

1.0 – A Constituição da matéria

1.1 Indagações

- De onde venho?
- Por que estou aqui?
- Para onde irei?
- Quem me originou? E para quê?
- De que sou feito?

É inerente à natureza humana indagar sobre esses temas. Enquanto as religiões buscam oferecer explicações para as quatro primeiras questões, a ciência se dedica a elucidar a última: qual é a nossa composição?

A resposta a essa indagação reside em uma disciplina da Química conhecida como **Constituição da Matéria** ou **Estrutura da Matéria**, a qual iremos explorar nessa frente.

1.2 Modelos

Na área científica, um modelo constitui-se como uma construção humana que visa representar um fato ou fenômeno específico.

Ao longo do tempo, a ciência revela novos fatos que podem complementar, aprimorar ou refutar esses modelos. Dessa forma, novas representações são criadas para explicar de maneira mais precisa esses fenômenos, ou seja, os modelos não são estáticos.

Agora, direcionaremos nosso estudo para alguns modelos atômicos que buscam elucidar a estrutura e o comportamento dos átomos.

2.0 – Modelos Atômicos

2.1 Modelo Atômico (primitivo)

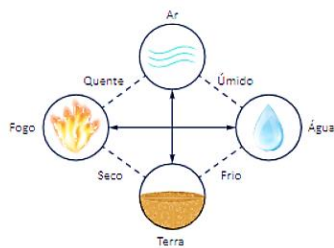
A curiosidade sobre a constituição da matéria existe desde os primórdios da humanidade. O primeiro modelo com ideias sobre o átomo ficou conhecido como **O Modelo Atômico Primitivo**, proposto por Demócrito na Grécia Antiga por volta de 460 a.C., uma das primeiras ideias conhecidas sobre a natureza fundamental da matéria. Segundo Demócrito, a matéria é composta por partículas indivisíveis chamadas **"átomos"**, uma palavra que deriva do grego e significa "indivisível". Ele postulava que esses átomos eram eternos, indestrutíveis e invisíveis a olho nu.

Contudo, a crença na realidade da existência dos átomos era abraçada por poucos. Aristóteles, um destacado filósofo da época, se posicionava de maneira contrária a essas concepções, argumentando que Empédocles, com sua teoria dos quatro elementos fundamentais, estava correto.

2.2 Modelo Atômico de Dalton (1808)

Por muitos séculos, a concepção dos átomos foi relegada a segundo plano. Contudo, no século XIX, o cientista inglês John Dalton, baseando-se em experimentos com reações químicas, ressuscita o modelo de Demócrito e aprimora o conceito de átomo. Os seis postulados a seguir sintetizam o trabalho científico de John Dalton, conhecido como **"Teoria Atômica"**, publicado em 1808.

1º Postulado: A matéria é formada por átomos indivisíveis e indestrutíveis.



2º Postulado: Todos os átomos de um determinado elemento são idênticos quanto às suas massas e às suas propriedades químicas.

3º Postulado: Átomos de elementos diferentes possuem massas e propriedades diferentes.

4º Postulado: Átomos de elementos diferentes se combinam em uma proporção fixa para originar determinado composto químico.

5º Postulado: Durante as reações químicas, átomos não são criados nem destruídos, mas apenas rearranjados, formando novas substâncias.

6º Postulado: Átomos de certo elemento químico não podem se converter em átomos de outro elemento.

As Leis Ponderais estão diretamente relacionadas a este modelo, pois contribuíram para o desenvolvimento da teoria atômica ao fornecerem evidências experimentais e princípios fundamentais que apoiaram as ideias propostas por John Dalton.

Lei da Conservação da Matéria

O cientista francês Antoine Laurent Lavoisier realizou inúmeras experiências em que pesava as substâncias antes e depois da reação química, e verificou que as massas permaneciam inalteradas quando a reação ocorria em sistema fechado. Com base nesses experimentos, em 1774, enunciou a seguinte lei:

Em uma reação química, a soma das massas dos reagentes é sempre igual à soma das massas dos produtos.

Essa lei, também chamada de Lei de Lavoisier, é também enunciada de modo mais amplo.

Na natureza, nada se cria e nada se perde. Tudo se transforma.

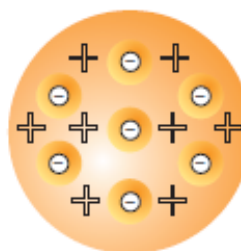
Lei das Proporções Definidas

O cientista francês Joseph Louis Proust também realizou cuidadosas investigações sobre o tipo e a quantidade de elementos presentes em diversas substâncias compostas, e chegou a uma importante generalização, em 1797, que é conhecida como Lei de Proust:

Em uma dada reação química, há uma relação fixa entre as massas das substâncias participantes.

2.3 Modelo Atômico de Thomson (1897)

O físico britânico Joseph John Thomson (1856-1949) descobriu o elétron (que viria ser a primeira partícula subatômica) enquanto investigava os **"raios catódicos"**. Thomson mostrou que esses raios eram fluxos de partículas carregadas negativamente, ele também descobriu que essas partículas eram iguais para todos os metais utilizados por ele, concluindo que essa partícula fazia parte de todos os átomos.

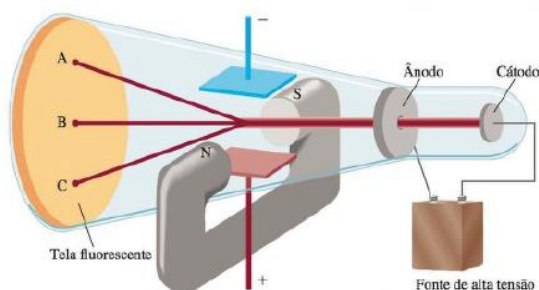


Como se sabia que a carga total dos átomos é zero e esta nova partícula tinha carga negativa, significava que o restante do átomo deveria conter carga positiva suficiente para neutralizar a carga, então Thomson sugeriu um novo modelo atômico que seria como um material gelatinoso de carga positiva, com os elétrons

suspensos nela, "parecendo" **um pudim com passas**.

Os tubos de raios catódicos

Um tubo de raios catódicos simples é um tubo de vidro em que foi feito vácuo, tendo em cada extremidade eletrodos de metal, um negativo (cátodo) e um positivo (ânodo). Quando se aplicam altas voltagens aos eletrodos, os raios catódicos (correntes de elétrons) fluem do cátodo para o ânodo.



Uma vez que os raios catódicos são um fluxo de elétrons, aqueles constituem um meio ideal para o estudo das propriedades dos elétrons. Os raios que se movem em linha reta são independentes do material dos eletrodos e do gás residual que existe no tubo. Eles tornam as paredes do tubo fluorescentes (brilhantes), formam uma sombra quando se coloca um objeto em seu caminho e podem ser desviados por um ímã.

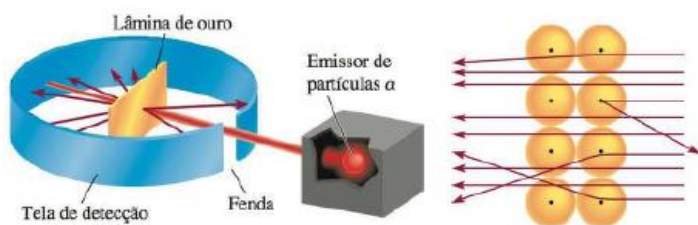
Thomson, a partir de seus experimentos com os tubos de raios catódicos, criou um modelo em que o átomo era formado por cargas positivas e negativas, como vimos anteriormente.

2.4 Modelo Atômico de Rutherford (1908)

Em 1908 Ernest Rutherford (1871-1937) pediu a dois estudantes Hans Geiger e Ernest Marsden, para verificar como se comportaria as partículas α (alfas) emitidas pelo radônio quando as mesmas passassem por uma folha de platina cuja espessura era de uns poucos átomos (imagem abaixo).

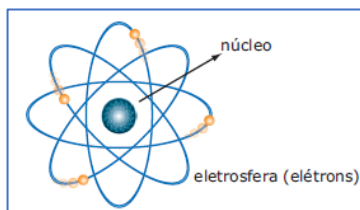


A experiência de Rutherford



Se o modelo de Thomson realmente estivesse correto as partículas α facilmente atravessaria a carga positiva difusa da folha, com um leve desvio de trajetória. Porém observou-se que quase todas as partículas α passaram sofrendo um eventual desvio muito pequeno, uma a cada 20.000 sofria um desvio superior a 90° , e algumas poucas partículas voltavam na trajetória original.

Assim **O modelo** conclui que o átomo tem um centro muito denso de carga positiva, porém esse centro (denominado de **núcleo**) é envolvido por um enorme volume de espaço quase vazio que continha os elétrons que realizavam uma trajetória circular envolta do núcleo.



Em 1911 Rutherford conseguiu explicar essas observações e seu modelo ficou conhecido como Modelo Planetário.

2.5 Descoberta do Nêutron (1932)

A descoberta do nêutron é creditada ao físico britânico James Chadwick, que realizou experimentos fundamentais no início da década de 1930.

O experimento mais notável realizado por Chadwick ocorreu em 1932. Ele utilizou uma fonte de partículas alfa para bombardear berílio, resultando na emissão de partículas subatômicas não carregadas eletricamente, até então desconhecidas. Essas partículas tinham massa próxima à massa do próton, mas não carregavam carga elétrica, diferenciando-se significativamente dos elétrons.

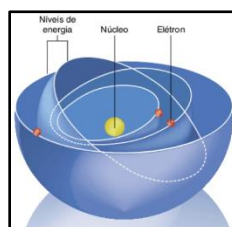
Chadwick interpretou essas partículas neutras como sendo novas partículas subatômicas, que ele chamou de "nêutrons".

Partículas subatômicas

Partícula	Massa real	Massa relativa	Carga real	Carga relativa
Próton	$1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$	1	$+ 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$	+1
Nêutron	$1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$	1	0	0
Elétron	$9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$	1/1840	$- 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$	-1

2.6 Modelo de Bohr (1913)

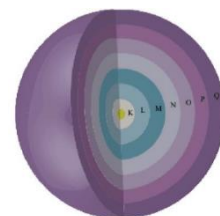
No ano de 1913, o dinamarquês Niels Henrick David Bohr (1885-1962) estabeleceu o modelo atômico que complementaria o modelo sistema planetário (Rutherford). Bohr chegou a esse modelo baseando-se no dilema do átomo estável, ele acreditava na existência de princípios físicos que descrevessem os elétrons existentes nos átomos.



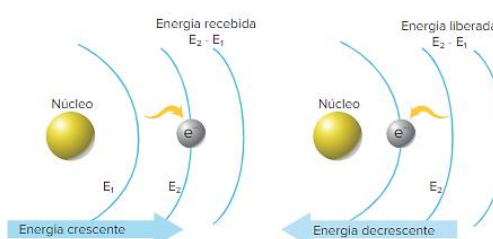
Utilizando a Mecânica Quântica de Max Planck (1900), utilizando o modelo de Rutherford, e analisando o comportamento da luz através de espectros descontínuos de elementos químicos, Bohr construiu um novo modelo a partir dos seguintes postulados:

- 1º) Os elétrons movem-se em órbitas circulares em torno do núcleo atômico central sem perder ou ganhar energia (**Órbitas Estacionárias, ou Camadas Eletrônicas ou Níveis de Energia**).
- 2º) Cada um desses níveis possui um valor determinado de energia;
- 3º) Não é permitido ao elétron permanecer fora desses níveis de energia;
- 4º) Movendo-se em uma mesma camada um elétron não absorve nem emite energia;
- 5º) Ao saltar de uma órbita para outra, o elétron emite ou absorve uma quantidade definida de energia, chamada de **quantum de energia**.

A partir destes postulados, Bohr propôs a existência de sete níveis de energia no átomo de hidrogênio, para explicar a emissão de radiação eletromagnética nesse elemento. Os níveis (ou ainda chamados comumente de camadas) são designados pelas letras K, L, M, N, O, P e Q.



Quando um elétron ganha energia (térmica, elétrica ou luminosa) do meio externo, o mesmo é promovido a um nível mais energético (mais distante do núcleo) e, logo em seguida, retorna ao nível de origem, liberando toda a energia recebida sob a forma de luz ou outra radiação eletromagnética (daí o nome de **fóton**): esse fenômeno é o chamado salto de Bohr ou **salto quântico**.



Teste de chama do Bico de Bunsen

Existem metais que na forma de compostos dão colorações características à chama azul do Bico de Bunsen.



Essa propriedade é usada em laboratórios de química no reconhecimento de metais. Com o calor da chama do Bico de Bunsen, os elétrons dos íons metálicos absorvem energia e saltam para níveis mais externos; ao retornarem para os níveis internos são emitidas radiações com as colorações características para cada metal.

Imagem

Um exemplo comum ocorre quando se cozinha em fogões a gás, a chama azul fica amarela quando nela cai um pouco de sal ou do alimento contendo sal. O cátion sódio, presente no sal (cloreto de sódio) é responsável por essa cor amarela da chama.

Os Fogos de Artifício

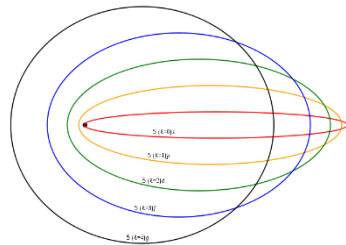
Uma aplicabilidade de um dos postulados do Modelo de Bohr (postulado do salto quântico) são as diferentes cores observadas com a queima dos fogos de artifício, pois os mesmos utilizam sais de diferentes metais na mistura explosiva (pólvora e, quando detonados, produzem cores diferentes: veja a tabela com diferentes sais e suas cores características:



Sais de	Colorações
Sódio	Amarela
Bário	Verde
Cobre	Azul
Cálcio	Vermelho
Potássio	Violeta
Estrôncio	Vermelho

2.7 A evolução do modelo atômico de Bohr

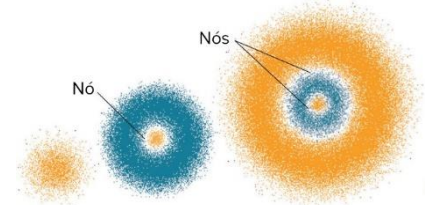
Em 1916, Arnold Sommerfeld propôs que as camadas eletrônicas de Bohr seriam na verdade formadas por subcamadas ou subníveis, sendo uma circular e as demais elípticas. Estudos mais precisos das subcamadas eletrônicas, mostraram aos cientistas que sob a ação de um forte campo magnético estas subcamadas possuíam dois comportamentos diferentes.



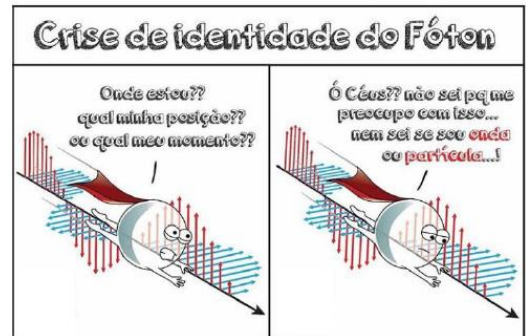
Em 1924, Otto Stern e Walter Gerlach, provaram que os elétrons possuem, além do movimento de translação em torno do núcleo, um movimento de rotação em torno do seu próprio eixo, chamado de **spin**. Com este movimento de rotação (horário ou anti-horário) o elétron cria em si um campo magnético, o que justifica os dois comportamentos frente a um forte campo magnético externo.

J. J. Thomson ganhou um prêmio Nobel por provar que o elétron se comportava como uma partícula, paradoxalmente, seu filho G. P. Thomson ganhou outro Nobel por provar que o elétron se comportava como uma onda. Em 1923, Louis **De Broglie**, enunciou a **Teoria da Dualidade Onda-Partícula**, a qual diz que: "A todo elétron em movimento está associado uma onda característica".

Em 1926, Werner **Heisenberg** enunciou o **Princípio da Incerteza**, segundo o qual, é impossível prever com exatidão a posição e a velocidade de um elétron em um determinado instante.

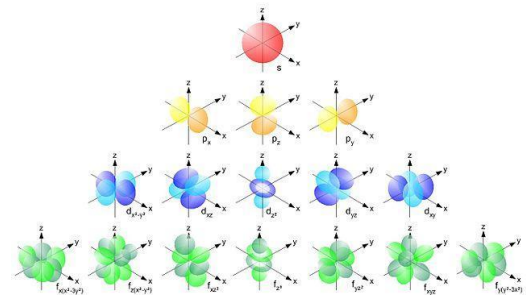


Ainda em 1926 o cientista Erwin **Schrodinger**, matematicamente, através de uma Equação de ondas, mostrou que a ideia de trajetória circulares de Bohr para os elétrons, tornava-se sem sentido, visto que era impossível determinar essa trajetória.



Segundo a **Equação de Schrodinger** é possível apenas calcular uma região onde haveria a maior probabilidade de se encontrar um elétron, esta região foi chamada de **Orbital**.

Orbitais Atômicos



Atualmente aceita-se que os elétrons podem ser estudados pelo seu conteúdo energético, ou seja, a eletrosfera está dividida em **Níveis** de energia (**K, L, M, N, O, P, Q**), os quais se subdividem em **Subníveis** (**s, p, d, f**) de energia, estes subníveis permitem um número máximo de orbitais e elétrons, sendo que cada orbital possui no máximo **2 elétrons** com **spins** contrários, conforme distribuído na tabela abaixo.

Subnível	Nº de orbitais	Quantidade de elétrons
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

EXERCÍCIOS ENEM

01 (ENEM) Em 1808, Dalton publicou o seu famoso livro o intitulado Um novo sistema de filosofia química (do original *A New System of Chemical Philosophy*), no qual continha os cinco postulados que serviam como alicerce da primeira teoria atômica da matéria fundamentada no método científico. Esses postulados são numerados a seguir:

1. A matéria é constituída de átomos indivisíveis.
2. Todos os átomos de um dado elemento químico são idênticos em massa e em todas as outras propriedades.
3. Diferentes elementos químicos têm diferentes tipos de átomos; em particular, seus átomos têm diferentes massas.
4. Os átomos são indestrutíveis e nas reações químicas mantêm suas identidades.
5. Átomos de elementos combinam com átomos de outros elementos em proporções de números inteiros pequenos para formar compostos.

Após o modelo de Dalton, outros modelos baseados em outros dados experimentais evidenciaram, entre outras coisas, a natureza elétrica da matéria, a composição e organização do átomo e a quantização da energia no modelo atômico.

OXToby, DW.; GILLIS, H. PR; BUTLER, L.J. Principles of Modern Chemistry. Boston: Cengage Learning, 2012 (adaptado).

Com base no modelo atual que descreve o átomo, qual dos postulados de Dalton ainda é considerado correto?

- A) 1
- B) 2
- C) 3
- D) 4
- E) 5

02 (ENEM) Um fato corriqueiro ao se cozinhar arroz é o derramamento de parte da água de cozimento sobre a chama azul do fogo, mudando-a para uma chama amarela. Essa mudança de cor pode suscitar interpretações diversas, relacionadas às substâncias presentes na água de cozimento. Além do sal de cozinha (NaCl), nela se encontram carboidratos, proteínas e sais minerais.

Cientificamente, sabe-se que essa mudança de cor da chama ocorre pela

- A) reação do gás de cozinha com a água, formando gás hidrogênio.
- B) reação do gás de cozinha com o sal, volatilizando gás cloro.
- C) produção de derivado amarelo, pela reação com o carboidrato.
- D) emissão de fótons pelo sódio, excitado por causa da chama.
- E) excitação das moléculas de proteínas, com formação de luz amarela.

EXERCÍCIOS DE SALA

01 (SAEP) O modelo atômico de Thomson surgiu para completar, com uma explicação eletrostática, o robusto e funcional modelo de Dalton. Depois do modelo de Thomson, surgiu o modelo de Rutherford, que mudou a maneira como o átomo era visto pelos cientistas da época. Esses modelos contribuíram significativamente para a evolução do conhecimento sobre o átomo. Porém, uma falha específica dos modelos de Thomson e de Rutherford não permitiu que nenhum deles conseguisse explicar outras características do átomo. Essa falha consiste em

- A) não explicar os aspectos eletrostáticos envolvendo as cargas nos átomos.
- B) considerar a existência de nêutrons no núcleo juntamente dos prótons.

C) explicar a quantização eletrônica com base nos estudos de Planck.

D) não explicar de maneira satisfatória os fenômenos espectrais.

E) utilizar o conceito de camadas eletrônicas quantizadas.

02 (SAEP) Observe a tirinha a



Disponível em: <http://www.cbpf.br/~eduhq>. Adaptado.

Qual modelo atômico é mais adequado para explicar o fenômeno ilustrado pela representação animista da tirinha?

- A) Dalton
- B) Thomson
- C) Rutherford-Böhr
- D) Rutherford
- E) Modelo Atômico Atual

03 (SAEP) Sommerfeld, ao estudar os espectros de emissão de átomos mais complexos que o hidrogênio, propôs um novo modelo atômico, no qual interpretou os espectros com múltiplas linhas e, por meio da instituição do número quântico secundário, explicou como os espectros de emissão apresentavam o fenômeno de múltiplas linhas nas raíes espectrais. Para explicar essa multiplicidade, supôs, então, que os níveis de energia estariam divididos em regiões menores.

NETO, João Gomes. "Modelo atômico de Sommerfeld". Disponível em: <<https://www.infoescola.com>>. Acesso em: 1º nov. 2019. (Adaptado)

O modelo atômico proposto por Sommerfeld em 1916 explicou as linhas múltiplas dos espectros de emissão a partir da

- A) existência de elétrons no núcleo.
- B) existência de subníveis eletrônicos.
- C) quantização dos prótons no núcleo.
- D) possibilidade de prótons serem excitados.
- E) existência de partículas neutras no núcleo.

04 (SAEP) Por mais que o modelo atômico de Dalton tenha sido revolucionário na sua época, afirmando que o átomo é indivisível, indestrutível e maciço, ainda haviam questionamentos científicos que o seu modelo não conseguia explicar. Posteriormente, JJ Thomson propôs o segundo modelo atômico, conhecido como pudim de passas, em que o átomo passa a ser constituído por partículas.

Com esse modelo atômico foi possível explicar algumas falhas do modelo de Dalton, sendo uma delas o (a)

- A) natureza elétrica da matéria.
- B) movimento em órbita dos elétrons ao redor do núcleo.
- C) existência de partículas neutras, conhecidas como nêutrons.
- D) divisibilidade do átomo em três partículas, elétrons, nêutrons e prótons.
- E) consistência do átomo, não sendo maciço, formada por núcleo e eletrosfera.

05 (SAEP) Testes qualitativos são aqueles realizados em laboratórios com o objetivo de identificar substância. Dentre eles, destaca-se o teste de chama, que é bastante simples e permite identificar a presença de alguns metais a partir da coloração que a chama assume. Por exemplo, ao se colocar um pouco de cloreto de sódio em contato com uma chama azul, logo ela adquire uma coloração alaranjada, indicando a presença do íon sódio.

Essa coloração pode ser explicada pelo modelo atômico de

- A) Bohr.
- B) Dalton.
- C) Rutherford.
- D) Lavoisier.
- E) Thomson