onda....
15. Para ele, uma partícula não tem “não tem endereço certo” no átomo....

Responda as perguntas preenchendo a cruzadinha

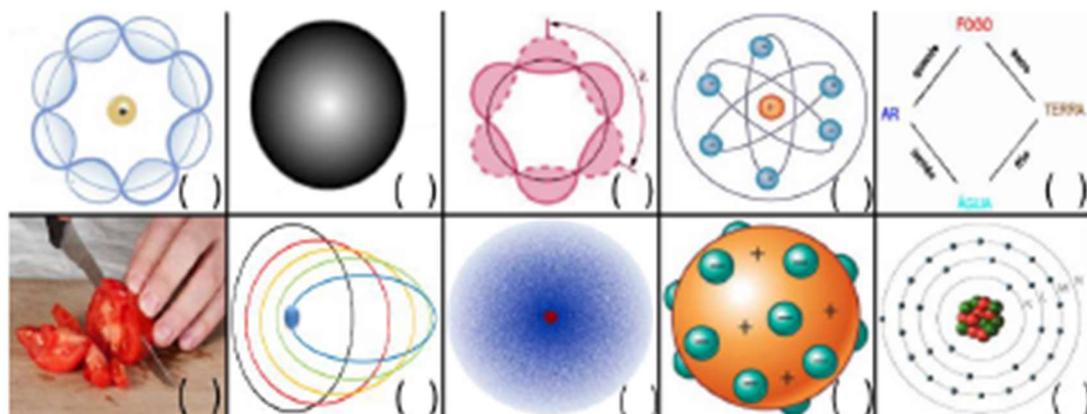


Localize abaixo os grandes cientistas que se destacaram na história do átomo

- Bohr
- Broglie
- Sommerfeld
- Einstein
- Rutherford
- Heisenberg
- Schrodinger
- Dalton
- Leucipo
- Demócrito
- Aristóteles

R Ñ C I E P É Ó Q Ò P C F Q
E Ñ L E U C I P O M C V C E
A W E Ò A D E M O C R I T O
Ê Ç A R I S T O T E L E S B
Ñ G E Ñ A Á X A B Í B O H R
Z D I A Ñ À T B R O G L I E
D A N R U T H E R F O R D É
F L S O M M E R F E L D X Ê
B T T A O D É V Â W Ñ O L B
É O E R O U À I Ò Ú Ü E P I
M N I Ç Z Ü Ç Í R N R V À À
É Ü N H E I S E N B E R G Ò
Á Á B O Y Á F Ò B Í É M Í Ú
P S C H R O D I N G E R C Ü

Associe o Modelo Atômico ao nome Cientista.



1. *Átomo de Leucipo/Demócrito*
2. *Átomo de Aristóteles*
3. *Átomo de Dalton*
4. *Átomo de Thomson*
5. *Átomo de Rutherford*
6. *Átomo de Bohr*
7. *Átomo de Sommerfeld*
8. *Átomo de De Broglie*
9. *Átomo de Schrodinger*
10. *Átomo Quântico*

Identifique os grandes nomes da Física



- () Thomson
- () Max Planck
- () De Broglie
- () Dalton
- () Bohr
- () Newton
- () Leucipo
- () Schrodinger
- () Heisenberg
- () Rutherford
- () Einstein

Complete:

1. A teoria atômica surgiu na _____ no 4º século antes de Cristo. Surgiu com os pensadores _____ e _____. Porém, foi o filósofo _____ quem definiu o átomo filosófico. O químico John _____ retomou a ideia atomística _____ dois mil anos depois. Para ele, os átomos são _____ e _____ e tem a capacidade de combinar-se.

2. Com a descoberta da _____ surge um novo modelo atômico. _____ propõe um átomo com cargas _____ e _____. Rutherford deu um passo gigantesco para compreender o átomo quando descobre a _____. As partículas descobertas foram _____ e _____. Ele propõe um átomo comparado ao _____. Para Rutherford no núcleo estão os _____ e praticamente toda _____ do átomo.

3. Bohr ao estudar espectros propõe que os elétrons movem-se em _____. Quando o elétron "salta" de uma _____ para a outra, ele emite _____.

4. Sommerfeld propôs que as orbitas podem ser _____ ou _____. Propôs também o número quântico secundário ou _____. De Broglie propôs que os elétrons podem ser _____ ou _____.

5. Para Heisenberg, não se pode conhecer com precisão absoluta a _____ ou o _____ de uma partícula. Erwin Schrodinger desenvolveu a _____ de _____. Seu átomo é um modelo matemático que surge a palavra _____. (Uma região onde é mais provável encontrar o elétron)

1. Onda
2. Grécia
3. Thomson
4. Camada
5. Orbital
6. Prótons
7. Dois
8. Radiação
9. Partícula
10. Circulares
11. Negativas
12. Leucipo
13. Massa
14. Onda
15. Demócrito
16. Sistema Solar
17. Cor
18. Alfa
19. Momento
20. Aristóteles
21. Beta
22. Equação
23. Elípticas
24. Esféricos
25. Gama
26. Posição
27. Dalton
28. Orbitais
29. Eletricidade
30. Azimutal

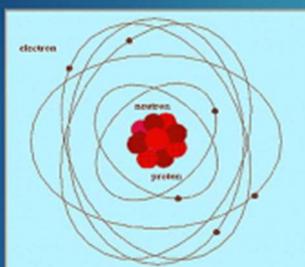
Evolução dos Modelos Atômicos



RUBEM O. DA ROSA

AS TRÊS CIÊNCIAS DO ÁTOMO

ÁTOMO/ILUSTRAÇÃO



CIÊNCIAS

- ▶ 1) **A ELETRICIDADE** – Elétrons livres subtraídos do átomo.
- ▶ 2) **FÍSICA NUCLEAR** – Trata do núcleo do átomo.
- ▶ 3) **QUÍMICA** – Combinações dos elétrons da "periferia" do átomo.

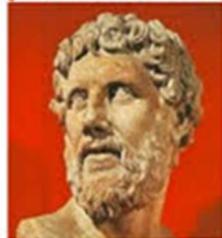
O INÍCIO DO ATOMISMO (IV a.C.)

LEUCIPO DE MILETO

- A matéria pode ser dividida até uma partícula indivisível
- essa partícula recebe o nome de átomo



Demócrito de Abdera (460 - 360 AC)



La materia está formada por átomos

A IDÉIA INICIAL DOS ATOMISTAS

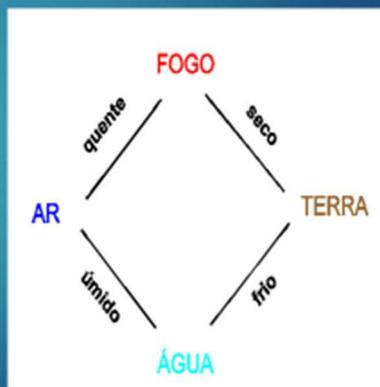
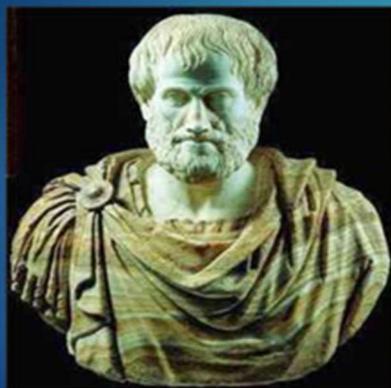


- ▶ A matéria não é algo contínuo.
- ▶ Há partículas duras/sólidas na matéria.
- ▶ Os átomos são indestrutíveis.
- ▶ Há espaços vazios nos átomos.
- ▶ A matéria se desagrega, se dissolve, MAS seus elementos básicos permanecem incólumes.
- ▶ Os atomistas defendem o vazio, a ausência da matéria, o nada.
- ▶ O átomo dos atomistas são feitos da mesma substância. (diferem em tamanho, forma, movimentos, arranjos geométricos).

A OPOSIÇÃO AO ATOMISMO

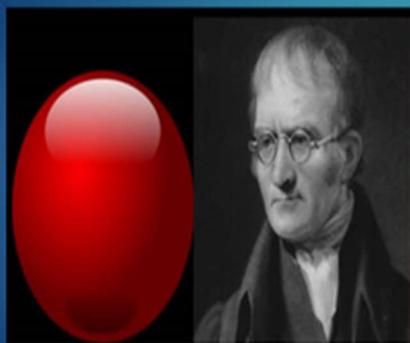
- ▶ A própria noção de átomo é incompatível com a LÓGICA.
- ▶ A LÓGICA não admite a existência do "vazio" na matéria.
- ▶ Aristóteles diferenciou as REALIDADES FÍSICAS aos domínios;
 - ▶ a) **Celestes**: Inalterável, Perfeito em função do elemento que o compõe – o Éter.
 - ▶ b) **Terrestres**: Corruptível e sujeito a todo tipo de transformação.

O MODELO "FILOSÓFICO" (Definido por Aristóteles)



MODELO ATÔMICO DE DALTON

1803 d. C

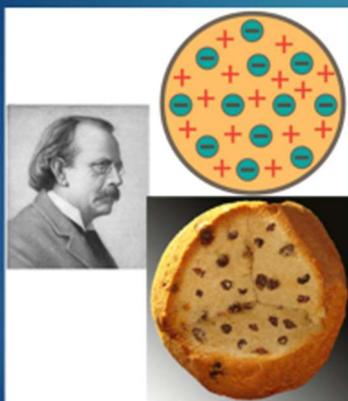


Modelo "Químico"

- ▶ Esféricos, maciços e indivisíveis.
- ▶ Átomos combinam-se em proporções fixas e definidas.
- ▶ Átomos de um mesmo elemento químico tem o mesmo peso atômico.
- ▶ Não explicava a eletricidade da matéria.
- ▶ Não explicava a radioatividade de alguns átomos.

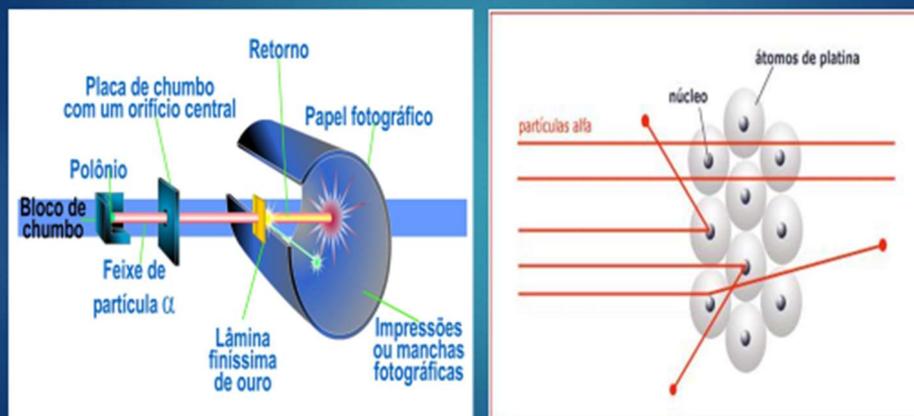


MODELO ATÔMICO DE THOMSON



- ▶ Em 1897 d.C. Thomson propõe um novo Modelo Atômico.
- ▶ Fazendo experiências com gases em pressões baixíssimas a altas voltagens, ele descobriu que existiam partículas negativas na matéria.
- ▶ ENTÃO era possível "dividir" o átomo, já que haviam partículas ainda menores chamadas de ELÉTRONS.
- ▶ Sendo assim a carga elétrica do átomo é nula.
- ▶ O Elétron havia sido descoberto.

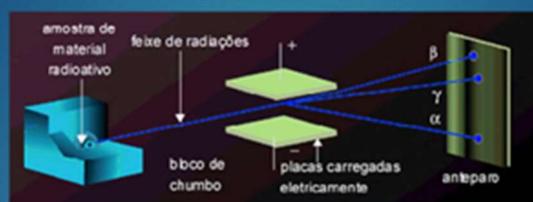
A EXPERIÊNCIA DE RUTHERFORD (1910)



CONCLUSÕES DA EXPERIÊNCIA

- ▶ O modelo de Thomson é inconsistente.
- ▶ Investigaram os ângulos que as partículas alfa (α) eram espalhadas ao passar pela folha de platina e "bater" no papel fotográfico.
- ▶ MUITAS partículas sofriam PEQUENOS desvios.
- ▶ POUCAS partículas sofriam GRANDES desvios.
- ▶ ALGUMAS partículas eram refletidas para TRÁS.
- ▶ CONCLUSÃO; toda carga POSITIVA do átomo, e a maior parte da MASSA, estavam concentradas num volume muito pequeno.
- ▶ O núcleo é a parte central com os elétrons ocupando o resto do espaço no átomo. Ele é aproximadamente 100.000 vezes menor que o átomo. Contém a maior parte da massa.
- ▶ O átomo é 99,99% de espaço vazio.

A EXPERIÊNCIA COM A RADIAÇÃO

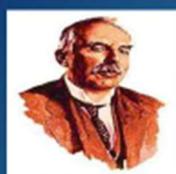


CONCLUSÃO DAS EXPERIÊNCIAS Iº

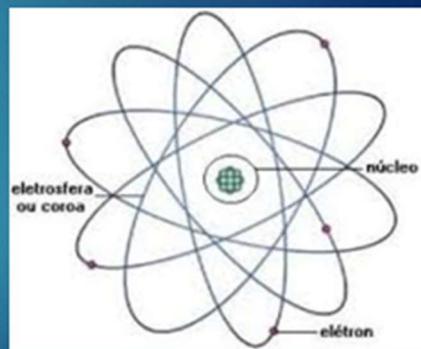
- ▶ Um átomo não é formado apenas por carga POSITIVA e NEGATIVA.
- ▶ Existem átomos que emitem partículas energéticas alfa (α +), partículas beta (β -) e raios gama (γ /neutros).
- ▶ Se um núcleo fica instável, por qualquer razão, ele emite e absorve partículas.
- ▶ Radiação é uma energia na forma de ondas eletromagnéticas, ou partículas, viajando pelo ar.
- ▶ **Partícula alfa (+):** pouco poder de penetração. Perdem energia rapidamente quando colidem com as moléculas do ar. Sua Radiação é interceptada por uma folha de papel, a pele. Podem no máximo causar queimaduras.
- ▶ Sua velocidade é 5% da velocidade da luz (± 20.000 Km/s)

CONCLUSÃO DAS EXPERIÊNCIAS IIº

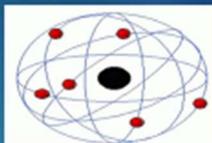
- ▶ **Partículas Beta (-):** É sete mil vezes mais leve que a partícula alfa/a. Sua velocidade pode chegar a 95% a velocidade da luz. Ela atravessa uma folha de papel, porém é interceptada por uma fina placa de chumbo (2mm). A radiação beta atravessa a camada superficial da pele, podendo causar queimaduras, porém sem chegar a atingir os órgãos internos. Estudos mostram que ele ioniza as moléculas gerando os radicais livres. Penetra 50 a 100 vezes mais que as alfa.
- ▶ **Raios Gama:** Atravessa facilmente uma folha de papel, a placa de chumbo e até uma chapa de aço. Só uma parede de chumbo (5cm) ou um enorme bloco de concreto. Passa pelo corpo humano e causa danos irreparáveis nas células (altera o DNA). Tem a velocidade da luz. Usados corretamente as radiações gamas são utilizadas para destruir células cancerosas.



MODELO ATÔMICO DE RUTHERFORD



MODELO PLANETÁRIO



- ▶ O Átomo é formado por um núcleo muito pequeno, com carga positiva, no qual se concentra praticamente toda a massa do átomo.
- ▶ Ao redor do núcleo circulam os elétrons de carga negativa em orbitas circulares. O átomo é praticamente vazio.
- ▶ Para Rutherford, a força de atração gravitacional do núcleo/Centrípeta era compensada pela força centrífuga do elétron em órbita.
- ▶ A grande contribuição de Rutherford foi perceber que o átomo tinha mais do que apenas partículas positivas e negativas. Ele foi além, γ e descobriu que os átomos também emitiam partículas/raios alfa(α^+), Beta (β^-) e gama (γ /neutros).

CONCLUSÕES SOBRE O ÁTOMO DE RUTHERFORD

OBJEÇÕES

- ▶ Uma carga negativa em movimento ao redor de uma carga positiva estacionária, adquire movimento espiral em direção a carga positiva acaba por colidir com ela.
- ▶ Uma carga negativa, em movimento, irradia/perde energia constantemente/Maxwell emitindo radiação.
- ▶ O átomo em seu estado normal não emite radiação.

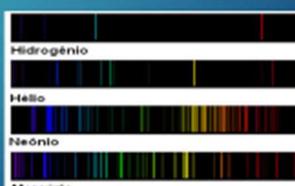
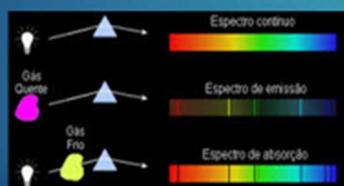
O ÁTOMO EM COLAPSO



Neils Bohr (1913)



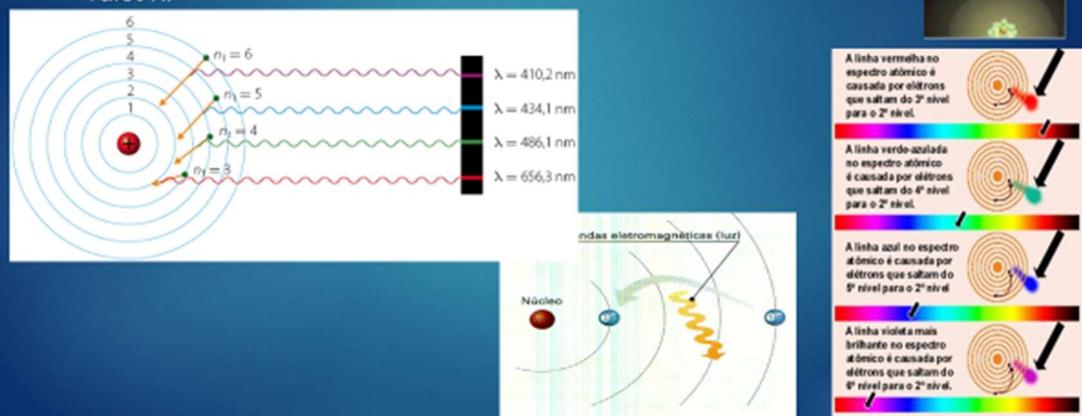
- ▶ Estudava espectros de emissão do gás Hidrogênio.
- ▶ O gás Hidrogênio, aprisionado numa ampola e submetida a alta diferença de potencial, emite luz vermelha. Ao passar por um prisma, essa luz se subdividia em diferentes comprimentos de onda e frequência, caracterizando um ESPECTRO LUMINOSO DESCONTINUO.



ÁTOMO – MODELO DE BOHR - 1913

- ▶ Em 1913, Bohr retomou uma teoria proposta, em 1900, por Max Planck, segundo a qual “ a energia não é emitida em forma contínua, mas em blocos, denominados QUANTUM.
- ▶ Ao retomar esta teoria, Bohr propôs que o elétron ao girar em torno do núcleo, não estaria obedecendo à Mecânica Clássica, mas sim à Mecânica Quântica.
- ▶ Essas ideias ele resumiu em Postulados;
- ▶ a) Os elétrons movem-se ao redor do núcleo em sete órbitas bem definidas, ou camadas eletrônicas, denominadas órbitas estacionárias K, L, M, N, O, P e Q. Em cada camada os elétrons possuem uma quantidade fixa de energia.
- ▶ b) Movendo-se numa órbita estacionária o elétron não emite nem absorve energia.
- ▶ c) Ao saltar de uma órbita estacionária o elétron emite ou absorve uma quantidade bem definida de energia.

- ▶ d) Recebendo UM QUANTUM de energia (térmica, elétrica ou luminosa) do exterior, o elétron salta de uma órbita mais interna para outra mais externa. Ao “voltar” de uma órbita mais externa para uma mais interna ele emite, na forma de luz uma cor bem definida ou outra radiação eletromagnética, como ultravioleta ou raios X.



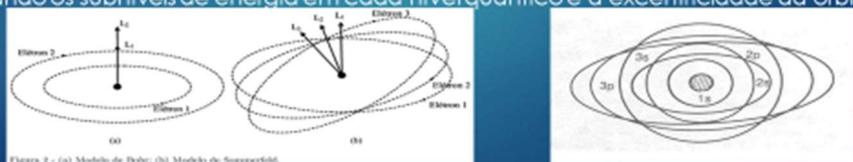
O Abandono do Modelo de Bohr

- ▶ Bohr desenvolveu um modelo de átomo de hidrogênio que explicava porque as frequências emitidas obedeciam uma lei tão simples baseado em seus postulados. Os níveis de energia quantizados para os elétrons podiam ser calculados ($n = 1, 2, 3, \dots$).
- ▶ O máximo de elétrons em qualquer nível sendo limitado por $2(n)^2$, assim $n=1$ contendo no máximo 2 elétrons, $n=2$, 8 elétrons, $n=3$, 18 elétrons e assim sucessivamente.
- ▶ Apesar do sucesso espetacular, o modelo foi abandonado 12 anos depois.
- ▶ O modelo de Bohr funcionou muito bem para o espectro do hidrogênio. Com outros átomos o espectro não era observado.
- ▶ O modelo era incapaz de explicar detalhes dos espectros dos átomos multieletrônicos e as ligações químicas.
- ▶ A CONCLUSÃO FOI QUE, NO MESMO NÍVEL DE ENERGIA... EXISTEM SUBNÍVEIS.

MODELO ATÔMICO BOHR/SOMMERFELD (1924)



- Sommerfeld aperfeiçoou o modelo de Bohr. Para fazer coincidir as frequências calculadas com as experimentais, concluiu que o núcleo do átomo não permanece imóvel, sendo que tanto o núcleo como o elétron, se movem em torno da massa do sistema localizado muito perto do núcleo.
- Para explicar o desdobramento das linhas espectrais, observadas usando um espectroscópio de melhor qualidade, Sommerfeld assumiu que as órbitas dos elétrons podem ser circulares e elípticas.
- Introduziu o número quântico secundário ou azimutal, agora chamado de l , que tem os valores $0, 1, 2, \dots (n-1)$, e indica o momento angular do elétron na órbita em unidades de $h/2\pi$, determinando os subníveis de energia em cada nível quântico e a excentricidade da órbita.



O ÁTOMO DE SOMMERFELD

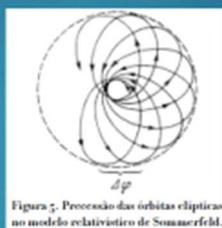
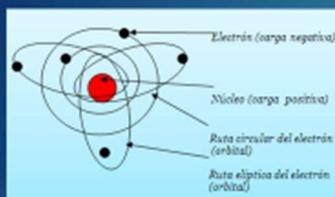


Figura 5. Precessão das órbitas elípticas no modelo relativístico de Sommerfeld.

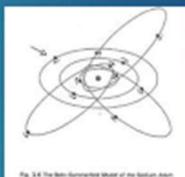
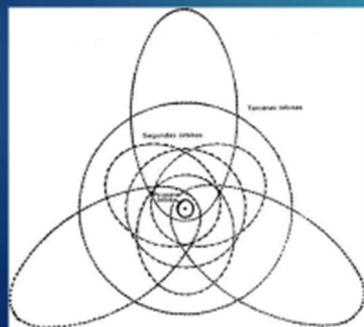
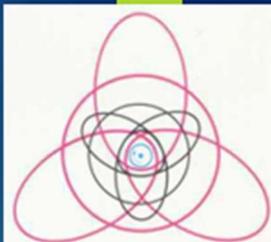


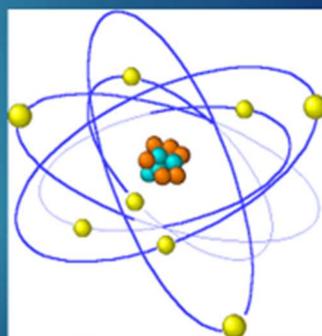
Fig. 3.4 The Bohr-Sommerfeld Model of the Hydrogen Atom

$l=0$	$l=0$ $l=1$	$l=0$ $l=1$ $l=2$	$l=0$ $l=1$ $l=2$ $l=3$
$n=1$	$n=2$	$n=3$	$n=4$

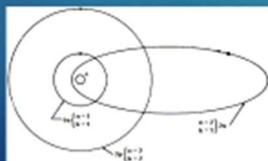
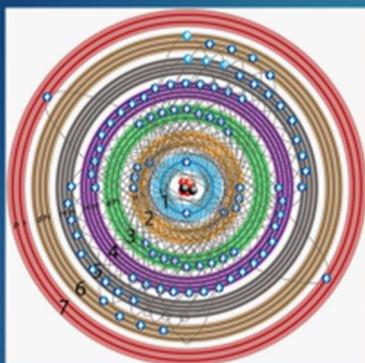
OS SUBNÍVEIS DE SOMMERFELD

Sommerfeld utilizou um número chamado de número quântico secundário ou azimutal (l) para representar as órbitas. Para cada n , n possíveis valores de l . Aos subníveis foram dados os nomes que aparecem na tabela. Foi determinado que o número máximo de elétrons num subnível é dado por $2(2l + 1)$.

Nome	"l"	Valor de	Capacidade $2(2l + 1)$
"s" (sharp)	0		2
"p" (principal)	1		6
"d" (diffuse)	2		10
"f" (fundamental)	3		14
"g"	4		18
"h"	5		22
"i"	6		26



MODELO DE BOHR/SOMMERFELD

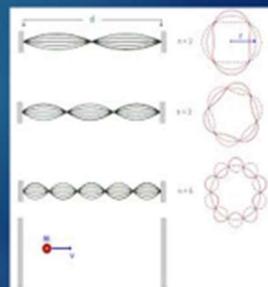


CONCLUSÕES

- ▶ Os níveis de energia eram divididos em regiões ainda menores, surge os SUBNÍVEIS.
- ▶ O nome dos subníveis era de acordo com a forma geométrica em que eram observados (circulares ou elípticas).
- ▶ Do ponto de vista teórico descobriu que alguns elétrons atingiam a frações significativas da velocidade da luz.
- ▶ Uniu a Teoria da Relatividade com a Teoria da Mecânica Quântica.
- ▶ Camadas eletrônicas ELIPTICAS.

MODELO ATÔMICO DE LOUIS DE BROGLIE (1924)

- ▶ Ele propôs que cada tipo de partícula tem tanto propriedade de onda como de partícula. Assim os elétrons podem ser considerados tanto partículas como ondas.
- ▶ De Broglie foi capaz de explicar a estabilidade das órbitas dos elétrons no átomo de Bohr. Quando um elétron está numa órbita permitida, ou estados estacionários, ele se comporta como se fosse uma onda estacionária, e não uma partícula experimentando aceleração centrípeta. Assim o elétron não emite radiação eletromagnética, quando está num estado estacionário dentro do átomo.
- ▶ De Broglie propôs que as orbitas permitidas de Bohr, correspondem ao raio onde os elétrons formam ondas estacionárias ao redor do núcleo.



1º) O impacto da proposta de De Broglie foi enorme. Ele forneceu uma interpretação física da quantização de Bohr aos estados estacionários dentro do átomo. O impacto seguinte foi de fornecer uma nova maneira de descrever a natureza da matéria, o que ajudou e muito no desenvolvimento da Mecânica Quântica.

2º) Foi preparando sua tese de doutorado – que foi “revisada” por Einstein – que ele usa o conceito de onda-partícula para corpos materiais.

3º) Ele percebeu o fato de que as regras de quantização envolviam números inteiros. Sabia-se, desde muito tempo, que os números inteiros eram fundamentais em todos os ramos da Física onde os fenômenos ondulatórios estavam presentes; elasticidade, acústica e ótica. Os números inteiros são necessários para explicar a existência de ondas estacionárias.

4º) Seria portanto, permitido pensar que a interpretação de quantização conduziriam a introdução de um aspecto ondulatório no comportamento dos elétrons atômicos.

5º) Podendo a matéria ter características de uma onda, qual seria o comprimento de onda equivalente? Para chegar a sua relação fundamental De Broglie considerou a questão mais simples possível, isto é um corpúsculo em movimento retilíneo com energia e momentum conhecidos.

6) O comprimento de onda de um elétron de De Broglie é; $2\pi r = n \cdot \lambda$ ($n = 1, 2, 3, \dots$)

$2\pi r = nh/(mv)$
 $\lambda = h/(mv)$
 $mvr = n\hbar$

Este argumento reforçou a teoria da partícula-onda.

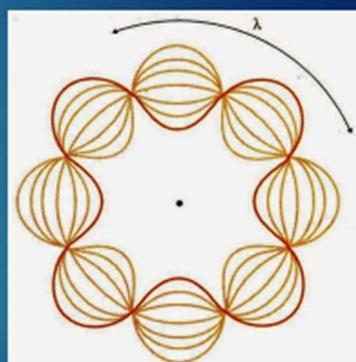
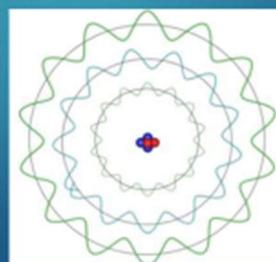
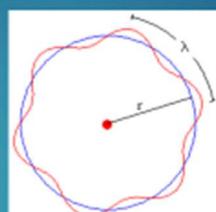
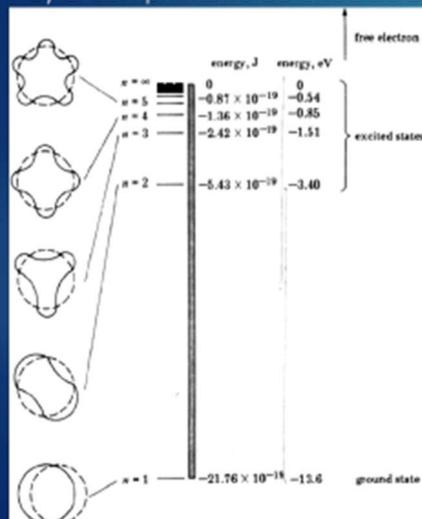
Einstein, Planck Luz $E = h\nu$ *mas* $E = pc$ $\lambda = \frac{h}{mv}$
 $p = \frac{h}{\lambda}$ *então*

$h \sim 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$, $m_e \sim 10^{-31} \text{ kg}$

7) Relação fundamental de De Broglie; $p = \frac{h}{\lambda} \rightarrow \lambda = \frac{h}{p}$

a) Para as partículas não relativísticas temos; $p = m \cdot v$ e

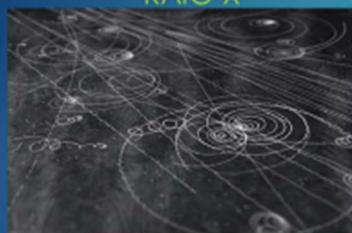
b) O comprimento de onda de De Broglie para a partícula; $\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$



PRINCIPIO DA INCERTEZA HEISENBERG (1926)



RAIO X



CONCLUSÕES

- ▶ Nunca saberemos onde os elétrons de um átomo estão exatamente.
- ▶ "Somem" de um lugar e ... "reaparecem" em outro.
- ▶ Não é possível "prever" o caminho que fazem de um lugar à outro.
- ▶ Átomos tem um comportamento "imprevisível".
- ▶ Se fossemos do tamanho de um átomo ora seríamos ONDA, ora PARTICULAS.
- ▶ ORBITA PRECISA.....ENERGIA IMPRECISA.
ENERGIA PRECISA.....ÓRBITA IMPRECISA.

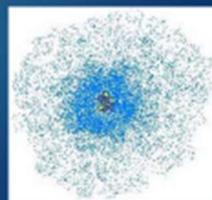
Ele é mais ousado;

1) Não existe uma **ÓRBITA** definida para o elétron, assim os orbitais podem ser considerados **NUVENS** que correspondem as regiões máximas de probabilidades de encontrar 1/Um elétron.

2) É **IMPOSSIVEL**, determinar a exata **POSIÇÃO** de um elétron no átomo. Por isso, o elétron é mais bem caracterizado pela sua **ENERGIA** do que por sua **POSIÇÃO**, **VELOCIDADE** ou **TRAJETÓRIA**.

3) Podemos até descobrir onde o elétron **ESTÁ**, mas não saberemos para onde **VAI**.

4) O **Princípio da Incerteza** é equacionada através da fórmula; $\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{2}$



MODELO QUÂNTICO ERWIN SCHORODINGER (1927)



► Em 1927 desenvolveu a equação de Onda;

$$\frac{d^2 \Psi}{dx^2} + \frac{d^2 \Psi}{dy^2} + \frac{d^2 \Psi}{dz^2} + \frac{8\pi^2 m_e}{h^2} (E - V(x,y,z)) \Psi(x,y,z) = 0$$

Labels: Função Onda, Massa do electrão, Energia potencial em x,y,z, Como Ψ varia no espaço, Energia quantizada total, do sistema atómico.

► O que mudou com o **Modelo Quântico**?

► a) O movimento do elétron no átomo é como uma **ONDA**.

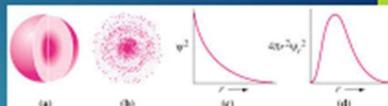
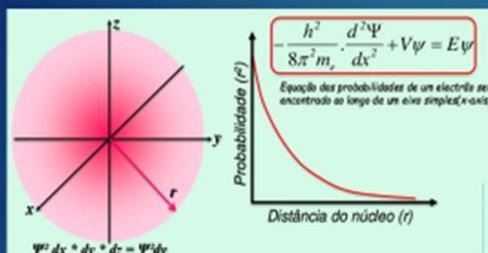
► É substituída a visão clássica do elétron como uma **PARTÍCULA**.

► Perde sentido a palavra **ÓRBITA** e surge a palavra **ORBITAL** (É uma zona, não uma **linha/lugar exato/definido**) do **espaço, ao redor do núcleo**, onde é mais provável encontrar o **elétron**.

► É utilizado equações matemáticas para gerar uma série de equações para descrever o comportamento dos elétrons no átomo.

► As equações de onda ou funções de onda são designadas pela letra grega ψ .

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E_T - E_P) \Psi = 0$$



$$\hat{H} \cdot \Psi = E \cdot \Psi$$

► Onda \hat{H} é um operador matemático chamado Hamiltoniano e E é a energia dos níveis permitidos. A função de onda Ψ não tem significado físico em si, mas o seu quadrado de uma região de espaço Ψ^2 é um indicador da probabilidade de encontrar um electrão nesta região espacial.

$$\left(\frac{-\hbar^2}{8\pi^2 m} \nabla^2 + V \right) \Psi = E \Psi$$

► O baixo valor de constante de Planck $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ J.s impede de perceber o comportamento ondulatório da matéria em objetos grandes ou colidários, já que como o comprimento de onda associado é tão pequeno, que tal comportamento é indetectável.



O ÁTOMO QUÂNTICO



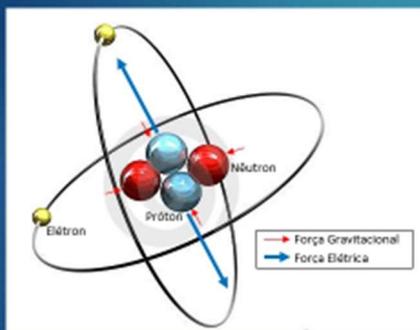
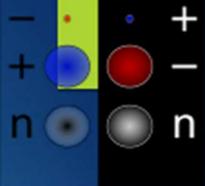
- 1) No Modelo Quântico a palavra **TRAJETÓRIA** é substituída pelo conceito de "**NUVEM DE PROBABILIDADE**".
- 2) A solução da Equação de Schrödinger leva a números quânticos que fornecem o "**endereço**" dos elétrons num átomo.
- 3) Um **ORBITAL ATÔMICO** é a região, em torno do núcleo, em que a **PROBABILIDADE** de encontrar um elétron é a mais elevada.
- 4) O Modelo Quântico não determina **ONDE** o elétron está, mas sim qual a **PROBABILIDADE** que esteja numa região ao redor do núcleo.
- 5) A Mecânica Quântica deixa claro que não se **PODE SABER ONDE** se encontra o elétron, porém ela define onde ele pode ser encontrado em qualquer momento. Surge o conceito de **DENSIDADE**.

A DESCOBERTA DO NEUTRON JAMES CHADWICK (1932)



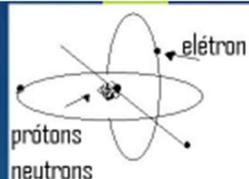
- ▶ Em 1920, Rutherford sugeriu que no núcleo dos átomos existiam partículas **NEUTRAS**. Esta conclusão surgiu da disparidade entre o Número Atômico do elemento (Prótons = Elétrons) e a Massa Atômica.
- ▶ A Massa de um átomo é maior que a massa dos prótons e dos elétrons, **PORTANTO**, deve haver uma outra **PARTÍCULA**, no átomo, que tem **MASSA**.
- ▶ Essa partícula adicional – e discreta – não deve ter qualquer **CARGA**, porque se tivesse **CARGA**, o átomo não seria eletricamente neutro.
- ▶ A James Chadwick, colaborador de Rutherford, foi atribuída a tarefa de rastrear as evidências desta partícula "**SECRETA**".

A DESCOBERTA DA PARTÍCULA NEUTRA

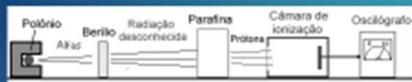


- ▶ Até 1920, o **NÚCLEO** era uma esfera maciça contendo apenas os **PRÓTONS**.
- ▶ Em 1932, Chadwick bombardeou os átomos de Hidrogênio em parafina com as emissões de Berílio, mas também usou Hélio, Azoto e outros elementos, como alvos.
- ▶ Ao comparar as energias das partículas com as cargas, recolhidas a partir de diferentes alvos, provou que as emissões de Berílio continham um componente **NEUTRO** com uma massa aproximadamente igual a do **PRÓTON**, que ele chamou de **NEUTRON**.

A UTILIDADE DOS NEUTRONS



- ▶ Chadwick descobriu o nêutron através do bombardeamento do isótopo 9 do Be com partículas alfa.



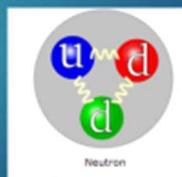
- ▶ Nesta época surgiram os aceleradores de partículas a fim de "bombardear" o núcleo atômico, para "dividir" o átomo e obter energia.
- ▶ Disparavam Prótons e partículas Alfa (ambas positivas)

- ▶ Em 1934, Enrico Fermi sugeriu usar NEUTRONS nos "bombardeios".
- ▶ Como não tem CARGA ELÉTRICA atingem sem rejeição o núcleo de um átomo.
- ▶ Fermi bombardeou diversos elementos/átomos com sucesso e criou elementos novos, radiativos, como resultado de suas experiências.
- ▶ Fermi, sem perceber, havia descoberto o processo de FISSÃO NUCLEAR. O "segredo" da Bomba Nuclear e da Energia Nuclear.

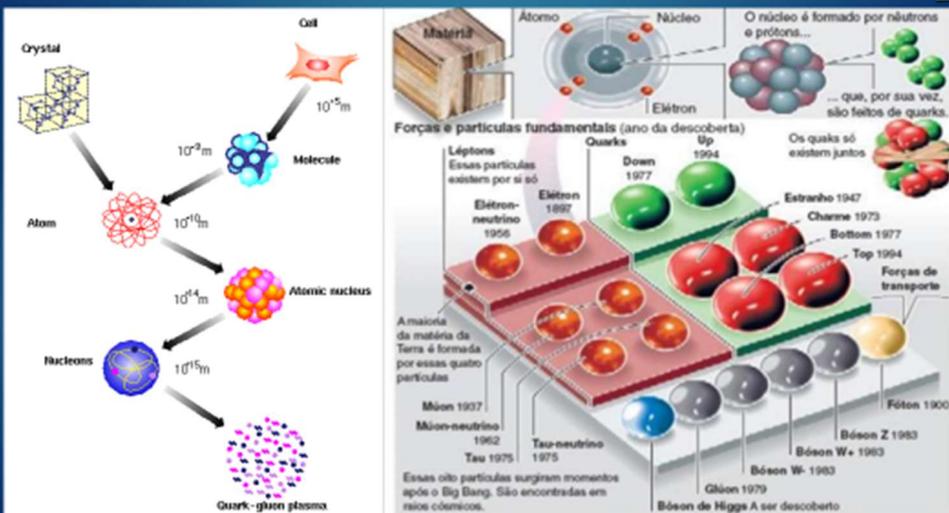


A DESCOBERTA DO NEUTRON E O 'NOVO' ATOMISMO.

- ▶ O nêutron dificilmente é afetado pela "nuvem" de elétrons em torno do núcleo ou pela barreira elétrica positiva do próprio núcleo, podendo penetrar no núcleo do átomo a qualquer momento.
- ▶ Ele foi um novo meio de estudar o núcleo.
- ▶ Eles não precisam superar qualquer barreira de Coulomb.
- ▶ Possuem, em média, 15 minutos de "vida". Emitem 1/Um elétron e 1/Um antineutrino que se converte em próton.
- ▶ Sua massa é de $1,675 \times 10^{-27} \text{Kg}$
- ▶ Experimentos feitos no final de 1960 e início de 1970 evidenciou que os nêutrons são feitos de outras partículas chamadas QUARKS. São feitos de um quark 'up' e dois quarks 'down'.



AS PARTÍCULAS SUB-ATÔMICAS

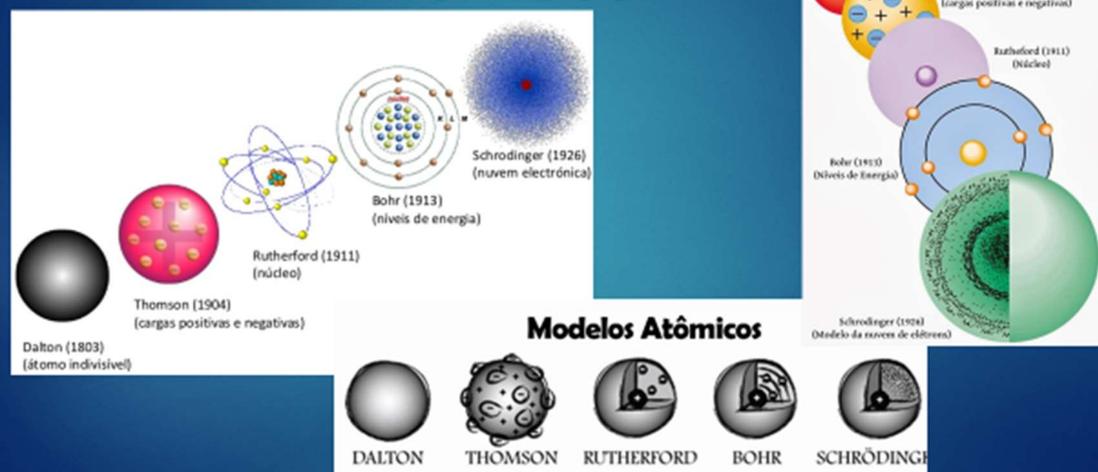


UM MUNDO QUE NINGUÉM VÊ

- ▶ Hoje/2016 são conhecidos 116 átomos NATURAIS e 28 ARTIFICIAIS.
- ▶ Apenas 88 átomos compõe tudo o que conhecemos em forma de matéria.
- ▶ Numa lâmpada de 100W, passa por segundo, 6×10^{18} elétrons.
- ▶ O elétron gira em torno de si mesmo como um pião. Este giro de 2.000 Km/s cria uma força chamada eletricidade. Cada elétron produz uma carga elétrica de $-1,6 \times 10^{-19}C$.
- ▶ A forma que a Energia aparece CONDENSADA é o elétron.
- ▶ O Elétron gira em torno de si mesmo 2.000 K/s. Sua "viagem" ao redor do núcleo é de 6×10^{15} k/s.

- ▶ Aquecendo o átomo, aumenta a velocidade dos elétrons; a) a $10^{\circ}C$ – em repouso. b) a $100^{\circ}C$ – afasta-se do núcleo/excitado. c) a $1000^{\circ}C$ – "fogem" do núcleo (ionizado). d) a $100.000^{\circ}C$ – os núcleos estão "desnudos". e) a $10.000.000^{\circ}C$ – os núcleos colidem e desintegram-se (fissão nuclear).
- ▶ O "giro" de 2.000 K/s, sobre si mesmo, é o elétron do átomo do Hidrogênio na temperatura ambiente.
- ▶ Se a temperatura aumentar ele irá "gitar" 150.000 K/s e será 15% mais pesado.
- ▶ Quando ele "gitar" 225.000 K/s ele será 50% mais pesado.
- ▶ Aumentando a velocidade não modifica só a massa, mas também a forma do elétron. Assim que a velocidade ultrapassa determinado valor, ele perde sua forma "compacta" e torna-se, segundo De Broglie, uma ONDA.
- ▶ Alguns físicos acreditam que os elétrons serão sempre INVISÍVEIS.

A EVOLUÇÃO DOS MODELOS ATÔMICOS



Referências/Créditos/Links Consultados.

1. Animacion átomo 3D Studio Max, INSTITUTO TECNÓLOGICO LOS ANDES, 2010.
<https://www.youtube.com/watch?v=U3tQbPan1vE>
2. Animacion en 3D del átomo de Rutherford.
<https://www.youtube.com/watch?v=6RSkHCW4qyI>
3. LA HISTORIA DEL ÁTOMO; DEL ÁTOMO AL QUARKS.
<https://www.youtube.com/watch?v=PuTn3nJTgws>
4. EL ÁTOMO - DOCUMENTAL COMPLETO;
<https://www.youtube.com/watch?v=vkjfD4AL1d8>
5. How does the electron move around the atom?
<https://www.youtube.com/watch?v=kYkD-dcupAU>
6. Átomo Quantização e Excitação de Energia.
https://www.youtube.com/results?search_query=%C3%81tomo+-+Quantiza%C3%A7%C3%A3o+e+Excita%C3%A7%C3%A3o+de+Energia.
7. Quantum Mechanics Part 3 of 4 – The Electron Shells
<https://www.youtube.com/watch?v=Q9S11PYSyOw>
8. Quantum Mechanics Part 4 of 4 – Electron Spin and Entanglement and Wave Function Collapse
<https://www.youtube.com/watch?v=28Xe4FCCjt4>
9. Quantum Mechanics Part 2 of 4 – The Modern Atomic Structure, Matter and Existence
<https://www.youtube.com/watch?v=5Gnqpbge3Yk>
10. ÁTOMOS – The Amazing Science (1).
<https://www.youtube.com/watch?v=doDYK3lunDc>
11. A Teoria Quântica (A Saga do Prêmio Nobel). Parte 1, 2, 3, 4.
<https://www.youtube.com/watch?v=bsCvfiCEmvc>
12. Albert Einstein DUBLADO DOCUMENTÁRIO COMPLETO SEM CORTES.
<https://www.youtube.com/watch?v=UnSA27a00To>
13. atomo evolucion.mpg.
<https://www.youtube.com/watch?v=rfZBMRM1VnE>
14. Quantum numbers.
https://www.youtube.com/watch?v=KrXE_SzRoqw
15. de Broglie's Explanation of Bohr's Second postulate of Quantization Part 2
<https://www.youtube.com/watch?v=HGbl4BnBaT0>
16. quantum model and spdf orbitals.

- <https://www.youtube.com/watch?v=bq8ZLECxKhc>
17. Atomic orbitals - electron configuration of Scandium ($Z = 20$ - by Dr. A1) (1) <https://www.youtube.com/watch?v=sMt5Dcex0kg>
18. www.quimica3d.com.
- https://www.youtube.com/watch?v=ItWhJt-ykZU&list=PL_DUdoo0_tHu7wo4xTghmgFtZViomaGJ6
19. Molecular Shape and orbital Hybridization (1).
<https://www.youtube.com/watch?v=57IH5wSJ-c4>
20. Electron Orbitals - s, p & d (1).
<https://www.youtube.com/watch?v=K-jNgq16jEY>
21. Atomo 3D
<https://www.youtube.com/watch?v=MaVKdF2m0o4>.
22. Understanding the Atom (1).
<https://www.youtube.com/watch?v=yKgSSPkgldk>
23. Class XI: Atomic Structure (Carbon): Orbital Animation - by Dr. Amar K Kumar (2).
<https://www.youtube.com/watch?v=MujIPSTLTXM>
24. Basic Atomic Structure
<https://www.youtube.com/watch?v=IP57gEWcisY>
25. THE BOMB Composizione átomo.
<https://www.youtube.com/watch?v=sxxbgcfPO3U>
26. Electron, Protons And Neutrons – Standard Model of Particle Physics. <https://www.youtube.com/watch?v=Vi91qyjuknM>
27. What Is An Atom. <https://www.youtube.com/watch?v=o-3I1JGW-Ck>
28. Atomo 3d blender.
<https://www.youtube.com/watch?v=KANwN7F13h0>
29. The Atom – na artistic view on the Bohr model.
https://www.youtube.com/watch?v=jmlBzUDh_iE
30. Equação de Schrodinger.
<https://www.youtube.com/watch?v=YWw4zVQkuLY>
31. Como é um Átomo?
https://www.youtube.com/watch?v=qiQEJ_PM59Y