

Modelo Atômico de Rutherford-Bohr

O modelo atômico de Rutherford foi um grande passo para a compreensão da estrutura interna do átomo, porém, esse modelo continha algumas deficiências.

Rutherford foi obrigado a admitir que os elétrons giravam ao redor do núcleo, pois sem movimento os elétrons seriam atraídos para o núcleo, visto que os elétrons são negativos e o núcleo é positivo. No entanto, ao admitir o movimento de rotação dos elétrons em torno do núcleo, Rutherford acabou criando um problema: de acordo com a física clássica, toda partícula elétrica em movimento circular (como seria o caso dos elétrons) está constantemente emitindo energia. Se o elétron segue liberando energia, sua velocidade de rotação ao redor do núcleo teria de diminuir com o tempo e desse modo, o elétron iria de encontro o núcleo.

Para solucionar este problema, o cientista dinamarquês Niels Bohr aprimorou o modelo de Rutherford, utilizando a teoria de Max Planck (1858-1947). Em 1900, Planck já havia admitido a hipótese de que a energia não seria emitida de modo contínuo, mas em “pacotes”. A cada “pacote de energia” foi dado o nome de *quantum* (palavra latina, que significa “quantidade”). Usando a ideia de quantum, Bohr propôs os seguintes postulados:

- ✓ os elétrons se movem ao redor do núcleo em um número limitado de órbitas bem definidas, que são denominadas órbitas estacionárias;
- ✓ movendo em uma órbita estacionária, o elétron não emite nem absorve energia;
- ✓ ao saltar de uma órbita estacionária para outra, o elétron emite ou absorve uma quantidade bem definida de energia, chamada quantum de energia.

A emissão ou absorção de energia é explicada da seguinte maneira: ao receber energia (térmica, elétrica ou luminosa) do exterior, o elétron salta de uma órbita mais interna para outra mais externa; porém a quantidade de energia que ele recebe é bem definida (um *quantum* de energia). Ao voltar de uma órbita mais externa para outra mais interna, o elétron emite energia (devolvendo o quantum) na forma de luz de cor bem definida ou outra radiação eletromagnética, como ultravioleta ou raios X (daí o nome de fóton, que é dado para esse quantum de energia).

Esses saltos se repetem milhões de vezes por segundo, produzindo assim uma onda eletromagnética, que nada mais é do que uma sucessão de fótons. Considerando que os elétrons só podem saltar entre órbitas bem definidas, é fácil entender porque nos espectros aparecem sempre as mesmas raias de cores para cada elemento.

Assim, ao átomo de Rutherford, corrigido pelas ponderações de Bohr, foi dado o nome de modelo atômico de Rutherford-Bohr (1913).

Estudos posteriores mostraram que as órbitas eletrônicas de todos os átomos conhecidos se agrupam em sete camadas eletrônicas, denominadas K, L, M, N, O, P Q. Em cada, os elétrons possuem uma quantidade fixa de energia, por esse motivo, as camadas são também denominadas estados estacionários ou níveis de energia. Além disso, cada camada comporta um número máximo de elétrons, conforme figura a seguir.



Exercícios

1 – (EAFPJK-RS) Das afirmações:

I – O modelo atômico de Rutherford apresenta o átomo com um núcleo central positivo, circulado por elétrons negativos.

II – A existência de partículas providas de cargas elétricas, no átomo, foi proposta por Thomson.

III – A distribuição de elétrons em níveis de energia foi proposta pelo modelo atômico de Bohr.

- a) Apenas I.
- b) Apenas II.
- c) Apenas III.
- d) Apenas I e III.
- e) I, II e III.

2 – (UFRGS-RS) Uma moda atual entre as crianças é colecionar figurinhas que brilham no escuro. Essas figuras apresentam em sua constituição a substância de sulfeto de zinco. O fenômeno ocorre porque alguns elétrons que compõem os átomos dessa substância absorvem energia luminosa e saltam para níveis de energia mais externos. No escuro, esses elétrons retornam aos seus níveis de origem, liberando energia luminosa e fazendo a figurinha brilhar. Essa característica pode ser explicada considerando o modelo atômico proposto por:

- a) Dalton
- b) Thomson
- c) Lavoisier
- d) Rutherford
- e) Bohr

3 – (FMTM-MG) Fogos de artifício utilizam sais de diferentes íons metálicos misturados com um material explosivo. Quando incendiados, emitem diferentes colorações. Por exemplo: sais de sódio emitem cor amarela, de bário, cor verde e de cobre, cor azul. Essas cores são produzidas quando os elétrons excitados dos íons metálicos retornam para os níveis de menor energia. O modelo atômico mais adequado para explicar esse fenômeno é o modelo de:

- a) Rutherford
- b) Rutherford-Bohr
- c) Thomson
- d) Dalton

e) Millikan

4 - (PUC - RS) Quando se salpica um pouco de cloreto de sódio ou bórax diretamente nas chamas de uma lareira, obtêm-se chamas coloridas. Isso acontece porque nos átomos dessas substâncias os elétrons excitados:

- a) Absorvem energia sob forma de luz, neutralizando a carga nuclear e ficando eletricamente neutros.
- b) Retornam a níveis energéticos inferiores, devolvendo energia absorvida sob forma de luz.
- c) Recebem um quantum de energia e distribuem-se ao redor do núcleo em órbitas mais internas.
- d) Emitem energia sob forma de luz e são promovidos para órbitas mais externas.
- e) Saltam para níveis energéticos superiores, superando a carga nuclear e originando um ânion.

5 - (UGF-RJ) O físico dinamarquês Niels Bohr (1885-1962) enunciou, em 1913, um modelo atômico que relacionou a quantidade de energia dos elétrons com sua localização na eletrosfera. Em relação à energia associada às transações eletrônicas, um elétron, ao absorver energia, pode sofrer a seguinte transição:

- a) Da órbita N para a órbita M
- b) Da órbita P para a órbita O
- c) Da órbita L para a órbita K
- d) Da órbita O para a órbita P
- e) Da órbita M para a órbita L

Respostas

1 - Alternativa E.

2 - Alternativa E.

3 - Alternativa B.

4 - Alternativa B.

5 - Alternativa D.

Material Consultado

FELTRE, R. **Fundamentos da Química**, 4ª edição, 2005.