

# AT#03: Noções da Física Moderna

Bartolomeu Joaquim Ubisse

Instituto Superior de Ciências de Saúde (ISCISA)

(Aulas preparadas para estudantes de Radiologia)

9 de Fevereiro de 2022

## 1 Modelos atômicos - Estrutura do átomo

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

# Modelos atômicos - Estrutura do átomo

A matéria que compõe a natureza é composta por átomos e, a sua diversificação resulta do tipo de átomos que a compõe e os seus rearranjos.

Átomos são partículas infinitamente pequenas que constituem toda a matéria do universo.

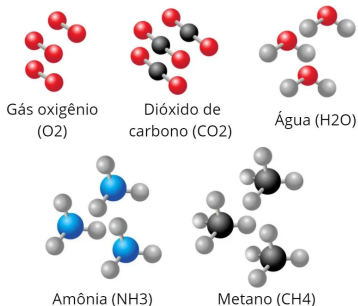


Figura 1: Alguns rearranjos atômicos [Fonte: [<url>](#) . Acesso em 31/10/2021] 3/17

# Modelos atômicos - Estrutura do átomo

## O que são modelos em Ciência?



Figura 2: Desenhos de uma árvore

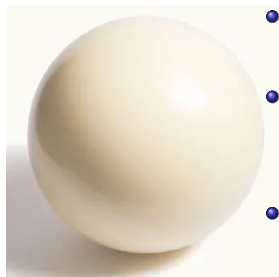
Cada desenho dá uma ideia de árvore baseando-se nas observações de quem fez o desenho. Deste modo, pode-se notar que o último desenho parece dar mais detalhes da árvore, porém, nunca passa de desenho para árvore concreta que se possa pegar e obter frutos.

Assim, modelo é algo que permite ter uma ideia do algo, explicar a sua natureza, estrutura e fazer previsões. Um modelo pode sofrer modificações consoante as novas observações que o anterior pode não contemplar.

# Modelos atômicos - Estrutura do átomo

## Modelo de Dalton (1766-1844)

O Homem também na sequência das suas observações experimentais, foi desenhando vários modelos do átomo convista a explicar o que ia observando e em seguida fazer previções. Para a nossa consideração, importa os modelos de **Dalton**, **Thomson**, **Rutherford** e **Bohr**.



**Figura 3:** Modelo atômico de Dalton

- Todas as substâncias são formadas de pequenas partículas chamadas átomos;
- Todos os átomos de um determinado elemento são idênticos entre si e de  $\neq$  elementos são  $\neq$ s entre si. A  $\neq$  está nas suas massas relativas;
- Os átomos não se alteram quando formam compostos químicos;
- Os átomos são permanentes e indivisíveis e não podem ser criados ou destruídos. A reacção química só altera o rearranjo dos átomos.

# Modelos atômicos - Estrutura do átomo

Modelo de Dalton (1766-1844)

## 1 Contribuições importantes:

- Explicou como eram os átomos e como é que se combinavam
- Propôs a regra de máxima simplicidade - a natureza favorecia a formação de átomos compostos - binários.- Postulou a lei das proporções multiplas que ditava a ordem natural da formação de átomos compostos.

## 2 Limitações:

- A regra de máxima simplicidade admitia a relação de 1:1 e, por essa razão a água devia ser HO e a amónia seria NH o que não é correcto hoje.
- Dalton não contepla a natureza eléctrica da matéria

# Modelos atômicos - Estrutura do átomo

## Modelo de Thomson (1856 - 1940)

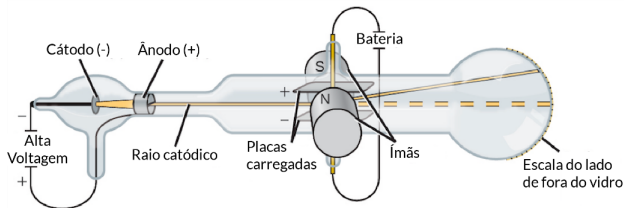


Figura 4: Tubos de raios catódicos



Figura 5: Modelo atômico de Thomson

Raios catódicos são desviados pelo campo eléctrico assim como pelo campo magnético.

Como os raios catódicos carregam uma carga negativa e são deflectido pela placa positiva na grelha, então eles são cargas electricas negativas carregadas pelas partículas da matéria  $\rightsquigarrow$  Descobre-se electrões

# Modelos atômicos - Estrutura do átomo

Modelo de Thomson (1856 - 1940)

## Determinação de $q/m$

Dado que se está perante dois campos (eléctrico e magnético), os dois são ajustados de modo que o raio catódico não seja deflectida e, nesta situação  $F_m = F_e$ . A relação carga-massa é:

$$\frac{q}{m} = \frac{1}{2} \frac{E^2}{VB^2} \quad (1)$$

Onde,  $V$  é a diferença de potencial em Volts,  $E$  é a intensidade do campo eléctrico em  $N/C$  e  $B$  é a intensidade da indução magnética em  $Wb/m^2$

Conhecendo-se as magnitudes de todos parâmetros do segundo membro da Eq.1, Thomson obteve o valor da relação  $q/m$  como sendo:

$$\frac{q}{m} = 1.76 \times 10^8 C/g$$

Com este resultado e conhecendo-se o valor da carga elementar ( $E$  foi inicialmente calculado por Millikan) através da fórmula da carga elementar



# Modelos atômicos - Estrutura do átomo

Modelo de Thomson (1856 - 1940)

## ① Contribuições importantes:

- Thomson descobre a existência de electrão.
- O átomo é constituído de electrões que giram em círculos imersos em uma bolha esférica de uma substância carregada positivamente. O átomo é electroneútro

## ② Limitações:

- O modelo de Thomson não consegue explicar a estabilidade do átomo;
- Não faz menção à existência no núcleo, pelo que, não consegue explicar o fenómeno de espalhamento que algumas partículas carregadas sofrem ao colidirem com átomos.

# Modelos atômicos - Estrutura do átomo

## Modelo de Rutherford (1871 - 1937)

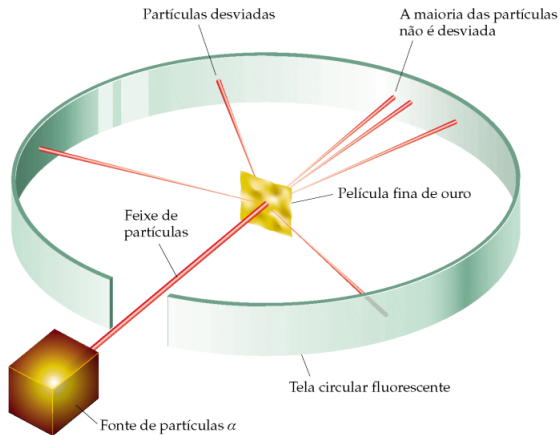


Figura 6: Experimento de Rutherford (Geiger & Marsden)

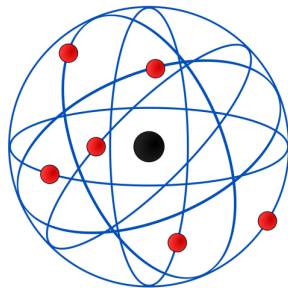


Figura 7: Modelo atômico de Rutherford

# Modelos atômicos - Estrutura do átomo

Modelo de Rutherford (1871 - 1937)

## Contribuições e limitações do Modelo de Rutherford

---

### 1 Contribuições importantes:

- O átomo consiste em um núcleo muito pequeno, positivamente carregado e rodeado por uma nuvem de electrões;
- A massa do átomo é concentrada no núcleo

### 2 Limitações:

- Os electrões giram em orbitas circulares entorno do núcleo e, estes circulam a uma grande velocidade  $\rightsquigarrow$  Isso faria com que irradiasse uma certa energia e, por conseguinte, electrão pudesse cair no núcleo.
- O núcleo do modelo de Rutherford era somente constituído por partículas positivas.

Em 1912, James Chadwick, aluno de Rutherford, descobre os neutrões e validou a hipótese de Rutherford na qual a maior massa está no núcleo. De acordo com James, os neutrões possuem uma massa relativamente maior que os protões.

# Modelos atômicos - Estrutura do átomo

## Modelo de Bohr

Bohr resolveu a questão da instabilidade do modelo atômico de Rutherford impondo as seguintes regras de quantização:

- Os electrões deslocam-se em orbitas circulares nos quais o momento angular  $L$  é múltiplo inteiro da constante  $\hbar$

$$L = mvr_n = n\hbar \quad n = 1, 2, 3, \dots \quad (2)$$

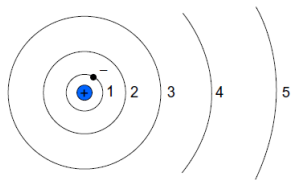


Figura 8: Modelo atômico de Bohr

$$r_n = \frac{n^2 \hbar^2}{m k Z e^2} \quad (3)$$

Considerando-se a primeira órbita ( $n=1$ ) do átomo de Hidrogénio ( $Z=1$ )

$$r_1 = \frac{\hbar^2}{m k e^2} = 0.529 \times 10^{-10} m = 0.529 \text{ \AA}$$

$r_1 \rightsquigarrow$  Raio de Bohr

# Modelos atômicos - Estrutura do átomo

## Modelo de Bohr

- Os electrões, ao se deslocarem nas suas órbitas, chamadas estacionárias, embora estejam animados de um movimento acelerado e periódico, não irradiam energia (radiação electromagnética);

$$E = E_c + E_p = \frac{1}{2}m_e v^2 - k \frac{Ze^2}{r_n}$$
$$E_n = -\frac{m_e k^2 e^4}{2\hbar^2} \left( \frac{Z^2}{n^2} \right) \quad (4)$$

Para o átomo de Hidrogénio,  $n = Z = 1$  :

$$E_1 = -13.58 \text{ eV} \quad (5)$$

Esta é a energia do estado mais baixo do átomo de Hidrogénio (Energia do estado fundamental).

# Modelos atômicos - Estrutura do átomo

## Modelo de Bohr

Assim, para qualquer outro nível:

$$E_n = E_1 \left( \frac{1}{n^2} \right) \quad (6)$$

- Quando o electrão passa de uma órbita para a outra, irradia-se ou absorve-se uma quantidade de energia  $\hbar\omega$  igual à diferença das energias das duas órbitas e/ou níveis.

$$\hbar\omega = E_f - E_i \Rightarrow \omega = \frac{E_1}{\hbar} \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \quad (7)$$

onde  $\omega$  é a frequência angular ( $\omega = 2\pi f$ ) do fotão absorvido ou emitido, dependendo da ordem dos níveis de transição.

# Modelos atômicos - Estrutura do átomo

## Modelo de Bohr

Os postulados de Bohr para o átomo de Hidrogénio estão em consonância com os resultados experimentais do espectro óptico do mesmo átomo descritos pela fórmula de **Rydberg**.

Considerando o número de onda ( $\bar{\nu} = \frac{c}{\lambda} = \frac{1}{\lambda}$ ), pode-se escrever:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \quad (8)$$

onde,  $R_H = \frac{mk^2e^4}{4\pi c\hbar^3}$  é a constante de Rydberg  
( $R_H = 1.09681 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$ ) e  $c$  é a velocidade da luz no vácuo.

# Modelos atômicos - Estrutura do átomo

## Modelo de Bohr

### Séries de espectro do átomo de Hidrogénio

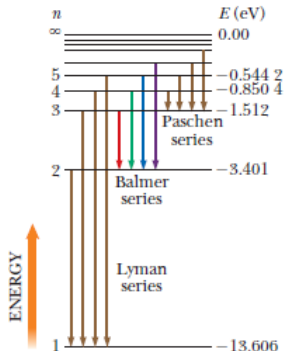


Figura 9: Séries de espectro do átomo de Hidrogénio []

Tabela 1: Séries de emissão do átomo de Hidrogénio [Podgoršak,2009]

Série	Faixa	Órbita final	limite da série ( $\text{\AA}$ )
Lyman	UV	1	911
Balmer	Visível	2	3646
Paschen	IR	3	8210
Brackett	IR	4	14584
Pfund	IR	5	22957



# Modelos atômicos - Estrutura do átomo

## Modelo de Bohr

### Contribuição e limitações do modelo de Bohr

---

#### ① Contribuições:

- Explica a estabilidade dos átomos assumindo a ideia de quantização;
- Explica adequadamente o espectro de linhas do átomo de hidrogênio

#### ② Limitações:

- Não explica o porquê de não emissão de radiação pelos electrões ao se deslocarem nas suas orbitas (orbitas estacionárias);
- Não explica porque é que o electrão permanece em um nível energético correspondente ao estado excitado por um período de tempo antes de regressar ao seu estado fundamental. *Qual é o mecanismo físico que o faz esperar no estado excitado?*
- O modelo de Bohr estabelece o número máximo de electrões em cada nível a  $2n^2$ . Porém, este limite só funciona para alguns átomos como, por exemplo,  ${}^4_2\text{He}$  e  ${}_3\text{Li}$  e não para átomos mais complexos.

Estas limitações e mais, levaram ao surgimento da mecânica quântica!