

# QUÍMICA: ATOMÍSTICA

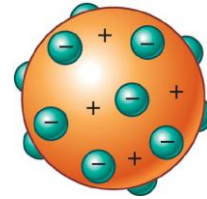
## MODELOS ATÔMICOS

### MODELO DE DALTON (1808): "BOLA DE BILHAR"



- O átomo é uma esfera maciça e indivisível;
- Toda matéria é constituída por átomos;
- Os átomos não podem ser criados nem destruídos;
- Átomos de um mesmo elemento são idênticos em massa;
- Em uma reação química os átomos se rearranjam para formar novas substâncias.

### MODELO DE THOMSON (1897): "PUDIM DE PASSAS"

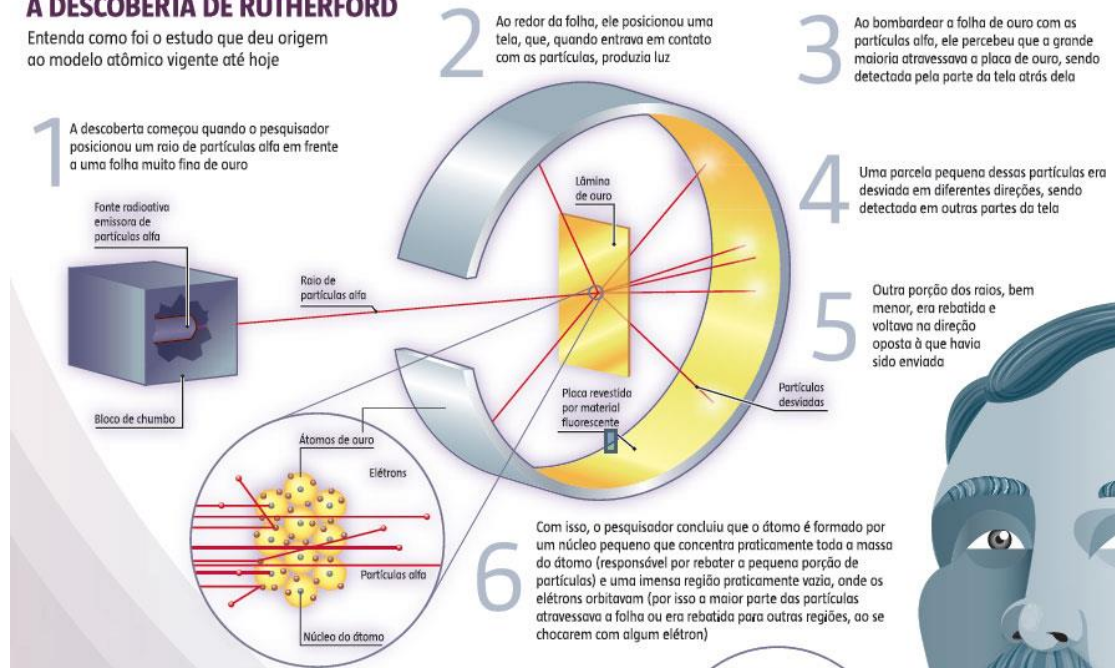


- O átomo é uma esfera positiva com elétrons incrustados;
- Os átomos são eletricamente neutros, ou seja, o total de cargas positivas é igual ao de cargas negativas);
- O átomo passa a ser divisível;
- J. J. Thomson é considerado o pai do elétrons;
- A massa da parte positiva é cerca de 1836 vezes maior que a da parte negativa (elétrons).

## EXPERIÊNCIA DE RUTHERFORD

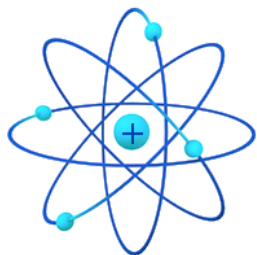
### A DESCOBERTA DE RUTHERFORD

Entenda como foi o estudo que deu origem ao modelo atômico vigente até hoje



- Rutherford bombardeou uma fina lâmina de ouro com partículas alfa (núcleos de hélio) dentro de uma cápsula pintada com ZnS, que ficava brilhante nos pontos em que as partículas alfa a atingia;
- Resultado da experiência: a maioria das partículas alfa atravessavam a lâmina de ouro sem sofrer nenhum desvio; algumas sofriam pequenos desvios e uma quantidade muito pequena não atravessava a lâmina e retornava.
- Conclusão da experiência: a maior parte do átomo é composta por espaço vazio. Uma pequena região deve conter a parte positiva, que repeliu as partículas alfa numa colisão frontal.

## MODELO DE RUTHERFORD (1911): "SISTEMA SOLAR"

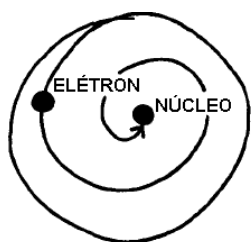


O átomo é formado por duas regiões: o núcleo e a eletrosfera;

- **O núcleo:** localizado na parte central do átomo ("o Sol"), concentra praticamente toda a massa do átomo. Nele estão os prótons (partículas subatômicas positivas).
- **A eletrosfera:** parte externa que envolve o núcleo. Nela estão os elétrons (partículas subatômicas negativas). Os elétrons giram ao redor do núcleo (assim como os planetas giram em torno do Sol).

## MODELO DE RUTHERFORD-BOHR (1913)

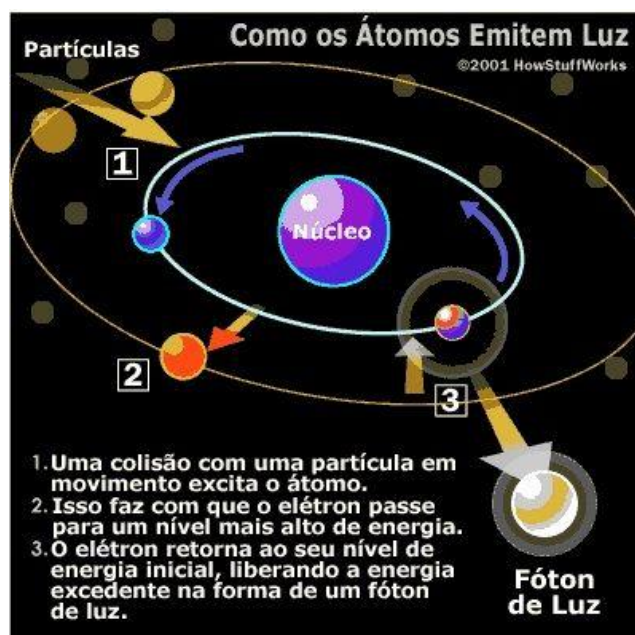
O novo modelo proposto por Rutherford, conhecido como "modelo planetário", apresentava dois problemas, não explicava os espectros atômicos e o átomo era instável. Segundo a teoria eletromagnética clássica, um elétron acelerado movimentando-se em uma órbita circular, emite radiação eletromagnética continuamente e, ao perder energia, irá em espiral, colapsar sobre o núcleo, em um tempo muito curto.



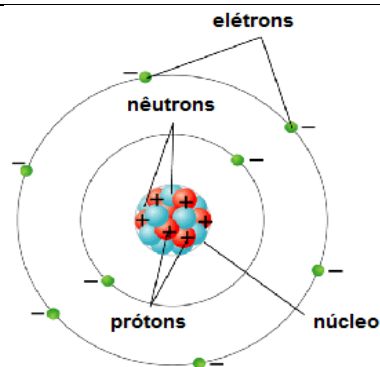
Em 1913, Niels Bohr resolve o problema da instabilidade e dos espectros atômicos do modelo de Rutherford através de dois princípios fundamentais.

- **A existência de estados estacionários de energia**, nos quais os elétrons girariam sem perder energia e os elétrons só mudariam de órbita caso recebessem ou emitissem energia correspondente à transição completa entre dois estados.

- A frequência da radiação absorvida ou emitida deve ser exatamente igual à diferença de energia entre as duas órbitas envolvidas no salto quântico. Quanto mais afastada do núcleo está a órbita, maior a energia. Portanto, quando um elétron salta de uma órbita mais interna para uma mais externa ele deve ter absorvido energia e, quando retorna a sua órbita de origem, seu estado estacionário, emite radiação na forma de ondas eletromagnéticas. A frequência dessa radiação depende da diferença de energia entre os dois níveis.



## PARTÍCULAS SUBATÔMICAS



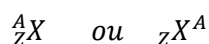
Partícula	Descoberta	Localização	Carga	Massa
Elétron (e <sup>-</sup> )	1897 (J. J. Thomson)	Eletrosfera	- 1	1/1840 u
Próton (p)	1911 (Ernest Rutherford)	Núcleo	+ 1	1 u
Nêutron (n)	1932 (James Chadwick)	Núcleo	0	1 u

**Número atômico (Z = p):** é igual ao número de prótons de um átomo.

**Elemento químico:** átomos com mesmo número atômico pertencem a um mesmo elemento químico.

**Número de massa (A = p + n):** corresponde à soma do número de prótons e nêutrons de um átomo. O elétron é muito leve e não entra nessa conta.

Representação de um átomo:



Os átomos são eletricamente neutros. Assim, o número de prótons é igual ao número de elétrons ( $e^- = p = Z$ ).

## ÍONS

São átomos ou grupos de átomos eletricamente carregados.

- **Cátions:** íons positivos. São formados quando um átomo perde elétrons.
- **Ânions:** íons negativos. São formados quando um átomo ganha elétrons.

## SEMELHANÇAS ATÔMICAS

- **Isótopos:** são átomos que possuem o **mesmo número atômico**, logo pertencem ao mesmo elemento químico, mas possuem **diferentes números de massa**.
- **Isóbaros:** são átomos que possuem o **mesmo número de massa**, mas **diferentes números atômicos**.
- **Isótonos:** são átomos que possuem o **mesmo número de nêutrons** ( $n = A - Z$ ), mas **diferentes números atômicos e de massa**.
- **IsoELETRÔnicos:** duas ou mais espécies (íons ou átomos) que possuem o mesmo número de elétrons.

## MASSAS ATÔMICAS E MOLECULARES

- Unidade de massa atômica (u): foi criada para massas de átomos e moléculas.
- Padrão IUPAC:  ${}_6C^{12}$  (Carbono-12)

- O átomo de carbono-12 possui massa atômica igual a 12 u.
- $1 \text{ u} = 1/12$  da massa de carbono-12.
- As massas dos outros átomos foram obtidas por comparação com a massa do carbono-12.
- Massa de um próton = 1 u; Massa de um nêutron = 1 u; Massa de um elétron =  $1/1840$  u.
- A massa atômica de um elemento é igual à média ponderada dos seus isótopos.
- A massa de uma molécula é igual à soma dos seus átomos constituintes.

## ELETROFERA

É formada por 7 níveis de energia (camadas eletrônicas). Cada camada comporta um número máximo de elétrons, como mostrado a seguir:

Nível de energia	Camada	Número máximo de elétrons na última camada
1	K	2
2	L	8
3	M	18
4	N	32
5	O	32
6	P	18
7	Q	8

Distribuição eletrônica:

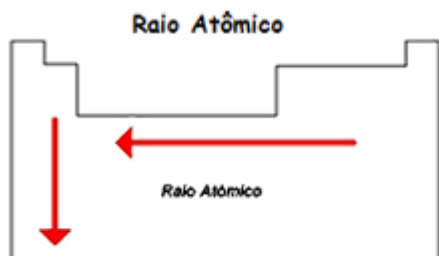
- Distribuir os elétrons nas camadas seguindo a ordem de energia, começando pela camada K.
- Quando uma camada estiver completa ou, na possibilidade de ser a camada de valência, ultrapassar o valor permitido, passar para a próxima camada.
- A camada de valência (mais externa) pode conter no máximo 8 elétrons.
- Para elementos pertencentes ao grupo A (elementos representativos), as únicas possibilidades de número de elétrons permitidas para as camadas internas são 2, 8, 18 ou 32.

## PROPRIEDADES PERIÓDICAS

São propriedades dos átomos que possuem um comportamento periódico.

### RAIO ATÔMICO

É a metade da distância entre dois núcleos vizinhos de um mesmo elemento químico.



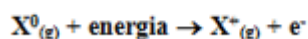
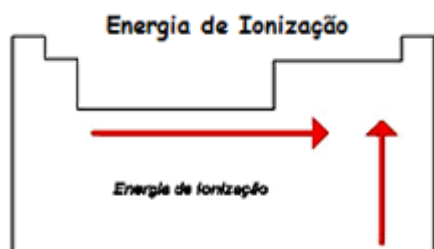
- No mesmo grupo: quanto maior o número de camadas eletrônicas maior será o raio atômico.
- No mesmo período: O aumento da carga efetiva aumenta a força de atração e os raios diminuem à medida que nos deslocamos para a direita na tabela periódica.

### Raio iônico

- Todos os cátions são menores que os seus átomos de origem, pois perderam uma camada eletrônica (a camada de valência).
- Todos os ânions são maiores que os seus átomos geradores. Quando um átomo ganha elétrons o efeito repulsivo entre eles aumenta, fazendo com que sejam maiores que o átomo original.

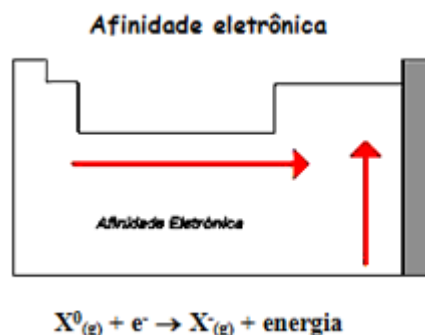
### ENERGIA DE IONIZAÇÃO (POTENCIAL DE IONIZAÇÃO)

É a energia fornecida a um átomo no estado gasoso para arrancar o seu elétron mais externo.



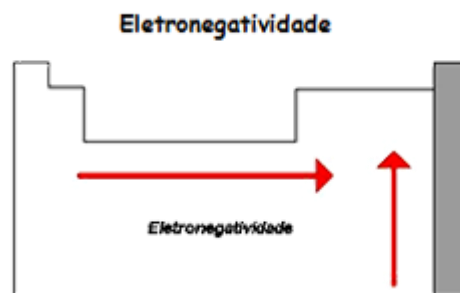
### AFINIDADE ELETRÔNICA (ELETROAFINIDADE)

É a energia liberada por um átomo no estado gasoso quando a ele é fornecido um elétron. Os gases nobres não possuem afinidade eletrônica pois já estão estáveis e não recebem elétrons.

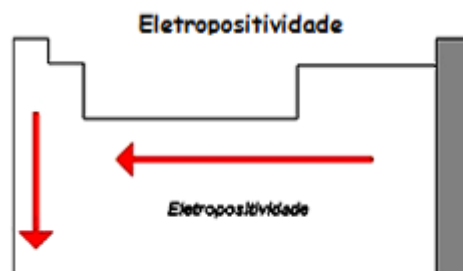


### ELETRONEGATIVIDADE E ELETROPOSITIVIDADE

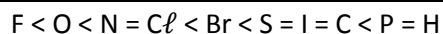
A eletronegatividade é a atração que um determinado átomo exerce sobre os elétrons de uma ligação. Como os gases nobres não formam ligações químicas, a eletronegatividade não é definida para eles.



A eletropositividade é o oposto da eletronegatividade.



Sequência decrescente de eletronegatividade:



(Fui Ontem No Clube, Briguei, Sal Correndo Para o Hospital).