

ATOMÍSTICA.

IX. OS MODELOS ATÔMICOS

A palavra átomo nasceu por volta de 500 a.C. na Grécia, no sentido de se resolver uma questão filosófica: a matéria poderia ser subdividida infinitas vezes até se chegar numa partícula final, a última, o átomo,

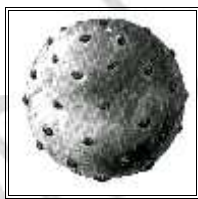
9.1. A Teoria Atômica de Dalton (1805): baseada nas leis ponderais de Lavoisier (conservação da massa) e Proust (proporções definidas). A principal característica do átomo era sua massa. Segundo Dalton, o átomo seria uma esfera maciça, invisível.

9.2. Ampola de Crookes: tubo de vidro resistente contendo placas metálicas (eletrodos) no interior que podem ser ligadas a gerador de corrente contínua; placa positiva: ÂNODO; placa negativa: CÁTODO.

Raios catódicos são elétrons “arrancados” do cátodo metálico e que viajam (linha reta) na direção do ânodo.

O elétron é a menor partícula conhecida com a menor carga elétrica negativa associada. O próton é uma das partículas conhecidas com a menor carga positiva associada*. A massa do próton é 1836 maior que a massa do elétron. As cargas do próton e elétron são iguais em valor absoluto.

9.3. O Modelo Atômico de Thomson (Pudim de Passas): o átomo seria uma esfera de eletricidade positiva com incrustações de cargas negativas (1897).

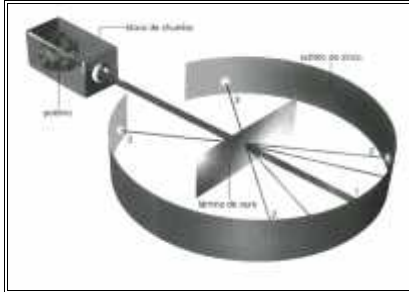


Modelo atômico de Thomson

9.4. A Experiência das Lâminas de Ouro (1911): realizada por Rutherford e colaboradores; utilizou radiação ALFA (${}^4_2\alpha$) positiva sobre lâminas metálicas de pequena espessura; o resultado permitiu concluir que:

- O átomo possui um núcleo, cujo diâmetro é 10.000 a 100.000 vezes menor que o do próprio átomo.
- O núcleo contém todos os prótons do átomo (cargas positivas) e outro tipo de partícula sem carga elétrica*.
- Os elétrons envolvem o núcleo, numa eletrosféra.

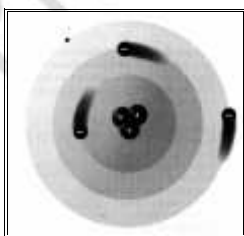
- No átomo predomina o VAZIO.
- O raio do átomo é da ordem de 10^{-8} cm.



Experiência de Rutherford: percebe-se que em (1), as partículas α atravessam a lâmina sem sofrerem nenhum desvio; em (2), as partículas alfa são levemente desviadas ao atravessar a lâmina de ouro; e em (3) as partículas α são ricocheteadas, não conseguindo atravessar a lâmina.

* Em 1932, bombardeando átomos de berílio com partículas alfa, James Chadwick comprovou a existência do nêutron: ${}^4_2\alpha + {}^9_4\text{Be} \longrightarrow {}^{12}_6\text{C} + {}^1_0\text{n}$

A proposta de Rutherford sobre um novo modelo atômico, não obstante ter representado um grande avanço da ciência, encontrou uma “pedreira” pela frente: as leis da física clássica (Newtoniana). De acordo com o eletromagnetismo, toda carga elétrica em movimento perde energia continuamente. Assim, ao admitir que os elétrons (cargas negativas) giram em torno do núcleo (para que a força de atração seja neutralizada pela força centrífuga do movimento circular), criou-se um impasse: se o elétron gira, perde energia, e, se perde energia, a sua órbita irá diminuindo continuamente, até cair do núcleo. Por outro lado, se não perde energia, o elétron deveria ficar parado. Mas, se isso fosse verdade, o núcleo o atrairia fatalmente e não existiria a eletrosfera, e nem o átomo.

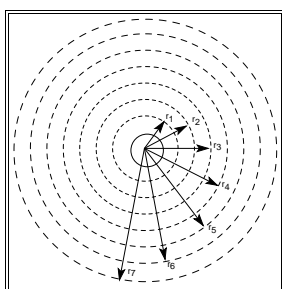


Modelo atômico de Rutherford

9.5. O Modelo Atômico de Rutherford-Böhr (1913):

Böhr procurou explicar a eletrosféra do átomo. Utilizou as idéias básicas de Max Planck (1900) de que a energia é emitida de forma descontínua, em pacotes. Cada pacote = 1 quantum ou 1 fóton. Segundo Böhr:

- a) o elétron move-se em órbitas circulares ao redor do núcleo. As órbitas têm raios bem definidos (níveis de energia).
- b) para cada órbita, o elétron tem um valor de energia. Quanto mais afastada do núcleo, maior a energia do elétron.
- c) se o elétron passa para uma órbita mais afastada, ganhou energia do meio ambiente (órbita forçada). Ao voltar à órbita natural libera a energia recebida sob a forma de radiação. Para cada salto diferente no retorno \Rightarrow uma radiação diferente.



Modelo atômico de Böhr (órbitas eletrônicas)

X. ÁTOMO – NÚMEROS DE IDENTIFICAÇÃO:

- **Número atômico de um átomo (Z):** é o nº de prótons (de cargas positivas) que há no seu núcleo. Um átomo é diferente de outro pelo valor de Z ($Z = p$).

- **Número de massa de um átomo (A):** é a quantidade de núcleons em um átomo. Núcleons são prótons e nêutrons ($A = p + n$).

Para representar o número de prótons, nêutrons e elétrons de uma espécie X:

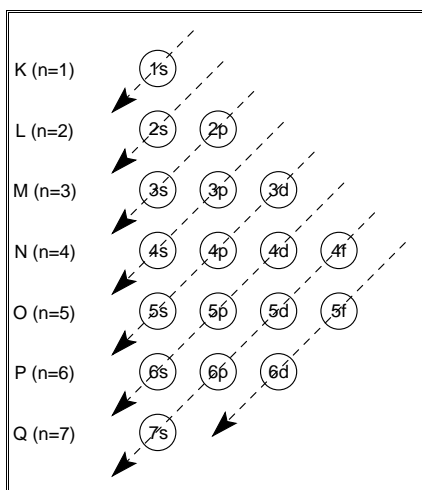


Num átomo, o nº de prótons é igual ao nº de elétrons. O átomo é eletricamente neutro.

- Um íon é um átomo desequilibrado eletricamente, ou seja, o nº de elétrons não é igual ao de prótons como ocorre num átomo (ou numa molécula). O ânion tem excesso de elétron(s), sendo íon negativo. O cátion tem carência de elétron(s), sendo íon positivo.

O diagrama de Linus Pauling

Procurou simplificar a disposição dos subníveis:



10.1. Distribuição Eletrônica em Átomos e Íons.

- Fazer o diagrama de Linus Pauling.
- Observar a lotação máxima nos subníveis s, p, d e f.
- Seguir a ordem crescente de energia dos subníveis (seguir as diagonais).

➤ ISÓTOPOS, ISÓBAROS, ISOTONOS E ISOELETRONICOS:

- **Isótopos** são átomos (ou íons) de um mesmo elemento com diferentes números de massa ($^{35}_{17}\text{Cl}$ e $^{37}_{17}\text{Cl}$).
- **Isóbaros** são átomos (ou íons) de elementos diferentes com o mesmo número de massa (^3_1H e ^3_2He).
- **Isótonos** são átomos (ou íons) de elementos diferentes com o mesmo número de nêutrons ($^{23}_{11}\text{Na}$ e $^{24}_{12}\text{Mg}$).
- **Espécies isoeletrônicas** são átomos, moléculas, ou íons com o mesmo número de elétrons ($^{10}_{10}\text{Ne}$ e $^{13}_{13}\text{Al}^{3+}$).