

FUNDAMENTOS DA TEORIA ATÔMICA

2 aula

META

Apresentar a evolução da teoria atômica.

OBJETIVOS

Ao final da aula, o aluno deverá: identificar os experimentos mais importantes que levaram à descoberta do elétron e ao modelo nuclear atômico:

- a. a teoria atômica de Dalton;
- b. a teoria atômica moderna: o modelo de Thomson e o modelo de Rutherford.

PRÉ-REQUISITOS

Conhecimento do conceito de matéria, de sua classificação e propriedades.



(Fonte: <http://www.atomo.com.br>).

Durante o século 20 o homem conquistou o “poder do átomo”. Foram criadas bombas atômicas e foi gerada eletricidade por meio da energia nuclear. Nesta época, foi estabelecido um modelo de átomo que ainda é a base da teoria atômica

INTRODUÇÃO

moderna. Foram identificadas três partículas subatômicas como constituintes de todos os átomos, sendo elas, os prótons, eletricamente positivos, nêutrons, eletricamente neutros, e elétrons eletricamente negativos. Mas, o que é um átomo, exatamente? Do que ele é feito? Qual é sua aparência? A busca da estrutura do átomo uniu muitas áreas da Química e da Física naquela que talvez tenha sido uma das maiores contribuições da ciência moderna.

Nesta aula, vamos acompanhar essa fascinante história sobre como descobertas em vários campos da ciência resultaram em nossa visão moderna do átomo. Vamos ver as consequências de conhecer a estrutura do átomo e como essa estrutura leva às novas tecnologias.

Demócrito, filósofo grego (460-370 a.C.), pensou que o mundo material deveria ser constituído por partículas minúsculas, eternas e indivisíveis, que chamou de átomos. Filósofos e cientistas posteriores a ele tentaram explicar a existência e a natureza do átomo. Os conhecimentos atuais mostram que parte da teoria de Demócrito estava certa, exceto a idéia de que os átomos são indivisíveis.



(Fonte: <http://www.meninodeus.com.br>).

Na aula anterior nós vimos que a Química estuda as propriedades das substâncias. Você já percebeu como as substâncias são diferentes? Também já observou que elas se comportam diferentemente em determinadas condições? Você já deve ter percebido que as substâncias apresentam diferentes cores, texturas, solubilidades e reatividades químicas.

Apenas para dar alguns exemplos, os diamantes são transparentes e duros, enquanto que o cristal do sal de cozinha é quebradiço e dissolve-se em água. O ouro conduz eletricidade e pode ser transformado em lâminas finas, já a nitroglicerina é uma substância explosiva.

Para entender e explicar essas diferentes propriedades, precisamos buscar respostas no universo submicroscópico, que é aquele que estuda os átomos e as moléculas.

Neste momento você deve estar com várias perguntas em mente, tais como: como os átomos se combinam? Quais são as regras que determinam de que maneira eles se combinarão? Como as propriedades de uma substância se relacionam com os tipos de átomos que ela contém? Como é um átomo? O que torna os átomos de um elemento diferentes dos de outros?

Assim, é através desta visão submicroscópica da matéria que temos a base para entender por que os elementos e compostos reagem como reagem e por que exibem propriedades físicas e químicas específicas.

TEORIA ATÔMICA DA MATÉRIA

No universo obsemos a presença de substâncias com vida e outras **inanimadas**, e que a matéria geralmente muda de uma forma química para outra.

Com o base nestas observações, filósofos antigos discutiam sobre a natureza da ‘matéria’ fundamental da qual o mundo era feito.

Depois que os químicos aprenderam a medir a quantidade de matéria que reagia com outra para formar uma nova substância, a base para a teoria atômica estava proposta.

TEORIA ATÔMICA

Inanimadas

Que não têm vida.



John Dalton

Químico e físico inglês (1766-1844). Criador da primeira teoria atômica moderna, Dalton estabeleceu a *lei das proporções múltiplas*, conhecida como *lei de Dalton*. Também estudou e descreveu o daltonismo, anomalia na visão das cores, da qual sofria.

A teoria atômica clássica da matéria surgiu durante o período de 1803-1807, quando o cientista inglês **John Dalton**, com base em inúmeras experiências, conseguiu provar cientificamente a idéia de átomo. Segundo essa teoria, quando olhamos, por exemplo, para um grãozinho de ferro, devemos imaginá-lo como sendo formado por um aglomerado de um número enorme de átomos. Assim, baseado em um grande número de observações, Dalton estabeleceu os seguintes postulados:

1. cada elemento é composto por partículas extremamente pequenas chamadas átomos;
2. todos os átomos de um dado elemento são idênticos; os átomos de elementos diferentes são diferentes e possuem propriedades diferentes (inclusive diferentes massas);
3. os átomos de um elemento não se convertem em diferentes tipos de átomos por meio de reações químicas; os átomos não são criados nem destruídos nas reações químicas;
4. quando átomos de mais de um elemento químico se combinam, formam-se os compostos; um determinado composto tem sempre o mesmo número relativo dos mesmos tipos de átomos;

A partir destes postulados, chegamos à conclusão de que, segundo a teoria atômica de Dalton, os átomos são os componentes básicos da matéria.

A DESCOBERTA DA ESTRUTURA ATÔMICA

Mesmo depois das observações feitas por Dalton e, posteriormente, por seus seguidores, ainda assim não se tinham evidências diretas da existência dos átomos.

Com o desenvolvimento de métodos para um estudo mais detalhado da natureza da matéria, o átomo, que era conhecido como sendo indivisível, começou a mostrar sinais de ser uma estrutura mais complexa.

Hoje, sabemos que o átomo é composto de partículas subatômicas ainda menores do que sua completa estrutura. Estas

partículas subatômicas são em parte carregadas eletricamente, algumas positivamente (+) e outras negativamente (-).

Vamos, então, conhecer um pouco das descobertas marcantes que levaram o átomo a esse modelo.

A primeira evidência experimental da estrutura interna dos átomos foi a descoberta, em 1897, da primeira partícula subatômica, o elétron.

O físico britânico J. J. Thomson estava investigando os “raios catódicos”, que se trata de raios que são emitidos quando uma alta diferença de potencial (uma alta tensão) é aplicada entre dois eletrodos (contatos metálicos) em um **tubo de vidro sob vácuo**.

Através deste experimento, Thomson mostrou que os raios catódicos eram feixes das partículas carregadas negativamente. Assim, eles se originavam dos átomos que constituem o eletrodo carregado negativamente, que é chamado de cátodo.

Thomson observou também muitas propriedades dos raios, inclusive o fato de que sua natureza é a mesma independentemente da identidade do material do cátodo, e que uma lâmina metálica exposta a raios catódicos adquire carga elétrica negativa.



Raios catódicos: recipiente profundo com um eletrodo em cada extremidade. (Fonte: <http://www.aip.org/history/electron/images/cathtube.jpg>).

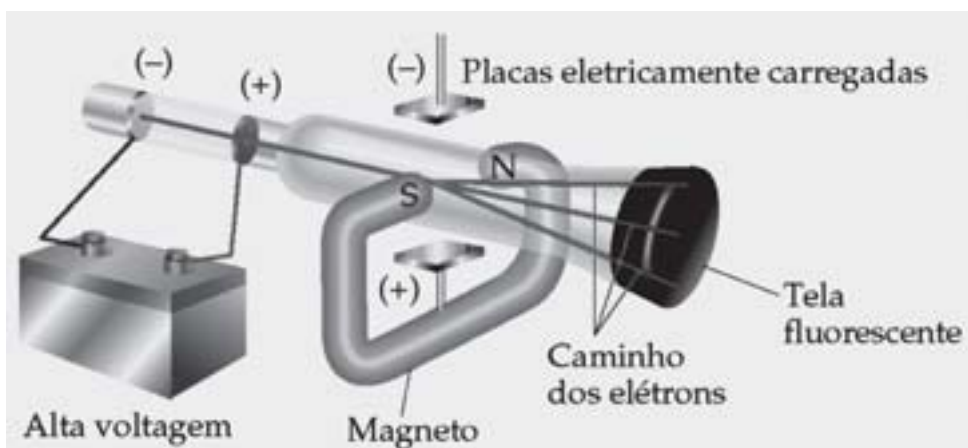
Desta forma, Thomson concluiu que os raios catódicos faziam parte de todos os átomos. Essas partículas foram chamadas de elétrons (representados por e^-).

Tubo de vidro sob vácuo

Tubos bombeados até quase esgotar-se o ar.

Posteriormente a isso, Thomson construiu um tubo de raios catódicos com uma tela fluorescente, como mostrado na figura abaixo, de modo que ele pôde medir de maneira quantitativa os efeitos dos campos elétricos e magnéticos no jato fino de elétrons que passava através de um orifício em um eletrodo carregado positivamente.

Com estas medidas, ele conseguiu calcular um valor de $1,76 \times 10^8$ Coulomb por grama (C/g) para a proporção de carga elétrica do elétron em relação à sua massa. Em outras palavras, ele conseguiu medir o valor de e/m , a razão entre a carga do elétron e e sua massa m .



Tubo de raios catódicos com campos magnéticos e elétricos perpendiculares. (Fonte: BROWN, 2005).

Considere os raios catódicos saindo do eletrodo positivo através de um pequeno orifício. Se eles interagirem com um campo magnético perpendicular a um campo elétrico aplicado, os raios catódicos podem sofrer diferentes desvios.

A quantidade de desvio dos raios catódicos depende dos campos magnético e elétrico aplicados.

Por sua vez, a quantidade do desvio também depende da proporção carga-massa (e/m) do elétron.

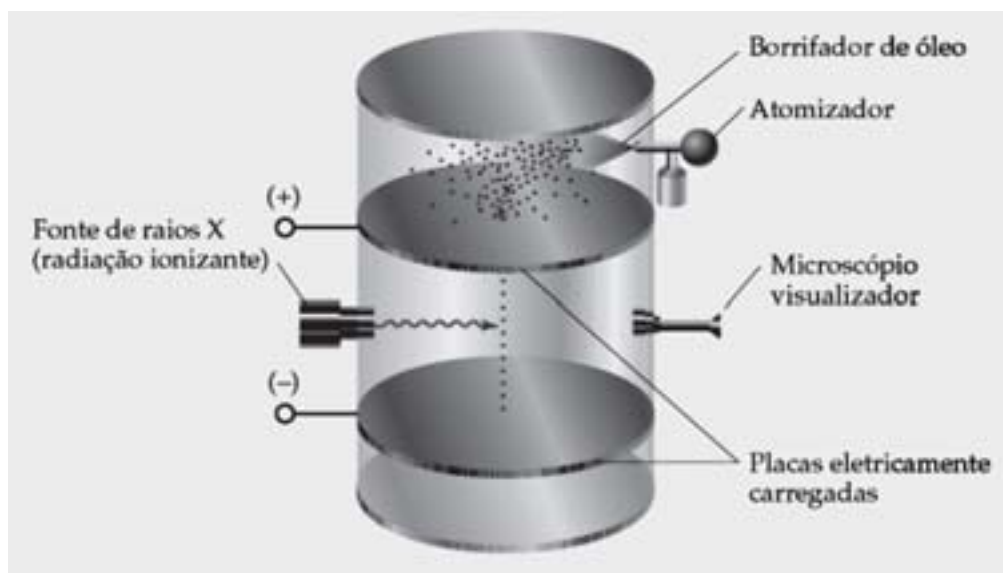
Uma vez descoberta a relação carga-massa (e/m) do elétron, era preciso encontrar a carga no elétron para determinar sua massa.

Assim, em 1909, o físico americano Robert Millikan, da Universidade de Chicago, conseguiu medir com êxito a carga de um elétron

através de um experimento que é conhecido como “experimento da gota de óleo de Millikan”.

Vamos entender como funcionou este experimento?

Pequenas gotas de óleo são borrifadas sobre uma chapa carregada positivamente contendo um pequeno orifício. À medida que as gotas de óleo passam através do orifício, elas são carregadas negativamente. A força da gravidade faz com que as gotas caiam.



Representação do instrumento de Millikan usado para medir a carga do elétron.

O campo elétrico aplicado força as gotas para cima.

Quando uma gota está perfeitamente equilibrada, seu peso é igual à força de atração eletrostática entre a gota e a chapa positiva.

Desta forma, a partir do campo elétrico necessário para manter as gotas suspensas, determinava-se os valores das cargas nas partículas.

Utilizando este experimento, Millikan determinou que a carga no elétron é $1,60 \times 10^{-19}$ C, onde C é a abreviação da unidade do sistema internacional de carga, o Coulomb.

Conhecendo a proporção carga-massa (e/m) de $1,76 \times 10^8$ C/g, medida por Thomson, Millikan calculou a massa do elétron, obtendo um valor de $9,10 \times 10^{-28}$ g.

Veja a fórmula:

$$\text{Massa do elétron} = \frac{1,60 \times 10^{-19} \text{ C}}{1,76 \times 10^8 \text{ C/g}} = 9,10 \times 10^{-28} \text{ g}$$

Usando valores mais exatos, o valor aceito atualmente para a massa do elétron é $9,10939 \times 10^{-28}$ g. Só para você ter uma idéia, este valor é quase 2 mil vezes menor que a do hidrogênio, que conhecemos ser o átomo mais leve.

Você acredita que a idéia apresentada por John Dalton, em 1803, de que o átomo era indivisível ainda valia ?

Os estudos realizados sobre radioatividade, contestaram esta idéia.

Você deve estar se perguntando como isso foi feito.

Em 1896, o físico francês **Henri Becquerel** descobriu que um minério de urânio emitia raios capazes de escurecer uma placa

fotográfica, mesmo quando esta placa estivesse coberta por papel preto para evitar sua exposição à luz.

Mais tarde, em 1898, Marie Curie e seus colaboradores isolaram o polônio (Po) e o rádio (Ra), que também emitiam o mesmo tipo de raios. Em 1899, madame Curie sugeriu que os átomos de determinadas substâncias emitem esses raios

incomuns quando se desintegram. Esse tipo de fenômeno ela chamou de radioatividade, e as substâncias que apresentam essa propriedade são definidas como radioativas. Estudos posteriores sobre a natureza da radioatividade, principalmente aqueles feitos pelo cientista britânico **Ernest Rutherford**, revelaram três tipos de radiação: radiações alfa (α), beta (β) e gama (γ).

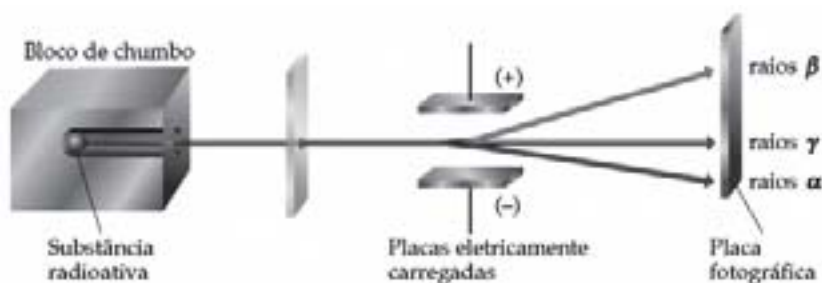
Henri Becquerel, físico francês (1852-1908). Entre 1896 e 1898, publicou oito estudos sobre a relação entre absorção da luz e fosforescência em alguns compostos de urânio. Mediu o desvio das partículas beta, constituintes da radiação, em campos elétricos e magnéticos, e formulou a teoria que explica a transformação espontânea de um elemento químico em outro. Ganhou o Nobel de Física de 1903, pela descoberta da radioatividade do urânio.

Observe agora a figura abaixo (Figura 4).

Figura 4 - Comportamento dos raios alfa (α), beta (β) e gama (γ) em um campo elétrico.

Nela você está vendo o comportamento dos raios alfa (α), beta (β) e gama (γ) em um campo elétrico.

Como podemos ver, cada radiação comporta se diferentemente ao atravessar o campo elétrico. O caminho das radiações α e β é desviado pelo campo elétrico, mas em sentidos opostos, enquanto a radiação γ não é afetada.



(Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005).

Ernest Rutherford mostrou que os raios α e β consistem de partículas de movimento rápido, nomeadas partículas α e β .

Na verdade, partículas β são elétrons em alta velocidade e podem ser consideradas o análogo radioativo dos raios catódicos; portanto, são atraídas para a placa positiva. Por outro lado, as partículas α são muito mais compactas do que as partículas β e têm cargas positivas; portanto, são atraídas para a placa negativa.

Apesar da observação de a carga da partícula α (+2) ser duas vezes maior do que a da partícula β (-1), as partículas α são **defletidas** em menor extensão, o que implica o fato de que as partículas α devam ser mais pesadas do que as partículas β . Os raios γ não têm carga ou massa detectável, mas são de alta energia.

Assim, com os resultados alcançados por estes experimentos, Marie Curie derrubou a idéia de John Dalton de que o átomo era indivisível. Então, se os átomos podem ser divididos, deve existir



Ernest Rutherford

Físico e químico neozelandês (1871-1937). Bombardeou uma folha de ouro delgadíssima com partículas alfa e verificou que a maioria das partículas atravessava a folha sem se desviar. Concluiu, então, que os átomos não eram esferas maciças, mas estruturas praticamente vazias em cujo interior estaria concentrada toda a carga positiva. Criou, assim, o conceito de *núcleo atômico*, distante do qual circulariam os elétrons.

Defletir

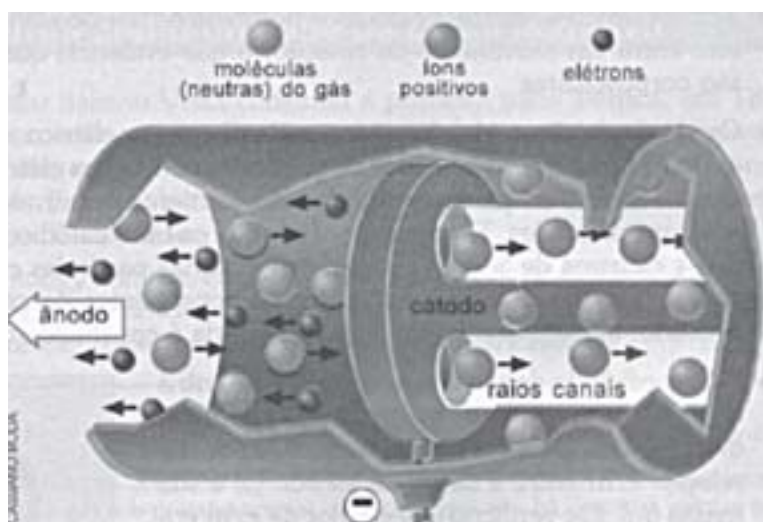
Provocar mudança na direção de um movimento; desviar, inclinar.

algo ainda menor do que o átomo, ou seja, os átomos devem ser compostos de partículas subatômicas ainda menores.

Vamos agora ver como foi a descoberta do próton.

Experimentalmente, a primeira evidência da existência de uma partícula fundamental carregada positivamente veio do experimento dos *raios canais*, que foram observados em um tubo de raios catódicos especial, que continha um cátodo perfurado.

Foi aplicada uma alta tensão ao tubo sendo, assim, observados os raios catódicos. No entanto, foi observado que do outro lado do cátodo perfurado havia um tipo diferente de raio. Estes raios defletiam em direção a uma placa negativamente carregada, confirmando que essas partículas eram positivamente carregadas.



Tubo de raios canais (Fonte: <http://www.geocities.com>).

O que era interessante neste experimento é que cada gás usado no tubo forneceu uma relação *carga-massa* diferente para as partículas carregadas positivamente. Se você bem se lembra do experimento dos raios catódicos, esta relação *carga-massa* era sempre a mesma, não importando o tipo de gás utilizado.

Quando foi usado o gás hidrogênio, a maior relação *carga-massa* foi obtida, o que sugere ser o hidrogênio o fornecedor de partículas positivas com a menor massa. Foi considerado que essas eram as

partículas positivas fundamentais da estrutura atômica que, mais tarde, Ernest Rutherford chamou de prótons.

A massa do próton foi determinada experimentalmente como sendo igual a $1,672622 \times 10^{-24}$ g.

A carga relativa do próton é de igual tamanho, mas com sinal oposto à do elétron, sendo igual a +1.

Com as evidências de que o átomo era composto de partículas ainda menores e carregadas, a preocupação, agora, era saber como essas partículas estavam unidas.

J. J. Thomson, no início do século XX, disse que se os elétrons eram responsáveis por uma pequena fração de massa de um átomo, eles, muito provavelmente, seriam responsáveis por uma fração igualmente pequena do tamanho do átomo.

Assim, ele propôs que o átomo consistia de uma esfera positivamente uniforme de matéria, onde os elétrons estavam incrustados. Este modelo é mostrado na figura 5, o qual foi chamado de modelo “pudim de ameixa”. Este nome foi dado em homenagem a uma tradicional sobremesa inglesa. No entanto, este modelo teve uma vida curta, pois, em 1910, Ernest Rutherford e seus colaboradores realizaram um experimento que o contestava.

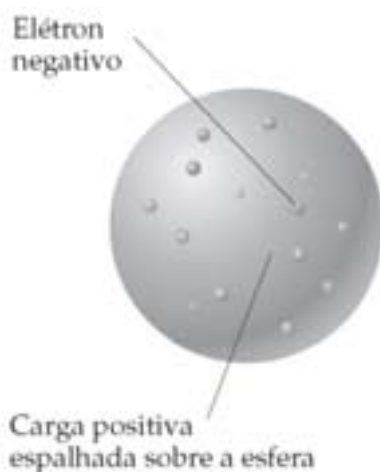


Figura 5: Modelo “pudim de ameixa” do átomo proposto por J. J. Thomson (Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005).



Hans Geiger

Físico alemão (1882-1945). Membro da equipe de Rutherford, formulou a regra empírica que estabelece a existência de uma relação entre o percurso de uma partícula e sua velocidade. Criou o contador de radiações (*contador Geiger*), que depois seria aprimorado e tornado capaz de detectar também partículas beta (elétrons) e fótons eletromagnéticos de ionização (*contador Geiger-Müller*).

Ernest Rutherford e seus colaboradores, **Hans Geiger** e **Ernest Marsden**, montaram uma aparelhagem (Figura 6) para estudar os ângulos em que as partículas α eram dispersadas à medida que passavam por uma folha de ouro.



Figura 6: Aparelhagem montada por Rutherford sobre espalhamento das partículas α . (Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005).

Neste experimento, eles observaram que quase todas as partículas α passavam direto através da folha sem dispersão. No entanto, algumas partículas foram defletidas em grandes ângulos, com algumas sendo refletidas até para trás, na direção de onde se originavam, ou seja, em direção à fonte.

Rutherford precisou explicar esses resultados, porém não foi uma explicação tão óbvia, mas já era possível perceber que eles estavam completamente incoerentes com o modelo “pudim de ameixa” do átomo dado por J. J. Thomson.

Assim, a única maneira de explicar os resultados obtidos era propor um novo modelo para o átomo, no qual toda a carga positiva e a maior parte da massa se concentrassem em uma região muito

pequena e extremamente densa, que ele chamou de núcleo. A maior parte do volume total do átomo seria espaço vazio, no qual os elétrons movem-se ao redor deste núcleo.

Isso explicaria os resultados observados no experimento, pois a maioria das partículas α passa diretamente através da folha de ouro porque elas não encontram o pequeno núcleo e simplesmente passam pelo espaço vazio do átomo. Em algum instante, uma partícula α entra na vizinhança de um núcleo do ouro. A repulsão entre o núcleo altamente carregado do ouro e as partículas α é forte o suficiente para refletir a partícula menos densa, como podemos ver representado na Figura 7.

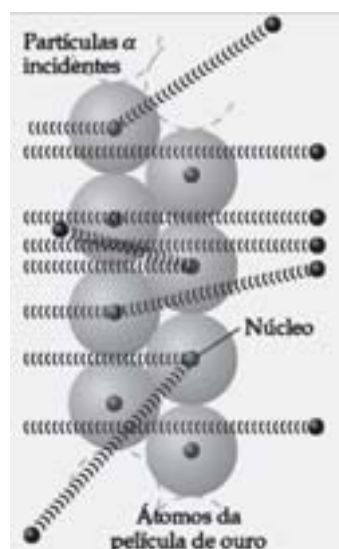


Figura 7: Modelo de Rutherford para explicar o espalhamento de partículas α . (Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005).

É importante você lembrar que a partícula α tem carga positiva, por isso ela é repelida pelo núcleo, pois este também é carregado positivamente.

A partir das descobertas feitas por Rutherford, os físicos têm aprendido muito sobre a composição detalhada do núcleo atômico. A lista de partículas que compõem o núcleo tem crescido muito, mas para nós, químicos, vamos adotar uma visão muito simples do átomo. Vamos considerar que o átomo é composto apenas por três



Ernest Marsden

Físico britânico (1889-1970). Colaborador de Rutherford, integrou, junto com Hans Geiger, a equipe que acompanhou Rutherford no experimento de bombardeio à lâmina de ouro, do qual resultaria a formulação de um modelo atômico.

partículas subatômicas, sendo elas próton, nêutron e elétron, uma vez que são apenas elas que influenciam o comportamento químico.

A carga do elétron é $-1,602 \times 10^{-19}$ C, enquanto que a do próton é de $+1,602 \times 10^{-19}$ C. Para facilitar, as cargas atômicas e subatômicas são expressas em múltiplos desta carga em vez de em Coulombs. Desta forma, a carga do elétron deve ser expressa em 1- e a do próton 1+. Os nêutrons têm este nome porque não têm carga, sendo eletricamente neutros.

Assim, temos a visão moderna da estrutura atômica. É sabido que os átomos são extremamente pequenos. A maior parte deles tem diâmetro entre 1×10^{-10} metros e 5×10^{-10} metros. A unidade conveniente para se expressar comprimento, que é usada para expressar dimensões atômicas é o Angström (\AA). Um Angström é igual a 10^{-10} metro. Assim, os átomos têm diâmetros na ordem de 1 a 5 \AA .

Os diâmetros de núcleos atômicos estão em torno de 10^{-4} \AA , ou seja, um valor muito pequeno.

Você consegue imaginar os tamanhos relativos do átomo e de seu núcleo? Para lhe ajudar a ter esta dimensão, você pode imaginar que se o átomo fosse tão grande como um estádio de futebol, o núcleo seria do tamanho de uma bolinha de gude.

A Figura 8 abaixo mostra a ilustração do átomo que tem essas características.

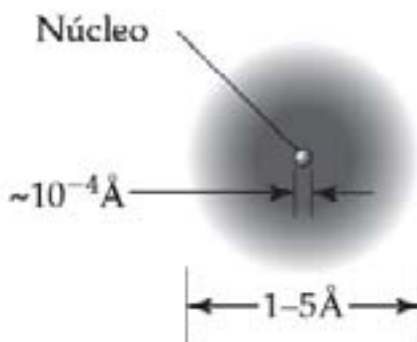


Figura 8: Vista do corte transversal passando pelo centro de um átomo. (Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005).

Você deve ter percebido que chegamos a um modelo bem geral da estrutura de um átomo. Na aula seguinte, você verá os postulados de Bohr que explicam com mais detalhes o real modelo atômico.

Além disso, nesta aula percebemos como se faz ciência. Embora a explicação dos fenômenos do mundo pareça muito complexa, há sempre uma busca por uma explicação mais simplificada.

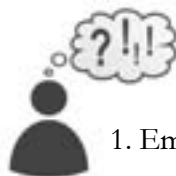
Assim, a história de como o modelo de um átomo foi desenvolvido é um excelente exemplo de como são desenvolvidos os modelos científicos e como eles são avaliados e revisados pelos pesquisadores cientistas.

CONCLUSÃO

RESUMO



Nesta aula você pôde observar que a descoberta da estrutura do átomo foi muito importante para os químicos, pois ele é considerado o “tijolo fundamental da construção de nosso universo”. Foi a partir de experiências realizadas durante o século XX que foi possível compreender a estrutura do átomo, que são compostos pelo, os elétrons, carregados negativamente, e pelos prótons, carregados positivamente. Através do experimento realizado por Millikan, foi determinado que a carga no elétron é $1,60 \times 10^{-19}$ Coulomb. Conhecida a proporção carga-massa (e/m) do elétron como sendo de $1,76 \times 10^8$ C/g, medida por Thomson, Millikan calculou a massa do elétron, obtendo um valor de $9,10 \times 10^{-28}$ g. Os resultados alcançados pelos experimentos de Marie Curie derrubaram a idéia de John Dalton de que o átomo era indivisível. O experimento dos *raios canais* permitiu a descoberta do próton. J. J. Thomson propôs um modelo de “pudim de ameixa” para o átomo, o qual foi derrubado por Ernest Rutherford e seus colaboradores em um experimento de espalhamento de partículas α .



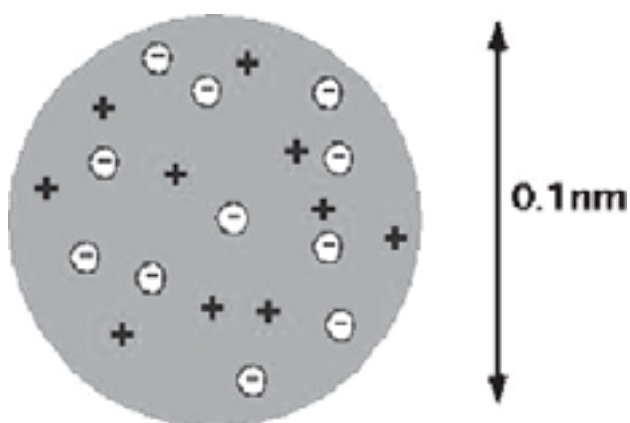
ATIVIDADES

1. Em que argumento J. J. Thomson se baseou para propor o modelo “pudim de ameixa” para a estrutura do átomo?

COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

Resultados anteriormente obtidos por cientistas revelaram que a massa do elétron é $9,10939 \times 10^{-28}$ g, sendo, portanto, responsável por uma pequena fração de massa de um átomo. Assim, os elétrons, muito provavelmente, também seriam responsáveis por uma fração igualmente pequena do tamanho do átomo.

A partir destes argumentos, J. J. Thomson propôs que o átomo consistia de uma esfera positivamente uniforme de matéria, onde os elétrons estavam incrustados. Este modelo foi chamado de modelo “pudim de ameixa”.



(Fonte: <http://www.ifufrgs.br>).



AUTO-AVALIAÇÃO

1. Explique como o experimento de Ernest Rutherford derrubou o modelo de “pudim de ameixa” do átomo que foi proposto por J. J. Thomson.
 2. Explique o experimento que permitiu a descoberta dos prótons.
 3. Descreva o experimento realizado por Marie Curie, explicando porque seus resultados derrubaram a idéia de que o átomo era indivisível.
 4. Descreva o “experimento da gota de óleo de Millikan”.
-

REFERÊNCIAS

- ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de Química**. Porto Alegre: Bookman, 2001.
- BROWN, T. L. et al. **Química, a ciência central**. 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.
- KOTZ, J. C.; TREICHEL JR., P. M. **Química Geral 1 e reações químicas**. Trad. 5 ed. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2005.