

Evolução do modelo atômico

- **Leucipo e Demócrito (450 a.C)** : matéria podia ser dividida em partículas cada vez menores até que chegaria a uma partícula indivisível, denominada **átomo**. Esse modelo é fundamentado em pensamentos filosóficos.
- **Dalton – modelo da “bola de bilhar” (1803)** : A partir de **resultados experimentais** propõe um modelo (**científico**) para explicar as **leis ponderais das reações químicas**. Os principais postulados da Teoria Atômica de Dalton são:
 1. A matéria é formada por partículas extremamente pequenas chamadas átomos;
 2. Os átomos são esferas maciças, indestrutíveis e indivisíveis;
 3. Átomos que apresentam mesmas propriedades (tamanho, massa e forma) constituem um elemento químico;
 4. Átomos de elementos diferentes possuem propriedades diferentes;
 5. Os átomos podem se unir entre si formando "átomos compostos" (moléculas);
 6. Uma reação química nada mais é do que a união e separação de átomos.

Ao supor que a relação numérica entre átomos era a mais simples possível, Dalton atribuiu à água a fórmula HO e à amônia NH, etc.

Leis Ponderais

A – Lei de Lavoisier ou Lei da Conservação da Matéria (1774) : “Numa reação química realizada em recipiente fechado a massa total antes da transformação (reagentes) é igual à massa total após a transformação (produtos)” ou “Na natureza nada se perde, nada se cria, tudo se transforma”.

B – Lei de Proust ou Lei das Proporções Constantes (1797) : “Uma substância pura, qualquer que seja sua origem, é sempre formada pela mesma composição em massa” ou “A proporção das massas que reagem é sempre constante”.

Exemplo:

Na reação de queima do carvão, observamos que:

Experiência	Carbono	+	Oxigênio	→ Gás Carbônico
1ª	3 g		8 g	11 g
2ª	6 g		16 g	22 g
3ª	9 g		24 g	33 g

O que comprova a Lei de Lavoisier, pela conservação das massas, e a Lei de Proust, pelas iguais proporções em massa.

A descoberta do elétron

Com o aparecimento das **ampolas de Crookes** (tubos especiais com as quais consegue-se reduzir a pressão interna até 10^{-9} atm), J. J. Thomson dedicou-se a pesquisar a natureza dos raios catódicos (feixe que sai do cátodo), concluindo que:

1. Os raios catódicos são corpusculares, pois quando interceptam um molinete de mica, este entra em rotação (fig.1);
2. Os raios são constituídos de partículas com carga elétrica, pois são desviados por um campo elétrico e magnético e, pelo sentido do desvio, as partículas são negativas sendo denominadas de **elétrons** (fig.2);

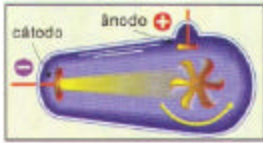


Fig.1



Fig.2

3. Pela medida do desvio dos raios catódicos sob ação de um campo magnético, ele pode determinar a relação e/m entre a carga do elétron (e) e sua massa (m).

- **J. J. Thomson – modelo “pudim de passas” (1874)** : propôs que o átomo seria uma pasta positiva incrustada de elétrons. Portanto o átomo seria divisível em partículas menores.

A descoberta do próton

Em 1886, Goldstein obteve os raios canais, que se propagam em sentido oposto ao dos raios catódicos (fig.3). Experiências posteriores mostram que:

1. Os raios canais são constituídos por partículas positivas denominadas **prótons**;
2. A massa das partículas constituintes dos raios canais é aproximadamente igual à massa das moléculas do gás residual (gás contido no interior da ampola de Goldstein);
3. Quando o gás residual é o hidrogênio, a massa das partículas dos raios canais é a menor e aproximadamente 1836 vezes maior que a massa do elétron, e a carga dessas partículas é igual à do elétron, com sinal contrário.

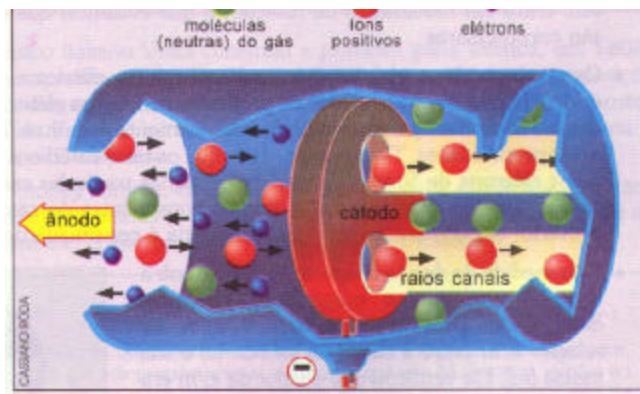


Fig.3

Baseado nesses experimentos, Rutherford admitiu que as menores partículas com carga elétrica positiva (denominada **prótons**) eram as constituintes dos raios canais, quando o gás residual era o hidrogênio.

Experimento de Rutherford

Em 1911, Rutherford fez um experimento em que “bombardeava” uma fina lâmina de ouro com **partículas α** (de carga positiva, imitadas de polônio radioativo) e estas incidiam numa chapa fluorescente (ZnS), manchando-a (fig.4).

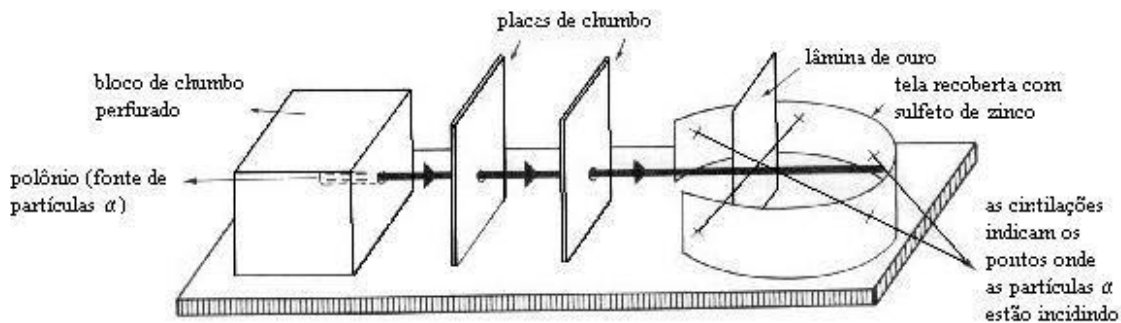


Fig.4

Nesse experimento, Rutherford observou que:

1. A maioria das partículas α passavam pela lâmina sem sofrer desvio;
2. Poucas partículas α retrocediam ou sofriam um pequeno desvio.

Então propôs que:

1. A lâmina seria formada por minúsculos núcleos, onde estaria concentrada a sua massa, e um grande vazio;

2. As partículas α que sofriam desvio era porque passavam perto do núcleo e eram repelidas por ele, pois o núcleo é positivo e as partículas α também;
3. As partículas α que vinham na direção do núcleo eram totalmente repelidas e retrocediam.

- **E. Rutherford – modelo “planetário” (1911)** : O átomo é formado por um núcleo muito pequeno, de carga positiva, no qual se concentra praticamente toda a massa do átomo. Os elétrons giram ao redor desse núcleo na região denominada eletrosfera, neutralizando a carga positiva.

Logo surgiram dificuldades para a aceitação do modelo de Rutherford: *uma carga elétrica em movimento irradia continuamente energia na forma de onda eletromagnética. Assim, o elétron se aproximaria cada vez mais do núcleo e acabaria caindo sobre o ele.* Essa dificuldade foi superada com o surgimento do modelo de Bohr.

- **N. Bohr – modelo Rutherford – Bohr (1913)** : fundamentado na teoria dos *quanta* de Max Planck, segundo a qual a energia não é emitida de forma contínua, mas em “blocos”, Bohr estabeleceu:
 1. Ao elétron dentro do átomo são permitidas somente algumas energias fixas;
 2. Quando o elétron apresenta alguma dessas energias permitidas, não irradia energia em seu movimento ao redor do núcleo, permanecendo num estado estacionário de energia;
 3. Os elétrons nos átomos descrevem sempre órbitas circulares ao redor do núcleo, chamadas de camadas ou níveis de energia;
 4. Os elétrons podem saltar de um nível para outro mais externo, desde que absorva uma quantidade bem definida de energia (*quantum* de energia). Ao voltar ao nível mais interno, o elétron emite um *quantum* de energia, na forma de onda eletromagnética (*fóton*);
 5. Cada camada comporta um número máximo de elétrons.