

Química Inorgânica I

Eliana Midori Sussuchi
Danilo Oliveira Santos



São Cristóvão/SE
2017

Química Inorgânica I

Elaboração de Conteúdo

Eliana Midori Sussuchi

Danilo Oliveira Santos

Projeto Gráfico

Neverton Correia da Silva

Nycolas Menezes Melo

Capa

Hermeson Alves de Menezes

Diagramação

Neverton Correia da Silva

Revisão

Flávia Ferreira da Silva

Copyright © 2012, Universidade Federal de Sergipe / CESAD.

Nenhuma parte deste material poderá ser reproduzida, transmitida e gravada por qualquer meio eletrônico, mecânico, por fotocópia e outros, sem a prévia autorização por escrito da UFS.

FICHA CATALOGRÁFICA PRODUZIDA PELA BIBLIOTECA CENTRAL
UNIVERSIDADE FEDERAL DE SERGIPE



Presidente da República

Michel Temer

Vice-Reitor

Iara Maria Campelo Lima

Ministro da Educação

José Mendonça Bezerra Filho

Chefe de Gabinete

Ednalva Freire Caetano

Reitor

Josué Modesto dos Passos Subrinho

Coordenador Geral da UAB/UFS**Diretor do CESAD**

Antônio Ponciano Bezerra

Diretoria Pedagógica

Clotildes Farias de Sousa (Diretora)

Núcleo de Serviços Gráficos e Audiovisuais

Giselda dos Santos Barros

Diretoria Administrativa e Financeira

Edélzio Alves Costa Júnior (Diretor)

Sylvia Helena de Almeida Soares

Valter Siqueira Alves

Núcleo de Tecnologia da Informação

João Eduardo Batista de Deus Anselmo

Marcel da Conceição Souza

Raimundo Araujo de Almeida Júnior

Coordenação de Cursos

Djalma Andrade (Coordenadora)

Assessoria de Comunicação

Edvar Freire Caetano

Guilherme Borba Gouy

Núcleo de Formação Continuada

Rosemeire Marcedo Costa (Coordenadora)

Núcleo de Avaliação

Hérica dos Santos Matos (Coordenadora)

Carlos Alberto Vasconcelos

Coordenadores de Curso

Denis Menezes (Letras Português)

Eduardo Farias (Administração)

Haroldo Dorea (Química)

Hassan Sherafat (Matemática)

Hélio Mario Araújo (Geografia)

Lourival Santana (História)

Marcelo Macedo (Física)

Silmara Pantaleão (Ciências Biológicas)

Coordenadores de Tutoria

Edvan dos Santos Sousa (Física)

Geraldo Ferreira Souza Júnior (Matemática)

Ayslan Jorge Santos de Araujo (Administração)

Carolina Nunes Goes (História)

Rafael de Jesus Santana (Química)

Gleise Campos Pinto Santana (Geografia)

Trícia C. P. de Sant'ana (Ciências Biológicas)

Laura Camila Braz de Almeida (Letras Português)

Livia Carvalho Santos (Presencial)

NÚCLEO DE MATERIAL DIDÁTICO

Hermeson Menezes (Coordenador)

Marcio Roberto de Oliveira Mendoça

Neverton Correia da Silva

Nycolas Menezes Melo

UNIVERSIDADE FEDERAL DE SERGIPE

Cidade Universitária Prof. "José Aloísio de Campos"

Av. Marechal Rondon, s/n - Jardim Rosa Elze

CEP 49100-000 - São Cristóvão - SE

Fone(79) 2105 - 6600 - Fax(79) 2105- 6474

Sumário

AULA 1

| | |
|------------------------|----|
| Teorias Atômicas | 07 |
|------------------------|----|

AULA 2

| | |
|------------------------|----|
| Mecânica Quântica..... | 21 |
|------------------------|----|

AULA 3

| | |
|--|----|
| Orbitais Atômicos e Distribuição Eletrônica..... | 39 |
|--|----|

AULA 4

| | |
|----------------------------|----|
| Propriedades Atômicas..... | 49 |
|----------------------------|----|

AULA 5

| | |
|-----------------------------------|----|
| Estrutura de sólidos iônicos..... | 71 |
|-----------------------------------|----|

AULA 6

| | |
|---|----|
| Teoria de ligação de valência (TLV) e repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (RPECV)..... | 93 |
|---|----|

AULA 7

| | |
|----------------------------------|-----|
| Teoria do Orbital Molecular..... | 109 |
|----------------------------------|-----|

AULA 8

| | |
|---|-----|
| Aplicação da Teoria do Orbital Molecular..... | 121 |
|---|-----|

AULA 9

| | |
|-----------------------|-----|
| Ligação Metálica..... | 135 |
|-----------------------|-----|

AULA 10

| | |
|---------------------|-----|
| Ácidos e Bases..... | 151 |
|---------------------|-----|

Aula 1

TEORIAS ATÔMICAS

META

Apresentar a evolução da Teoria Atômica

OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá:
Identificar os experimentos mais importantes que levaram a 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.

Eliana Midori Sussuchi
Danilo Oliveira Santos

INTRODUÇÃO

Durante o século 20 o homem conquistou o “poder do átomo”. Foram criadas bombas atômicas e foram geradas eletricidade por meio da energia nuclear. Nesta época, foi estabelecido um modelo de átomo que ainda é a base da teoria atômica moderna. Foram identificadas três **partículas subatômicas** como constituintes de todos os átomos, sendo eles, 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 as novas tecnologias.

TEORIA ATÔMICA DA MATÉRIA

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

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

Demócrito (460-370 a.C.) e outros filósofos gregos antigos pensavam que o mundo material deveria ser constituído de partículas indivisíveis muito pequenas que eram chamadas de átomos, palavra que significava ‘indivisíveis’. Posteriormente a ele, vários filósofos e cientistas da época tentaram explicar a existência e a natureza do átomo.

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. 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 a 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 tinha 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”, os quais se tratam 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 (Figura 1).

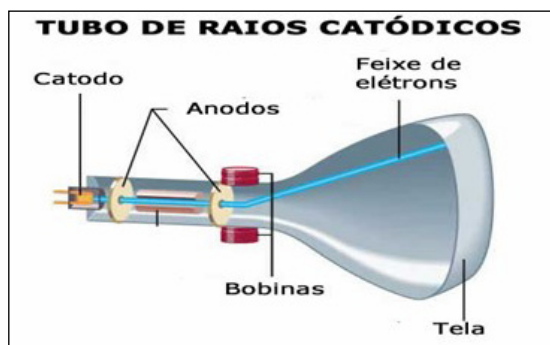


Figura 1: Raios catódicos: recipiente profundo com um eletrodo em cada extremidade.

(Fonte: <http://www.quipibid.blogspot.com.br/2015/10/televisao-do-tubo-ao-plasma.html>)

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

Posteriormente a isso, Thomson construiu um tubo de raios catódicos com uma tela fluorescente, como mostrado na Figura 2, 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 $1,76 \times 10^8$ Coulombs por grama (C/g) para a proporção de carga elétrica do elétron em relação a sua massa. Em outras palavras, ele conseguiu medir o valor de e/m , a razão entre a carga do elétron e a sua massa m .

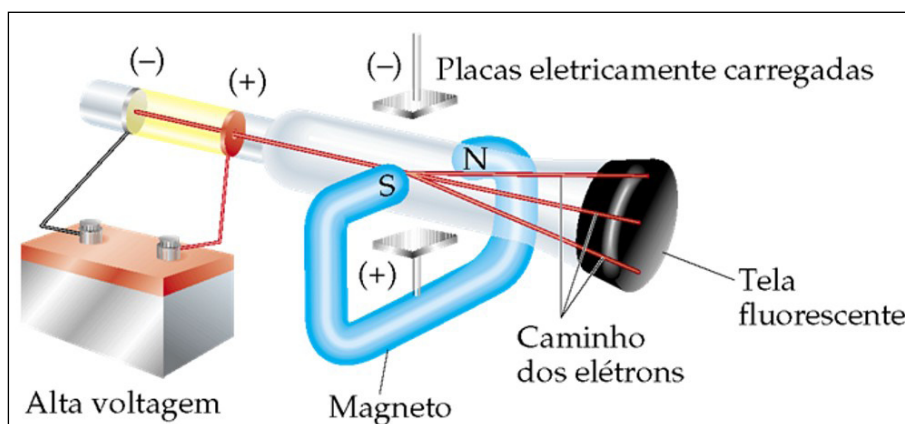


Figura 2: Tubo de raios catódicos com campos magnéticos e elétricos perpendiculares.
(Fonte: Bibliografia 1)

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” (Figura 3).

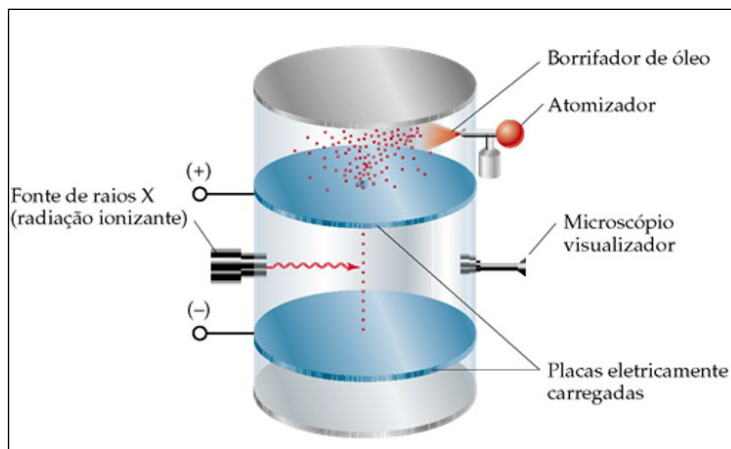


Figura 3: Representação do experimento de Millikan usado para medir a carga do elétron.
(Fonte: Bibliografia 1)

Neste experimento as 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. 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 $1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$, onde C é a abreviação da unidade do sistema internacional de carga, o Coulomb. Conhecendo a proporção carga-massa (e/m) de $1,76 \times 10^8 \text{ C/g}$, medida por Thomson, Millikan calculou a massa do elétron, obtendo um valor de $9,10 \times 10^{-28} \text{ g}$.

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 $9,10939 \times 10^{-31} \text{ kg}$. 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 valiam? Os estudos realizados sobre radioatividade, contestaram esta idéia.

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). Observe agora a figura abaixo (Figura 4). Nela você está vendo o comportamento dos raios alfa (α), beta (β) e gama (γ) em um campo elétrico.

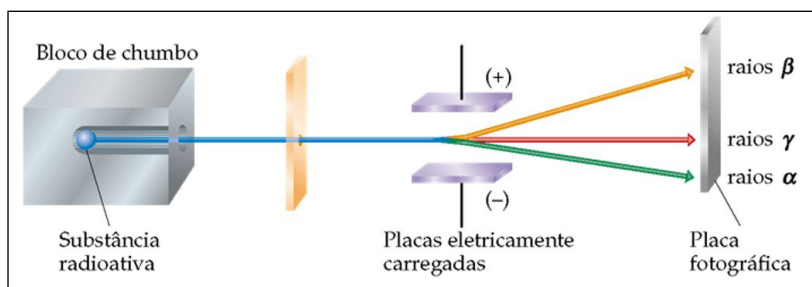


Figura 4: Comportamento dos raios alfa (α), beta (β) e gama (γ) em um campo elétrico. (Fonte: Bibliografia 1)

Como podemos ver, cada radiação se comporta 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. 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 tem 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 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 (Figura 5).

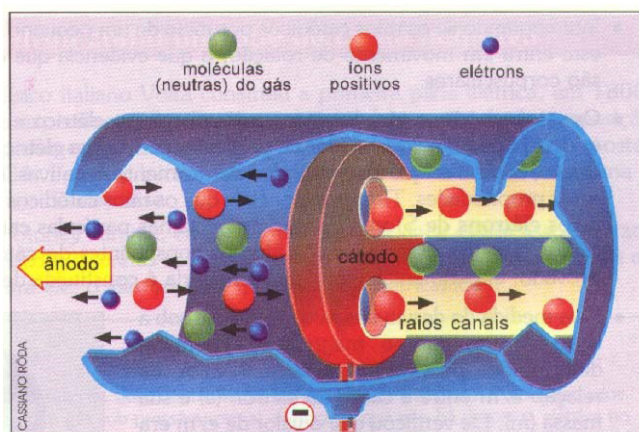


Figura 5: Tubo de raios canais.

(Fonte: <http://www.geocities.com/rfcavalcante/Image13.jpg>).

O experimento consistiu no seguinte: foi aplicada uma alta tensão ao tubo sendo, assim, observado 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.

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 a 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 já que 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 6, 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.

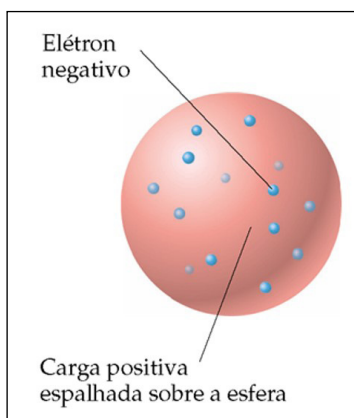


Figura 6: Modelo “pudim de ameixa” do átomo proposto por J. J. Thomson.
(Fonte: Bibliografia 1)

Ernest Rutherford e seus colaboradores, Hans Geiger e Ernest Marsden, montaram uma aparelhagem para estudar os ângulos em que as partículas α eram dispersas à medida que passavam por uma folha de ouro (Figura 7).

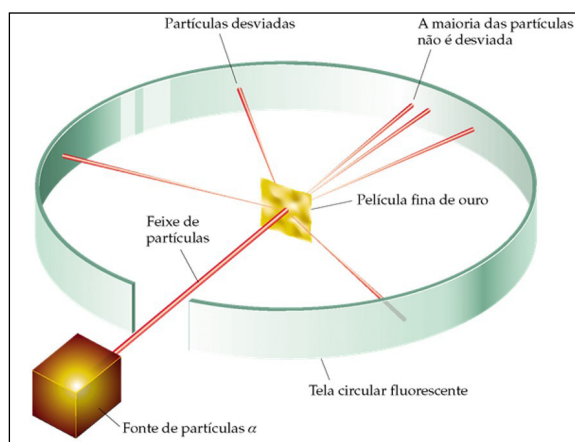


Figura 7: Aparelhagem montada por Rutherford sobre espalhamento das partículas α .
(Fonte: Bibliografia 1)

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 a 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 α menos densa, como podemos ver representado na Figura 8.

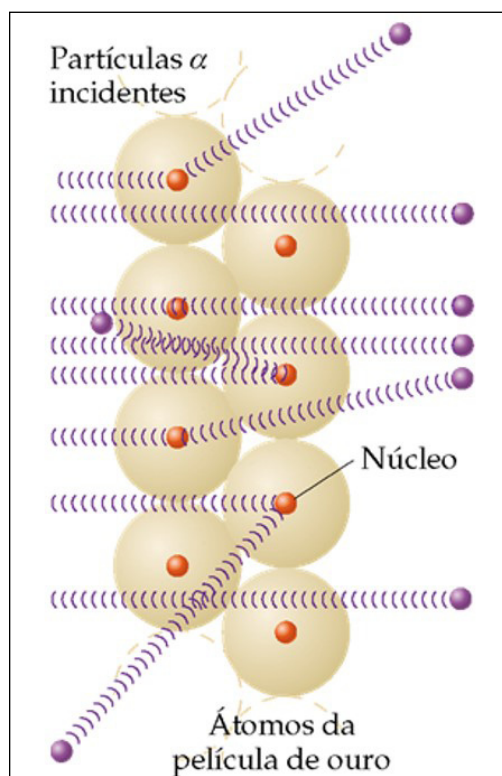


Figura 8: Modelo de Rutherford para explicar o espalhamento de partículas α .
(Fonte: Bibliografia 1)

É importante você se lembrar que a partícula α tem carga positiva, por isso ela é repelida pelo núcleo, pois este também é carregado positivamente. À 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 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** (Å). Um angström é igual a 10^{-10} metro. Assim, os átomos têm diâmetros na ordem de 1 a 5 Å. Os diâmetros de núcleos atômicos estão em torno de 10^{-4} Å, 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.

Finalizando, a Figura 9 abaixo mostra a ilustração do átomo que tem essas características.

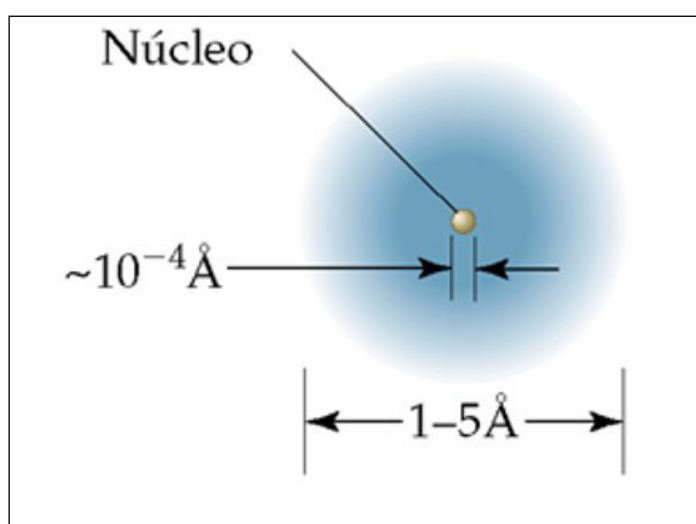


Figura 9: Vista do corte transversal passando pelo centro de um átomo.
(Fonte: Bibliografia 1)

CONCLUSÃO

Finalizando, 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.



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. Descrevemos aqui, os experimentos mais importantes, pois foram eles que permitiram a descoberta da natureza de duas das partículas de que os átomos são compostos, os **elétrons**, carregados negativamente, e os **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. Vimos, também, que os resultados alcançados pelos experimentos de Marie Curie derrubaram a ideia 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 .



ATIVIDADE

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

COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADE

Resultados anteriormente obtidos por cientistas, revelaram que a massa do elétron é $9,10939 \times 10^{-28}$ g, sendo, portanto, responsáveis 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. À 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”.



AUTO-AVALIAÇÃO

- 1) Explique detalhadamente as contribuições de J.J. Thomson no desenvolvimento da estrutura atômica.
- 2) Explique como o experimento de Ernest Rutherford derrubou o modelo de “pudim de ameixa” do átomo que foi proposto por J. J. Thomson.
- 3) Explique o experimento que permitiu a descoberta dos **prótons**.
- 4) Descreva o experimento realizado por Marie Curie, explicando porque seus resultados derrubaram a ideia de que o átomo era indivisível.
- 5) Descreva o “experimento da gota de óleo de Millikan”.



PRÓXIMA AULA

O próximo tópico a ser abordado são os fundamentos da Mecânica Quântica que contribuíram para o entendimento da estrutura eletrônica do átomo.

REFERÊNCIAS

1. Brown, T. L.; LeMay Jr, H. E.; Bursten, B. E.; Burdge, J. R. Química, A Ciência Central, São Paulo: Pearson Prentice Hall, 9ª Edição, 2005.
2. MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. **Química um curso universitário**. 4ª Edição, São Paulo, Editora Edgard Bücher LTDA, 1995.
3. SHRIVER, D. F.; ATKINS, P. W.; LANGFORD, C. H. **Inorganic Chemistry**. 2ª edition, Oxford, Oxford University Press. 1994.
4. BARROS, H.L.C. **Química inorgânica, uma introdução**. Belo Horizonte: SEGRAC, 1995.
5. LEE, J. D. **Química Inorgânica não tão concisa**. 5ª Edição, Editora Edgard Blücher, 1997.
6. ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de Química. Questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 3ª Edição, Editora Bookman, 2006.