

Os Modelos Atômicos

Letícia Silva



1 Átomo

Com as várias descobertas que haviam sido feitas durante a época da “Estagnação Química” e com a prova de que a Teoria dos 4 elementos estava equivocada, houve a necessidade de montar uma teoria que pudesse contemplar todas as conquistas feitas nos últimos tempos. Assim, começou a ideia de construir uma teoria atômica, com raízes nos pensamentos de Leucipo e Demócrito.

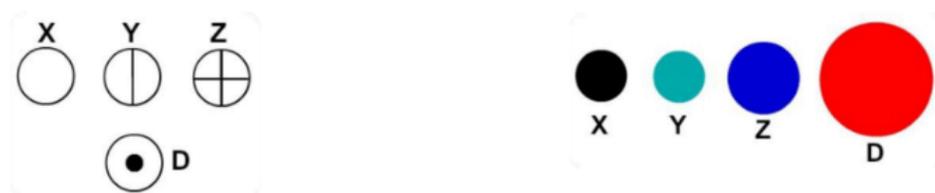
2 John Dalton

Por volta de 1808, o cientista John Dalton elaborou uma teoria baseada nas ideias de Leucipo e Demócrito e nas Leis Ponderais. As ideias do cientista eram:

1. A matéria é formada por pequenas partículas denominadas átomos.

2. Os átomos são pequenas esferas, similares a bolas de bilhar
3. O átomo é indivisível, indestrutível, maciço, homogêneo e eletricamente neutro
4. Diferentes elementos possuem diferentes propriedades
5. É possível diferenciar dois átomos pela sua massa
6. Uma reação química é apenas um rearranjo de átomos

Dalton também utilizava algumas representações de átomos vindas da alquimia ou usava bolinhas de diferentes cores e tamanhos. Observe:



John comparou seu modelo com bolas de bilhar. Hoje sabemos que Dalton estava equivocado: os átomos podem ser destruídos, não são homogêneos, também vimos na aula anterior que o que diferencia os elementos é o seu número atômico e não sua massa, sabemos também que elementos diferentes podem ter as mesmas propriedades.

Mas ele também trouxe algumas contribuições como a 1ª e 6ª frase. Dalton nos ajudou a compreender a Lei da Conservação da massa de Lavoisier, o conceito de substância simples e compostas, misturas, descobriu que os gases se expandem de modo a ocupar o recipiente, introduziu o conceito de massa atômica.

3 Leis Ponderais

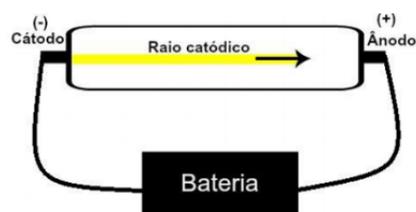
Ao final do século XVIII, Antoine Lavoisier, Louis Proust e John Dalton desenvolveram as leis ponderais através de alguns experimentos.

- **Lei da Conservação da Massa:** Elaborada por Antoine Lavoisier, consiste na ideia de que a massa dos reagentes é igual a massa dos produtos, em uma reação que ocorre em sistema fechado.

- **Lei das Proporções Constantes:** Elaborada por Louis Proust, consiste na ideia de que para uma reação ocorrer existe uma proporção constante entre os reagentes e produtos.
- **Lei das Proporções Múltiplas:** Elaborada por John Dalton, consiste na ideia de que existe mais de uma proporção fixa entre os reagentes assim possibilitando a formação de mais de um produto.

4 Willian Crookes

Em 1856, o físico Willian Crookes criou uma vidraria que consistia em um tubo de vidro vedado onde poderia colocar gases em baixas pressões, apresentando um polo negativo e outro positivo nas extremidades do tubo, eletrodos. Essa vidraria é conhecida como Ampola de Crookes. Ao polo negativo deu-se o nome de cátodo e para o positivo ânodo. Uma explicação rápida para os nomes seria que o cátodo é o local para onde vão os cátions e o ânodo o local para onde vão os ânions.



Ao aplicar uma diferença de potencial (ddp) entre os polos, observava-se um raio luminoso partir do cátodo em direção ao ânodo. A esse raio deu-se o nome de raio catódico.

5 J. J. Thomson

No ano de 1897, o inglês Joseph Thomson realizou experimentos com os raios catódicos e fez algumas descobertas notáveis.

- expor a ampola a um campo elétrico externo, observa-se que os raios se deslocam para a placa positiva, assim constata-se que eles possuíam carga negativa.
- Ao colocar uma pequena hélice no interior da ampola e exercer a ddp entre os polos, nota-se que ela começa a se mover, assim mostrando que eles possuem massa.

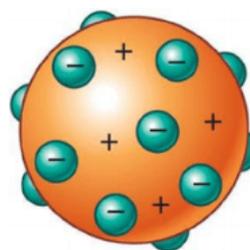
- Ao exercer a ddp entre os polos sem o campo externo, observa-se que eles caminham em linha reta.
- Mesmo que trocasse o gás na ampola, os mesmos efeitos aconteciam. Mostrando que se trata de uma partícula subatômica, presente em toda a matéria.

Assim, os raios catódicos foram renomeados como elétrons, sendo considerados como as primeiras partículas subatômicas descobertas.

A partir de seus estudos, Joseph notou que o átomo não era indivisível como propunha Dalton.

Thomson sugeriu que o átomo seria uma esfera carregada positivamente com cargas negativas imersas de modo a promover o equilíbrio elétrico. Algo semelhante a um pudim de passas onde a massa seria a carga positiva e as passas a negativa.

Hoje sabemos que o modelo de Thomson também estava equivocado, assim como Dalton. Entretanto ele fez outras descobertas notáveis como o estudo do elétron.



6 Henri Becquerel e o casal Curie

Em 1895, o alemão Wilhelm Konrad Röntgen fez a descoberta dos raios X, utilizando uma ampola de Crookes e platinocianeto de bário, que estimularam que em 1896 Becquerel testasse sua hipótese de que substâncias fosforescentes e fluorescentes também emitiriam raios X. Henri colocou ao sol amostras de um minério de urânio, sulfato duplo de potássio e uranila bihidratada junto de um filme fotográfico. O objetivo era observar se havia impressão no filme.

Entretanto, começaram as chuvas e Henri teve de guardar seus materiais em uma gaveta escura com filmes fotográficos virgens. Durante vários dias o sol não apareceu, Becquerel esperava retirar diversas imagens defeituosas quando abrisse a gaveta, entretanto o que apareceu foram silhuetas com grande nitidez.

Becquerel descobriu que a reação poderia ocorrer no escuro, além de que a radiação que o urânio emitia conseguia ionizar gases, transformando-os em condutores.

O casal Pierre e Marie Curie juntaram-se a ele nas pesquisas e descobriram que as propriedades encontradas naqueles minérios eram oriundas do urânio, Marie batizou-a de radioatividade.

O casal Curie trabalhou duro e tiveram conclusões que mudaram o rumo da radioatividade. Chegaram a usar cerca de 1400L de uranita.

Em 1898, Marie descobriu que existiria um elemento ainda mais ativo que o Urânio em seus minérios naturais.

Em 1902, o casal isolou dois elementos que ainda não haviam sido descobertos na época. Ao primeiro deram o nome de Rádio, pois ele é 2 milhões de vezes mais radioativo que o Urânio. E ao segundo chamaram de Polônio em homenagem à terra natal de Marie.

Em 1903, Becquerel e o casal Curie receberam o Prêmio Nobel de Física graças aos seus estudos.

7 Ernest Rutherford

A partir da descoberta da Radioatividade, Rutherford fez um experimento para verificar a veracidade do modelo de Thomson, ficando surpreso com as descobertas.

Ele perfurou um bloco de chumbo (*Pb*) e colocou Polônio dentro do buraco, montou uma estrutura de uma fina camada de ouro e uma tela de sulfeto de zinco envolvendo todo o esquema.

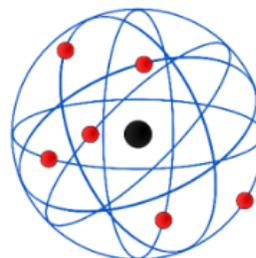
O experimento consistia em bombardear a folha de ouro com partículas α (alfa) provenientes do Polônio. O resultado obtido foi que várias partículas seguiam a trajetória retilínea, algumas sofriam pequenos desvios, outras sofriam grandes desvios, e algumas chegavam inclusive a voltar. Ele conseguia observar a trajetória através de pontos na tela de sulfeto de zinco. Isso provava que o átomo não era homogêneo.

Comparando o número de partículas emitidas e as desviadas, Ernest deduziu que existiam pequenos pontos onde estavam localizados a massa de ouro.

Ernest disse que o núcleo seria pequeno e positivo. A explicação para a trajetória partículas era que se elas estivessem longe dos núcleos passariam reto como se a folha não estivesse lá, se passar próximos do núcleo positivo sofreriam pequenos e grandes desvios dependendo da distância, por último, as que retornavam eram as que estavam em uma trajetória onde dariam de frente com o núcleo, a repulsão era grande ao ponto de retornar.

O modelo de Rutherford consistia em um núcleo positivo, denso e pequeno, que seria neutralizado por uma grande região negativa chamada de eletrosfera onde ficariam os elétrons que orbitariam o núcleo em trajetórias circulares. Chamado de Modelo do Sistema Solar.

Esse modelo encontrou dois problemas! O primeiro era que não conseguia explicar como o núcleo não explodia em repulsão já que era formado apenas por partículas positivas. O segundo problema era que não conseguia explicar porque os elétrons não diminuíam o raio de sua órbita em direção ao núcleo enquanto liberavam energia.



Eram situações que a Física Clássica não conseguia entender e Rutherford não conseguia explicar. Muitos não deram o devido valor ao modelo de Ernest por essas questões.

8 James Chadwick

Em 1932, o inglês James Chadwick fez uso da Conservação da Quantidade de Movimento de modo a comprovar a existência do nêutron, uma partícula anteriormente prevista por Rutherford que seria neutra e de massa igual à do próton. Vale ressaltar que Rutherford só supôs a existência dessas partículas e não conseguiu provar!

O experimento de James consistia em partículas alfas colidindo com uma amostra de Berílio. Dessa colisão surgirão radiações similares a raios gama, entretanto, após efetuar os devidos cálculos, Chadwick notou que não se tratavam de raios gama, mas sim dos nêutrons. Para comprovar sua hipótese, ele mediu a massa constatando que eram iguais a dos prótons e submeteu as partículas a campo elétrico.

A existência dos nêutrons no núcleo atômico explicava porque ele não explodia devido a repulsão.

9 Niels Böhr

Entretanto, tempos depois, Niels Böhr aperfeiçoou o modelo de Rutherford, com um detalhamento matemático, fazendo inclusive com que alguns autores chamem seu modelo de Rutherford-Böhr. Através da teoria quântica de Planck, ele fez os seguintes postulados:

1. Os elétrons descrevem órbitas circulares com níveis de energia estacionário devido a força elétrica definida pela Lei de Coulomb. Camadas que ele nomeou com K, L, M, N ...

2. Os elétrons não se movimentam para camadas mais internas ou externas espontaneamente.
3. Ao receber um pacote de energia externa, denominado quantum, com a quantidade exata para saltar para outra camada, ele o faz (estado excitado) e, quando retorna (estado fundamental), o faz emitindo luz.

O modelo de Böhrr conseguiu solucionar as questões de Rutherford, mas hoje também sabemos que o átomo não é como no sistema solar e que as órbitas não são tão bem definidas. Logo, esse não é o modelo mais correto para explicar o átomo.

Contudo, ele é um dos modelos mais difundidos no Ensino Médio. Conseguia explicar o átomo de hidrogênio de maneira satisfatória. Todavia, para os demais átomos, havia discrepância entre a teoria e a prova experimental no espectro de emissão.

OBS I: Os espectros de emissão para átomos diferentes do hidrogênio eram formados por um conjunto de linhas denominado espectro de raia. Quando analisados, esses espectros possibilitaram a compreensão que, quando excitados, os elétrons da mesma camada apresentam comportamento espectral semelhante.

Cientistas deduziram valores de energia para as camadas onde os elétrons orbitavam. Camadas próximas umas das outras possuíam valores próximos.

OBS II: Böhrr conseguiu definir uma equação que daria a energia da camada para o átomo de hidrogênio e hidrogenoides:

$$E_n = \frac{-13,6 \text{ eV}}{n^2}$$

10 Modelo Atual

O modelo atômico atual é baseado em dois princípios:

- **Princípio da Incerteza de Heisenberg:** é impossível determinar precisamente a posição e a velocidade de um elétron no mesmo instante, à medida que a precisão de uma medida cresce, a de outra decresce. Fator mais detalhado em Física Moderna.
- **Princípio da Dualidade Onda-Partícula de De Broglie:** o elétron pode possuir comportamento ondulatório ou particular, dependendo da situação. Fator também mais detalhado em Física Moderna. Além disso, esse modelo aceita outras verdades já ditas anteriormente por outros cientistas, como:

- Elétron possui carga negativa
- O núcleo fica no centro do átomo e é composto por prótons e nêutrons. É denso, sendo responsável pela massa do átomo. Isto se dá devido a massa diminuta do elétron comparada a massa dos nêutrons e dos prótons.
- O átomo é eletricamente neutro, porque o número de prótons é igual ao de elétrons.

Entre outros pontos afirmados pelos demais cientistas.