

# Fundamentos de Química

Marcionilo de Melo Lopes Neto  
Marcelo Oliveira Rodrigues



São Cristóvão/SE  
2011

# Fundamentos de Química

## Elaboração de Conteúdo

Marcionilo de Melo Lopes Neto  
Marcelo Oliveira Rodrigues

---

## Projeto Gráfico e Capa

Hermeson Alves de Menezes

## Diagramação

Neverton Correia da Silva

## Ilustração

Helder Andrade dos Santos  
Gerri Sherlock Araújo

## Revisão

Lara Angélica Vieira de Aguiar

---

Copyright © 2010 , 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

L864f      Lopes Neto, Marcionilo de Melo  
Fundamentos de Química / Marcionilo de Melo Lopes  
Neto -- São Cristóvão: Universidade Federal de Sergipe,  
CESAD, 2010.

1. Química física. 2. Teoria atômica. 3. Elementos químicos.  
4. Forças Intermoleculares. I. Marcelo Oliveira Rodrigues

CDU 544.11

**Presidente da República**

Dilma Vana Rousseff

**Ministro da Educação**

Fernando Haddad

**Diretor de Educação a Distância**

João Carlos Teatini Souza Clímaco

**Reitor**

Josué Modesto dos Passos Subrinho

**Vice-Reitor**

Angelo Roberto Antonioli

**Chefe de Gabinete**

Ednalva Freire Caetano

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

Antônio Ponciano Bezerra

**coordenador-adjunto da UAB/UFS****Vice-diretor do CESAD**

Fábio Alves dos Santos

**Diretoria Pedagógica**

Clotildes Farias de Sousa (Diretora)

**Diretoria Administrativa e Financeira**

Edézio Alves Costa Júnior (Diretor)

Sylvia Helena de Almeida Soares

Valter Siqueira Alves

**Coordenação de Cursos**

Djalma Andrade (Coordenadora)

**Núcleo de Formação Continuada**

Rosemeire Marcedo Costa (Coordenadora)

**Núcleo de Avaliação**

Hérica dos Santos Matos (Coordenadora)

**Núcleo de Tecnologia da Informação**

João Eduardo Batista de Deus Anselmo

Marcel da Conceição Souza

Raimundo Araujo de Almeida Júnior

**Assessoria de Comunicação**

Guilherme Borba Gouy

**Coordenadores de Curso**

Denis Menezes (Letras Português)

Eduardo Farias (Administração)

Paulo Souza Rabelo (Matemática)

Hélio Mario Araújo (Geografia)

Lourival Santana (História)

Marcelo Macedo (Física)

Silmara Pantaleão (Ciências Biológicas)

**Coordenadores de Tutoria**

Edvan dos Santos Sousa (Física)

Raquel Rosário Matos (Matemática)

Ayslan Jorge Santos da Araujo (Administração)

Carolina Nunes Goes (História)

Viviane Costa Felicíssimo (Química)

Gleise Campos Pinto Santana (Geografia)

Trícia C. P. de Santana (Ciências Biológicas)

Vanessa Santos Góes (Letras Português)

Lívia Carvalho Santos (Presencial)

Adriana Andrade da Silva (Presencial)

**NÚCLEO DE MATERIAL DIDÁTICO**

Hermeson Menezes (Coordenador)

Marcio Roberto de Oliveira Mendonça

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



<b>AULA 1</b>	
A teoria atômica.....	07
<b>AULA 2</b>	
Relações de massa nos átomos dos elementos químicos.....	19
<b>AULA 3</b>	
Configuração eletrônica.....	29
<b>AULA 4</b>	
Classificação periódica dos elementos (I).....	43
<b>AULA 5</b>	
Classificação periódica dos elementos (II).....	53
<b>AULA 6</b>	
Ligações químicas.....	65
<b>AULA 7</b>	
Forças intermoleculares e ligação de hidrogênio.....	79
<b>AULA 8</b>	
Introdução ao estudo das fórmulas químicas.....	95
<b>AULA 9</b>	
Introdução à estequiometria.....	103
<b>AULA 10</b>	
Estequiometria de reações químicas – cálculos estequiométricos .....	115



## A TEORIA ATÔMICA

### **META**

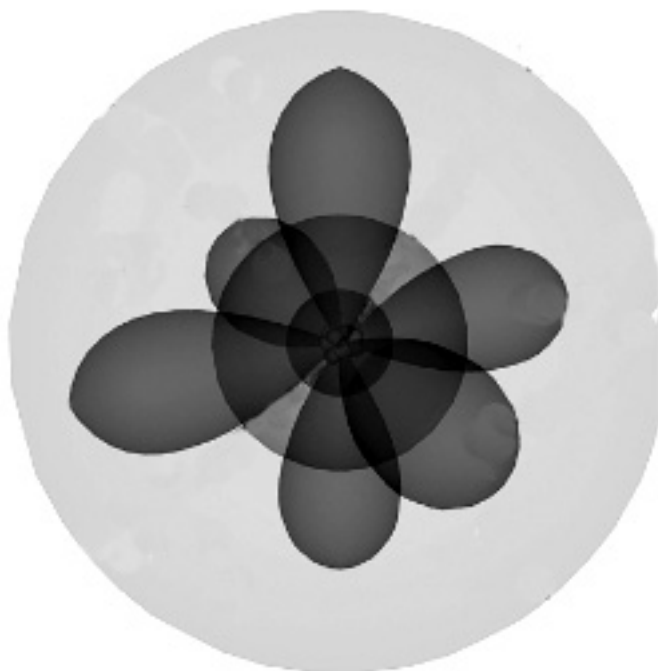
Apresentar a estrutura dos átomos dos elementos químicos.

### **OBJETIVOS**

Ao final desta aula, o aluno deverá:  
estabelecer a evolução histórica dos modelos atômicos;  
descrever a descoberta dos prótons, elétrons e nêutrons e suas relações; e  
distinguir a natureza dos átomos isótopos, isóbaros e isótonos e suas relações.

### **PRÉ-REQUISITOS**

Para essa aula, é necessário conhecer noções de:  
combinações entre átomos; formação de substâncias simples e compostas; e  
moléculas, íons, substâncias moleculares e iônicas.



## INTRODUÇÃO

Caro (a) aluno (a). Bem vindo (a) ao Curso de Química da Universidade Federal de Sergipe. Esta disciplina que agora se inicia é de fundamental importância por ser a base que vai lhe acompanhar por todo o curso.

Para começar, fique sabendo que os químicos definiram o átomo como sendo a unidade básica fundamental da construção de todo o universo. Tudo o que nos cerca é obrigatoriamente constituído por átomos. Por ser o átomo extremamente pequeno, não nos é possível observá-lo diretamente e nem mesmo com a ajuda do mais possante microscópio que o homem já inventou. Todo o conhecimento que atualmente possuímos sobre os átomos somente tornou-se possível a partir de estudos desenvolvidos, principalmente, nos últimos 100 anos.

No século V, antes de Cristo, um filósofo grego de nome Democritus acreditava que a matéria era composta por partículas extremamente pequenas e indivisíveis, denominadas de átomos. O atomismo dos gregos antigos apoiava-se num raciocínio lógico, fundamentado unicamente nas observações da natureza.





## ÁTOMO DE DALTON

O primeiro modelo atômico construído através de experiências de laboratório foi proposto em 1808, por um cientista inglês de nome **John Dalton** que formulou uma definição precisa sobre a natureza da matéria. Essa definição, chamada de **Teoria Atômica**, marca o início da Química Moderna.

O modelo do átomo proposto por Dalton apoiava-se nas seguintes características: esférico, maciço, indivisível e eletricamente neutro.

A Teoria Atômica de Dalton baseava-se nos seguintes postulados:

- os elementos químicos consistem em partículas de matéria, ou átomos, que não se subdividem e que preservam sua individualidade nas transformações químicas;
- todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos e, em particular, têm a mesma massa, caracterizando-se cada elemento pela massa de seu átomo;
- os compostos químicos são formados pela união de átomos de diferentes elementos em proporções numéricas simples e determinadas, por exemplo, 1:1, 1:2, 2:3;
- os átomos não podem ser criados ou destruídos durante uma reação química. Eles meramente se redistribuem para produzir o novo composto com propriedades distintas.

Nos quase 100 anos seguintes à sua formulação, o modelo atômico de Dalton foi muito bem aceito pela comunidade científica. Entretanto, com o avanço das ciências, várias descobertas levaram à conclusão de que o átomo era constituído por partículas ainda menores. Era, portanto, divisível. A partir de 1897, o modelo atômico de Dalton passaria por uma transformação radical em sua concepção. Através dos experimentos conduzidos nessa época por cientistas como Joseph John Thomson (1856-1940), Robert Andrews Millikan (1868-1953) e Ernest Rutherford (1871-1937), foram lançadas as bases para a concepção do modelo atômico atual, através das descobertas das três partículas fundamentais constituintes dos átomos dos elementos químicos: prótons, elétrons e nêutrons.

## O ÁTOMO DE THOMSON - A DESCOBERTA DO ELÉTRON

Joseph John Thomson (1856-1940), um cientista inglês, através de estudos dos raios catódicos, defendeu a idéia de que o elétron é um dos constituintes da matéria.

Os raios catódicos foram descobertos no final do século XIX através de experimentos que envolviam a aplicação de um potencial entre dois eletrodos metálicos em um tubo de vidro, esquematizado na figura seguinte.

### John Dalton

Químico inglês, matemático e filósofo (1766-1844). Além da Teoria Atômica, formulou várias leis dos gases e foi quem primeiro descreveu sobre a confusão visual das cores (Daltonismo). Seu único lazer era jogar boliche em um gramado nas tardes de quinta-feira. Talvez a visão das bolas de boliche tenha lhe inspirado sobre suas idéias para a Teoria Atômica.

### Teoria Atômica

Teoria que descreve o comportamento e a estrutura da matéria em termos de prótons, nêutrons e elétrons.

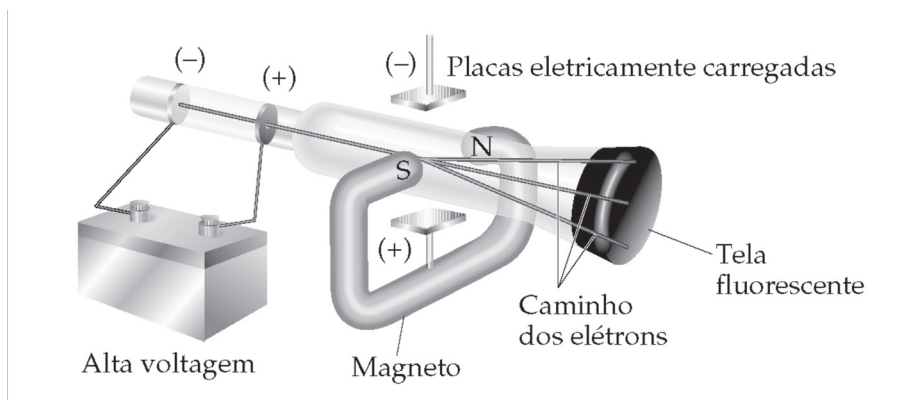


Figura 1. Esquema da aparelhagem utilizada por Thomson para descobrir o elétron e para determinar a sua relação carga-massa.

Um feixe de raios parte do pólo negativo (-), cátodo, para o positivo (+), ânodo, através de um campo magnético. Por partirem do cátodo, esses raios receberam o nome de raios catódicos.

A aparelhagem foi montada de modo que o feixe de elétrons fosse defletido em um sentido por ação de um campo elétrico e defletido em sentido oposto por ação de um campo magnético.

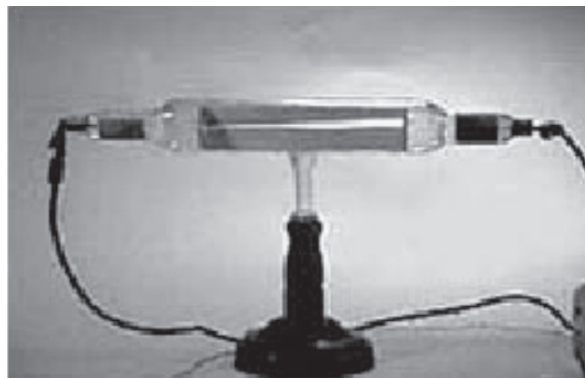


Figura 2: Equipamento utilizado por Thomson em seus experimentos com raios catódicos.

Até então, a natureza dos raios catódicos não estava ainda bem estabelecida, e a maioria dos cientistas da época acreditava que os raios catódicos eram consequência de diversos processos que ocorriam no vácuo.

Thomson investigou a natureza desses raios e provou que os raios catódicos não só possuíam carga negativa como também eram as mesmas partículas, independente do tipo de metal usado na confecção do eletrodo. Logo, Thomson concluiu que essas partículas, denominadas de elétrons, eram inerentes a todos os átomos e desenvolveu métodos de medir a razão da carga/massa dessas partículas, cujo valor por ele determinado foi o de  $1,76 \times 10^8$  C/grama, onde C representa o Coulomb, abreviação da unidade SI (Sistema Internacional) de carga.

Apesar de ter determinado a relação carga/massa de um elétron, Thomson não conseguiu determinar independentemente a carga e a massa de um elétron. Esta determinação coube a Millikan, que realizou experimentos que possibilitaram determinar a carga do elétron. Através do equipamento desenvolvido por Millikan, figura 3, foi possível determinar a massa de gotículas de óleo, observando a velocidade com que cada uma caía em uma câmara contendo um gás ionizado. Durante a experiência, minúsculas gotas de óleo foram borrifadas em uma câmara e expostas a raios X para ficarem eletricamente carregadas. Através de um microscópio, Millikan pôde visualizar gotas individualmente. A partir do valor do campo elétrico aplicado nas placas eletricamente carregadas, foi possível medir o valor da carga de várias gotas. Millikan observou que diferentes gotas possuíam diferentes cargas e que estas cargas eram múltiplas de um menor valor de carga cujo valor foi determinado como sendo  $1,602 \times 10^{-19}$  C. Com esse valor e com o valor da relação carga/massa determinada por Thomson, Millikan determinou a massa do elétron:

$$\text{Massa} = \text{carga} \div (\text{massa/carga}) = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C} \div 1,76 \times 10^8 \text{ C/grama}$$

$$\text{Massa} = 9,10 \times 10^{-28} \text{ g}$$

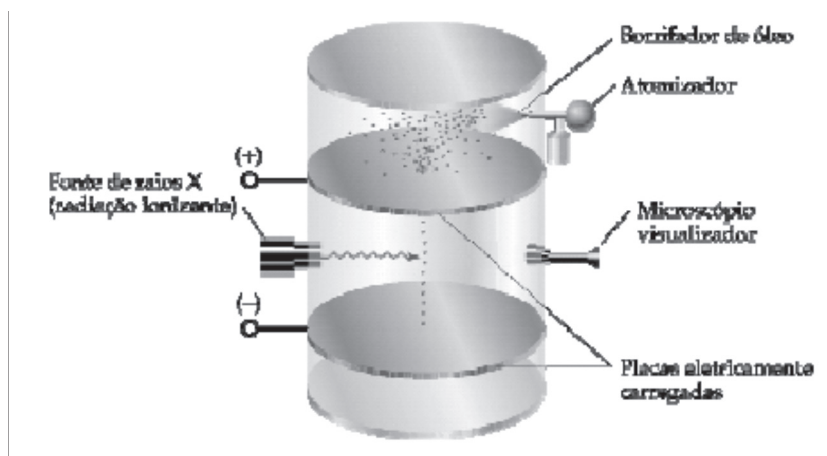


Figura 3: Esquema do equipamento desenvolvido por Millikan

Os cientistas, na época, sabiam que o átomo em sua totalidade possui carga igual a zero. Thomson propôs que o átomo seria uma esfera gelatinosa positivamente carregada e com as cargas negativas distribuídas, ao acaso, na esfera. As quantidades de cargas positivas e negativas seriam iguais e, dessa forma, o átomo seria eletricamente neutro. Este modelo proposto por Thomson ficou conhecido como “pudim com passas”. (Figura 4).

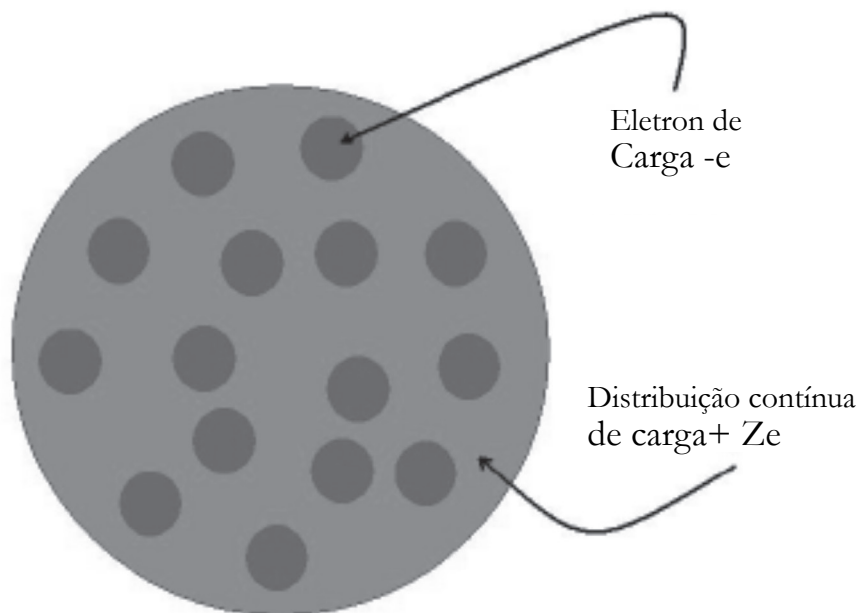


Figura 4: Modelo atômico proposto por Thomson.

## GOLDSTEIN – A DESCOBERTA DO PRÓTON

O cientista alemão, Eugene Goldstein, realizou uma série de experiências em um tubo de raios catódicos modificado com um cátodo perfurado, chamado de raios canais. (Figura 5).

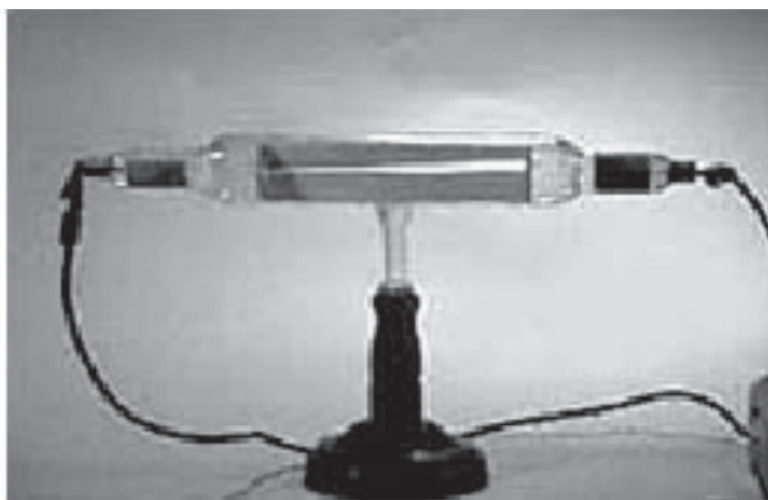


Figura 5: Esquema da aparelhagem utilizada por Goldstein para descobrir o próton.

Nesse tubo, elétrons colidem com moléculas de um gás que se divide em um íon positivo (+) e em um elétron (-). O elétron é atraído pelo ânodo, eletrodo positivo (+), e o íon positivo pelo cátodo perfurado, eletrodo negativo. Eventualmente, alguns íons positivos passam através do cátodo perfurado formando um feixe de raios canais que são defletidos quando submetidos a um campo elétrico e magnético, de maneira menos intensa que os raios catódicos, por serem muito mais pesados que os elétrons. Mais tarde, Ernest Rutherford batizou essas partículas de prótons, cuja massa determinada experimentalmente foi de  $1,672622 \times 10^{-24} \text{g}$ , e sua carga relativa +1.

Assim, ao final do século XIX, com a descoberta do próton e do elétron, já estava comprovado que o átomo não era indivisível e que mesmo o modelo de Thomson era incompleto, uma vez que não levava em conta a existência dos prótons. Um novo modelo se fazia necessário.

## CHADWICK – A DESCOBERTA DO NÊUTRON

Em 1923, o físico inglês James Chadwick (1891-1974) descobriu que, quando o berílio era bombardeado por partículas alfa provenientes do polônio, eram emitidas partículas de grande poder energético. Posteriormente, comprovou-se que se tratava de partículas sem carga elétrica, denominada de nêutrons, cuja massa de  $1,67495 \times 10^{-24} \text{g}$  era ligeiramente maior que a massa de um próton.

## O MODELO ATÔMICO DE RUTHERFORD

Em 1910, Ernest Rutherford realizou uma série de experimentos para testar o modelo atômico de Thomson utilizando a aparelhagem esquematizada na figura seguinte:

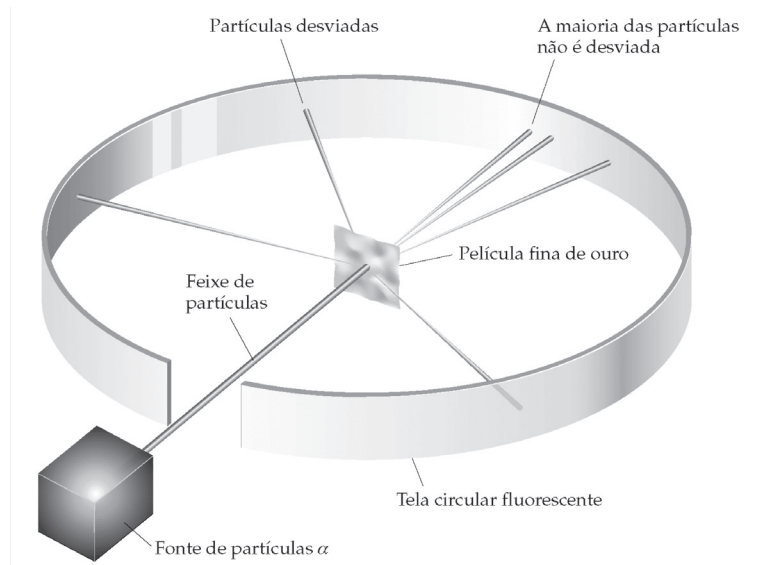


Figura 6a: O experimento de Rutherford

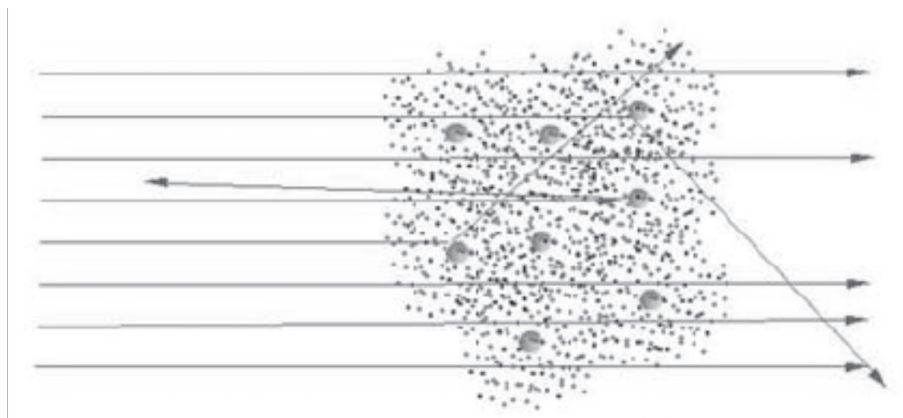


Figura 6b: O experimento de Rutherford

Nesse experimento, Rutherford, juntamente com seus colaboradores Hans Geiger (1882-1945) e Ernest Marsden (1889-1970), bombardeou uma folha muito fina de ouro e de outros metais, com um feixe de partículas alfa positivamente carregadas provenientes de uma fonte radioativa (fig. 6a). Uma tela circular encoberta de sulfeto de zinco, ZnS, foi usada para detectar as partículas alfa por se tornarem luminescentes ao seu contato. A maioria das partículas alfa passa diretamente através da placa de ouro sem se desviarem, e algumas sofrem um pequeno desvio. Ocasionalmente, algumas partículas são defletidas para trás (fig. 6b).

Medindo os ângulos de difusão das partículas, Rutherford obteve informações sobre a estrutura dos alvos contra os quais elas colidiram ao atravessar a placa de ouro. Esses alvos são exatamente os átomos de ouro. Uma partícula alfa, ao atravessar uma lâmina de  $10^{-7}$  m de espessura, encontra cerca de mil deles. Rutherford ficou bastante surpreso ao descobrir que algumas das partículas alfa retornavam, ou seja, eram refletidas pela lâmina.

Para explicar os resultados de seu experimento, Rutherford supôs que o átomo era constituído por um núcleo positivo, onde se encontram os prótons e nêutrons, extremamente pequeno (com raio da ordem de  $10^{-14}$  m) localizado no centro de uma esfera muito maior (com raio da ordem de  $10^{-10}$  m), na qual a carga negativa dos elétrons se acha mais ou menos uniformemente distribuída.

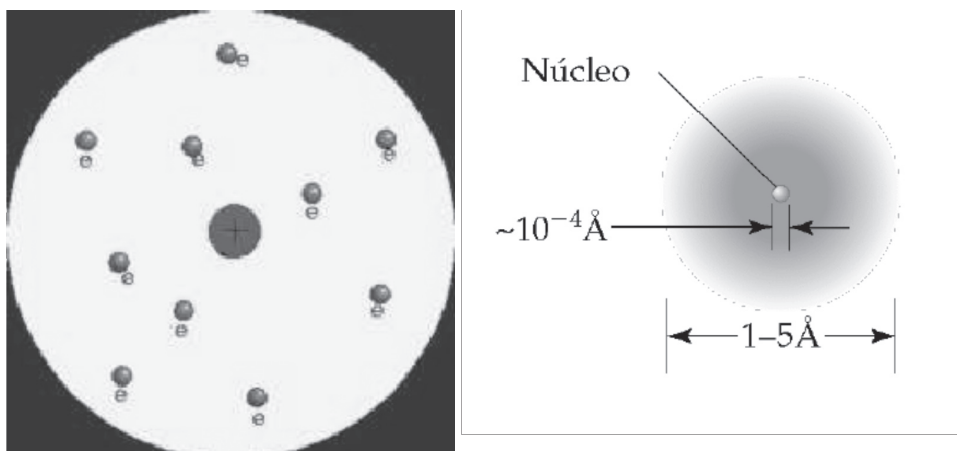


Figura 7: Disposição das partículas subatômicas

As partículas alfa que retornam são as que chegam tão próximas do núcleo que sofrem a ação de sua intensa força repulsiva. Quase todas as demais partículas são apenas ligeiramente desviadas (ou prosseguem sem desvios), porque, ao atravessar o átomo, passam longe do núcleo, em regiões onde a força repulsiva é menor.

A partir da experiência de dispersão das partículas alfa, Rutherford propôs um novo modelo atômico, que ficou conhecido também como “modelo planetário”, uma vez que nele o átomo se assemelha ao sistema solar, com os elétrons girando em torno do núcleo como os planetas ao redor do sol. (Figura 8).

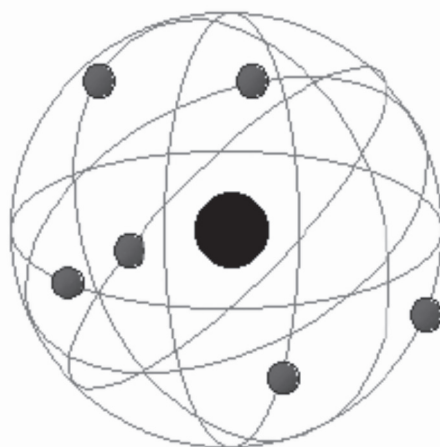


Figura 8: O modelo atômico de Rutherford

Na tabela 1.1 está representado um resumo das massas e cargas das três mais importantes partículas subatômicas da química: o elétron, o próton e o nêutron.

Partícula	Massa(g)	Car ga	
		Coulomb	Unidade de carga
Elétron	$9,1095 \times 10^{-28}$	$-1,6022 \times 10^{-19}$	-1
Próton	$1,67252 \times 10^{-24}$	$+1,6022 \times 10^{-19}$	+1
Nêutron	$1,67495 \times 10^{-24}$	0	0

Tabela 1.1: Massa e carga das partículas subatômicas

## ATIVIDADES



Lendo atentamente essa aula, você será capaz de fazer uma auto-avaliação do que lhe foi apresentado.

1. Identifique as contribuições que os cientistas citados nessa aula deram para o desenvolvimento da teoria atômica. (volte a ler os experimentos de Thomson, Millikan, Goldstein, Chadwick e Rutherford).
2. Liste os postulados da Teoria Atômica de Dalton. (veja Átomo de Dalton).
3. Descreva prótons, elétrons e nêutrons e onde residem nos átomos dos elementos. (veja o Átomo de Rutherford).
4. Determine as relações de massa e carga das partículas subatômicas. (Tabela 1.1)

## CONCLUSÃO

O estudo dos átomos dos elementos químicos teve início no século V antes de Cristo e continua até hoje. Estudos desenvolvidos por cientistas como Dalton, Thomson, Millikan, Goldstein, Chadwick e Rutherford, dentre outros, contribuíram decisivamente para a descoberta e conhecimento das três mais importantes partículas subatômicas: prótons, nêutrons e elétrons. Com relação a essas partículas subatômicas, é importante que você não esqueça que a massa de um próton é aproximadamente igual à massa de um nêutron e que a massa de um próton ou de um nêutron é 1836 vezes maior que a massa do elétron. Portanto, a massa do átomo de um elemento está concentrada no núcleo.

## RESUMO



Você viu que Dalton formulou uma definição precisa sobre a natureza da matéria. Essa definição, chamada de Teoria Atômica, marca o início da Química Moderna. Apesar de formulada por volta do ano de 1800, continua imbatível à prova dos tempos. Nessa teoria, vimos que os elementos são compostos de partículas extremamente pequenas denominadas de átomos; os átomos de um mesmo elemento são iguais, que os compostos



químicos são formados pela união de diferentes átomos em proporções definidas e que os átomos não podem ser criados nem destruídos em uma reação química. Um átomo é constituído de uma parte central denominada de núcleo, onde se encontram os prótons e os nêutrons, e de outra parte relativamente distante do núcleo denominada de eletrosfera onde se movem os elétrons. Os prótons possuem carga elétrica positiva, os nêutrons não possuem carga elétrica e os elétrons são negativamente carregados.

## PRÓXIMA AULA

Na próxima aula estudaremos as relações de massa nos átomos dos elementos químicos.



## REFERÊNCIAS

Brown, Theodore L.; LeMay Jr., H. Eugene; Bursten, Bruce E. **Química: a ciência central**. 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

Chang, Raymond. **Química 1**. Trad. Maria José Ferreira Rebelo. 8 ed. Lisboa: McGraw-Hill, 2005.

Kotz, John C.; Treichel Jr., Paul M. **Química Geral 1 e reações químicas**. v. 1. São Paulo: Thomson Learning/Pioneira, 2005.

RUSSEL, John B. **Química Geral**. São Paulo: Makron Books, 1994. 2v.