

# Química e Ciência dos Materiais

## O átomo e a tabela periódica

### U1 – S1

Abordaremos nesta webaula uma breve introdução à química, ao átomo e aos modelos atômicos, bem como à importância da tabela periódica.

Embora tenha sido **Demócrito** (460-370 a. C.) o primeiro a teorizar que a matéria podia ser dividida infinitas vezes até chegar em partes indivisíveis, nomeadas de **átomos**, esta pergunta foi respondida apenas em 1807 pelo cientista inglês **John Dalton**, ao realizar experimentos medindo a massa de diversos compostos, observando que a quantidade dos elementos permanecia sempre a mesma. Para a água, ele observou que sempre eram encontrados 8 gramas (g) de oxigênio para 1 g de hidrogênio.

Com estes resultados, Dalton propôs um modelo para composição da matéria, que seria formada de minúsculas partículas indivisíveis, sendo os átomos de cada elemento iguais. Para diferentes elementos, os átomos teriam massas distintas e a combinação química ocorreria quando os átomos formassem uma união firme, sendo que nestas reações os átomos não seriam criados e nem destruídos. O modelo atômico de Dalton ficou conhecido como bola de bilhar, por considerar o átomo uma bola maciça.

**Ernest Rutherford** (1910) propôs um novo modelo, onde o átomo era composto por um núcleo contendo partículas positivas, rodeado por elétrons, que são espécies negativas. Se você considerar a interação eletrostática das cargas, para este modelo surgem duas perguntas:

- 1) Como espécies carregadas positivamente não se repeliam no núcleo?
- 2) Por que os elétrons não eram atraídos pelos prótons?

Em resposta a primeira pergunta, foi proposto que existiam outras espécies subatômicas que ficavam no núcleo, desta vez sem carga: os nêutrons. Fato confirmado em 1932 com a determinação de sua massa por James Chadwick. Já a segunda pergunta era um pouco mais difícil e fez com que **Niels Bohr** e **Arnold Sommerfeld** propusessem que os elétrons estavam em movimento, percorrendo órbitas elípticas (1913).

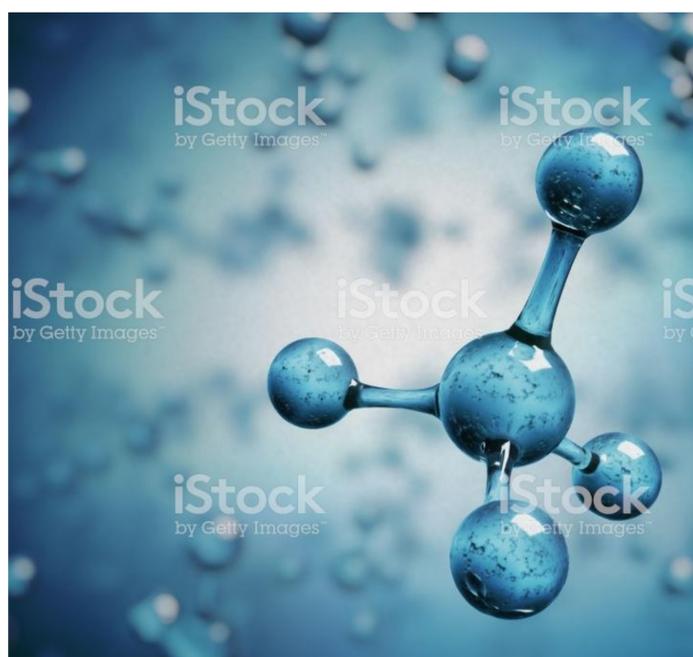
Bohr, utilizando alguns conceitos desenvolvidos por Planck e Einstein em diversos experimentos, propôs que apenas algumas trajetórias eram possíveis para o elétron, estas trajetórias são o que você conhece por camadas eletrônicas, que compõem a eletrosfera.

## Modelo de Bohr

No modelo de Bohr, os elétrons não emitem energia ao percorrer sua trajetória, apenas para passar de uma camada interna para uma mais externa ocorre a absorção de energia.

A quantidade de energia liberada, dependia do elemento que estava sendo avaliado e da camada em que o elétron se encontrava, entretanto, era sempre múltiplo de uma quantia fixa, o chamado quantum.

Embora o modelo de Bohr seja uma maneira bastante visual de imaginarmos um átomo, não há uma trajetória completamente definida para o elétron, apenas uma região em que ele pode estar com maior probabilidade, que chamamos de orbital atômico quando ultrapassa 90% de chance. Estes orbitais se organizam em camadas, de acordo com o seu nível de energia. É preciso parar de pensar no elétron como uma partícula e começar a imaginá-lo com um comportamento dual partícula-onda.



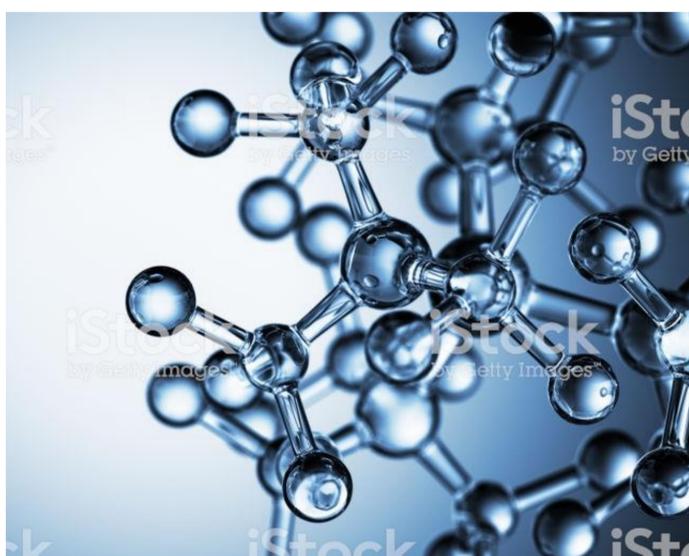
Fonte: iStock.

## Princípio da exclusão de Pauling

Segundo o **princípio da exclusão de Pauling**, dois elétrons não podem ter o mesmo conjunto de números quânticos, ou seja, temos dois elétrons com  $n=3$  (os dois na camada 3),  $\ell=1$  (os dois no orbital p),  $m_\ell=0$  (os dois com a mesma orientação espacial ou x, ou y, ou z), porém cada um gira em um sentido ( $m_s = +1/2$  e  $m_s = -1/2$ ). Em outras palavras, pode-se dizer que o princípio da exclusão de Pauling fala que apenas dois elétrons podem ocupar 1 orbital.

## Distribuição eletrônica

O processo de distribuição dos elétrons ao longo das camadas e subcamadas é chamado de distribuição eletrônica, sendo que devemos seguir o princípio da construção (*aufbau*), colocando os primeiros elétrons na camada menos energética.



Fonte: iStock.

## Número atômico e massa atômica

O número de prótons que um átomo possui é chamado de número atômico, enquanto a massa de um átomo é chamada massa atômica. A massa atômica é relativa, ou seja, determinada por convenção, foi atribuída uma massa relativa igual a 1 aos prótons e aos nêutrons. A unidade de medida de massa atômica é o u (u.m.a), sendo que 1 u corresponde a 1/12 da massa do carbono, em muitas fontes você irá encontrar esta grandeza como adimensional. Uma espécie que possui o mesmo número de prótons que outra, porém, massas atômicas distintas, é chamada de isótopo.

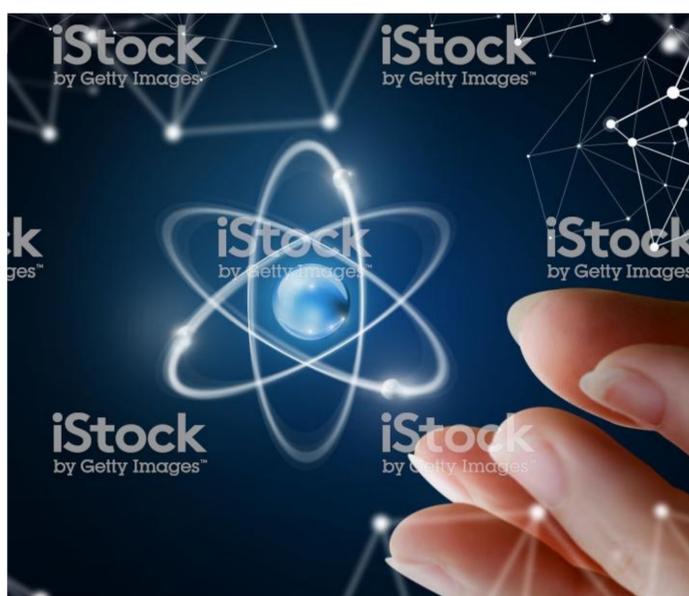
## A organização de elementos químicos

A primeira organização de elementos químicos data de **1817** e, após muitas outras tentativas de organização de acordo com suas características, somente em 1969 e 1970 os cientistas Dmitri Mendeleev e Julius Lothar Meyer publicaram independentemente uma tabela considerada efetiva, utilizando a massa atômica como critério de organização (KOTZ et al., 2016).

Na proposta atual, Mendeleev organizou os elementos pelos seus números atômicos, pois com a descoberta da radioatividade e dos isótopos, descobriu-se que átomos de elementos diferentes poderiam possuir a mesma massa. Com o modelo quântico do átomo, outras características passaram a ser consideradas, como a distribuição eletrônica, passando as linhas da tabela periódica a conterem determinado número de átomos até que suas propriedades químicas e físicas começassem a se repetir.

## Tabela periódica: informações sobre os elementos

Pode-se obter algumas informações sobre os elementos olhando para a tabela periódica. Existem algumas propriedades que se repetem de tempos em tempos, estas são as propriedades atômicas que possuem tendências periódicas. São elas: tamanho atômico, tamanho iônico, energia de ionização e afinidade eletrônica.



Fonte: iStock.

### Tome nota!

Com os conhecimentos adquiridos nesta webaula, você não só compreendeu a estrutura do átomo e sua representação, mas também como a tabela periódica pode auxiliar a extrair informações sobre eles.

iStock