

DISCIPLINA

Arquitetura Atômica e Molecular

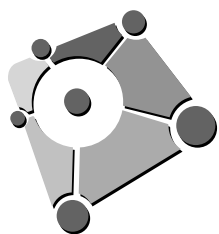
# Evolução dos modelos atômicos de Leucipo a Rutherford

Autores

Ótom Anselmo de Oliveira  
Joana D'Arc Gomes Fernandes

Data: \_\_\_/\_\_\_/\_\_\_ Nome: \_\_\_\_\_

Material **APROVADO** (conteúdo e imagens)



Programa Universidade a Distância  
**UNIDIS**  
*Grad*

aula

01

## Governo Federal

### Presidente da República

Luiz Inácio Lula da Silva

### Ministro da Educação

Fernando Haddad

### Secretário de Educação a Distância – SEED

Ronaldo Motta

## Universidade Federal do Rio Grande do Norte

### Reitor

José Ivonildo do Rêgo

### Vice-Reitor

Nilsen Carvalho Fernandes de Oliveira Filho

### Secretária de Educação a Distância

Vera Lúcia do Amaral

### Secretaria de Educação a Distância- SEDIS

#### Coordenadora da Produção dos Materiais

Célia Maria de Araújo

#### Coordenador de Edição

Ary Sergio Braga Olinisky

#### Projeto Gráfico

Ivana Lima

#### Revisores de Estrutura e Linguagem

Eugenio Tavares Borges

Marcos Aurélio Felipe

Pedro Daniel Meirelles Ferreira

## Revisoras de Língua Portuguesa

Janaina Tomaz Capistrano

Sandra Cristinne Xavier da Câmara

### Ilustradora

Carolina Costa

### Editoração de Imagens

Adauto Harley

Carolina Costa

### Diagramadores

Mariana Araújo Brito

### Adaptação para Módulo Matemático

Thaís Maria Simplicio Lemos

### Imagens Utilizadas

Banco de Imagens Sedis (Secretaria de Educação a Distância) - UFRN

Fotografias - Adauto Harley

MasterClips IMSI MasterClips Collection, 1895 Francisco Blvd,

East, San Rafael, CA 94901, USA.

MasterFile – www.masterfile.com

MorgueFile – www.morguefile.com

Pixel Perfect Digital – www.pixelperfectdigital.com

FreeImages – www.freeimages.co.uk

FreeFoto.com – www.freefoto.com

Free Pictures Photos – www.free-pictures-photos.com

BigFoto – www.bigfoto.com

FreeStockPhotos.com – www.freestockphotos.com

OneOddDude.net – www.oneodddude.net

Stock.XCHG - www.sxc.hu

Divisão de Serviços Técnicos

Catálogo da publicação na Fonte. UFRN/Biblioteca Central “Zila Mamede”

---

Oliveira, Ótom Anselmo de

Arquitetura atômica e molecular / Ótom Anselmo de Oliveira, Joana D'arc Gomes  
Fernandes – Natal (RN) : EDUFRN – Editora da UFRN, 2006.  
280p.

ISBN 85-7273-278-0

1. Ligações químicas. 2. Modelos atômicos. 3. Tabela periódica. I. Fernandes, Joana  
D'arc Gomes. II. Título.

RN/UFR/BCZM 2006/18

CDU 541

CDD 541.5

---

Todos os direitos reservados. Nenhuma parte deste material pode ser utilizada ou reproduzida sem a autorização expressa da UFRN - Universidade Federal do Rio Grande do Norte.

# Apresentação

Caro estudante, nesta aula, começaremos os estudos de uma disciplina que é fundamental para sua formação como futuro profissional de Química.

Nestes estudos, faremos uma abordagem geral sobre um dos feitos científicos mais importantes de todos os tempos: o desenvolvimento do modelo atômico.

Começaremos discutindo, de forma resumida, as primeiras idéias e experimentos realizados com o objetivo de identificar os constituintes e a forma como estes se organizam na estruturação da matéria, destacando, especialmente, as conclusões resultantes das reflexões que têm sido feitas sobre esse tema.

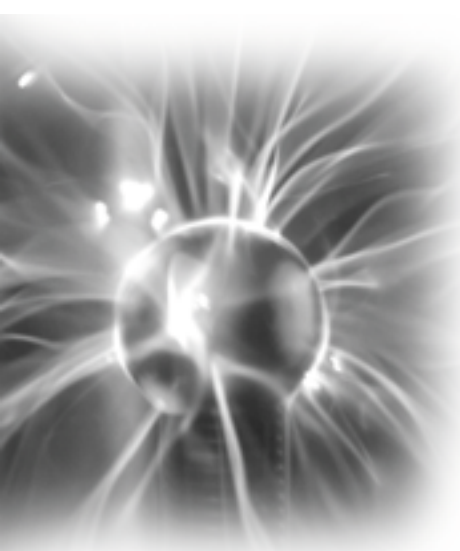
Devemos ressaltar que o estabelecimento do modelo atômico – ou, como preferimos denominar neste curso, da arquitetura atômica – não tem sido uma tarefa fácil. Essa história já tem cerca de 2.600 anos, iniciada a partir das primeiras propostas sobre a constituição da matéria. Desde então, muito se aprendeu a respeito do átomo, mas novos esclarecimentos são buscados permanentemente, o que demonstra como esse assunto tem sido importante.

Para os estudiosos da Química, conhecimentos sobre a arquitetura atômica são indispensáveis como instrumentos para a compreensão das propriedades das substâncias, dos mecanismos de reações e de vários fenômenos físicos relacionados às transformações da matéria.

Certamente, já conhecemos parte dessa história. Mas, nosso objetivo é aprender muito mais. Os livros, revistas e meios eletrônicos são depositários dos conhecimentos já desenvolvidos e, a partir deles, com dedicação, criatividade e colaboração mútua, poderemos ampliar nosso saber e difundi-lo, tornando-o útil para a sociedade.

## Objetivo

Ao final desta aula, teremos feito uma revisão reflexiva sobre parte da história da criação do modelo atômico e você terá subsídios para discutir os temas apresentados, começando pelas primeiras idéias expostas por filósofos gregos, como Leucipo, Demócrito e Aristóteles, até chegar ao átomo idealizado por Rutherford.



# O pensamento filosófico

As primeiras especulações relativas à origem da natureza são devidas ao filósofo grego Tales, que viveu na cidade de Mileto, aproximadamente entre os anos 640 e 548 a.C.

Fugindo de figurações extraídas da imaginação – muitas vezes de inspiração religiosa, fantástica ou poética –, Tales deduzia que a natureza (ou a *physis*, como era dito em grego) teria a água como princípio (ou substrato) único, ou seja: todo o universo teria a água como origem.

Deve-se reconhecer que esse pensamento carecia de uma base teórica ou material consistente, além de ser pouco esclarecedor. Porém, evidenciava um questionamento ou uma contestação sobre o pensamento que prevalecia até então e, ao mesmo tempo, induzia à reflexão investigativa, fundamental para o desenvolvimento do conhecimento.

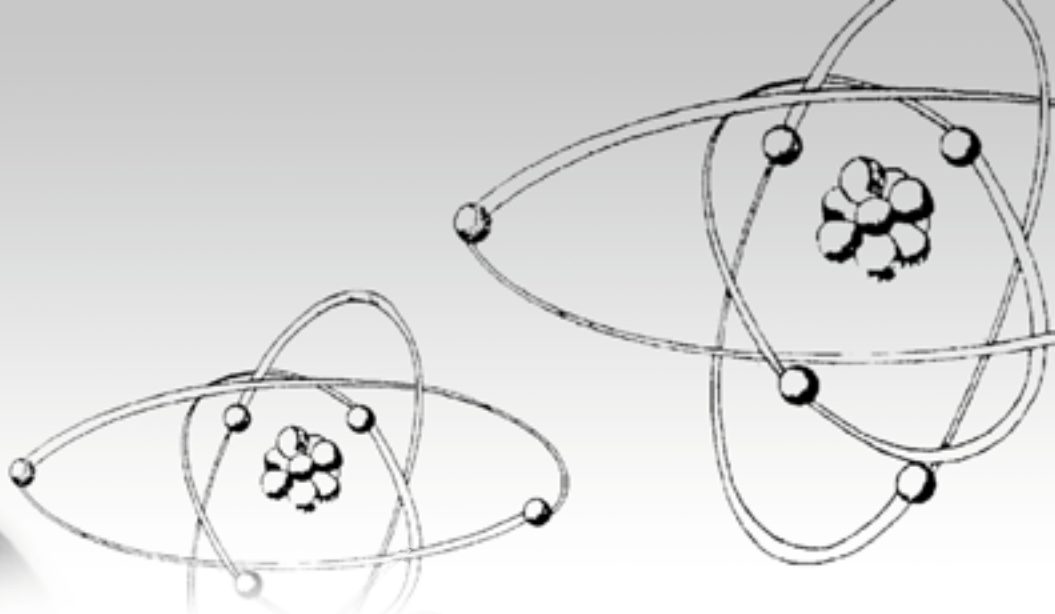
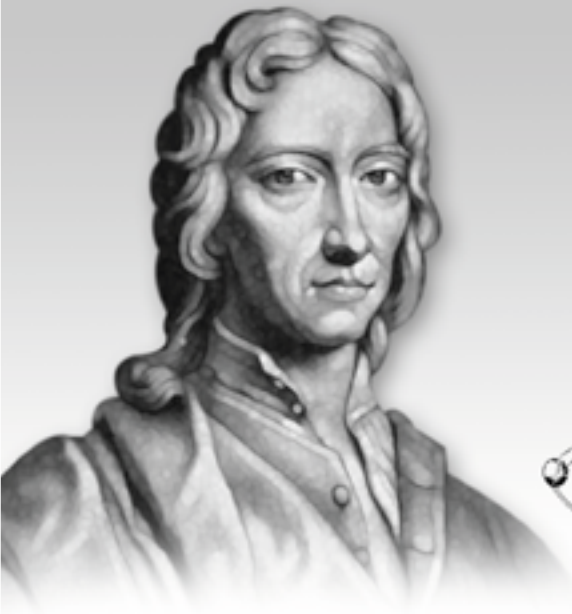
Os próximos registros sobre a constituição da natureza vieram de Abdera, na Ásia Menor, onde o filósofo Leucipo se fixou por volta de 478 a.C. Ele acreditava que o universo era constituído por elementos indivisíveis e pelo vazio, e que os movimentos desses elementos, gerando união ou separação, produziam ou destruíam os materiais.

Leucipo não deixou registros sobre suas reflexões. Porém, elas permaneceram e foram melhoradas pelo seu seguidor Demócrito, que viveu entre 460-370 a.C. e, seguindo as idéias do seu mestre, afirmava que a menor partícula constituinte de qualquer tipo de matéria não poderia ser fragmentada, pois se fosse divisível ao infinito, confundir-se-ia com o vazio. Por essa característica, denominou tal partícula de **átomo**, palavra grega que significa indivisível.

Como corolário, Demócrito postulou que as únicas coisas existentes eram os átomos e os espaços entre eles e que qualquer matéria resultaria da combinação de átomos de quatro elementos: **água, terra, fogo e ar**.

Essas idéias foram apoiadas por alguns filósofos. Porém, outros, entre os quais, Aristóteles, que foi um dos maiores filósofos de todos os tempos, consideravam um absurdo existir algo indivisível, estabelecendo-se, então, duas correntes de pensamento.

Para Aristóteles, a matéria era contínua (não atômica) e suas idéias terminaram prevalecendo entre a maioria dos pensadores até o século XVI, quando outros estudiosos, como Pierre Gassendi (1592 – 1655), rompendo com a filosofia aristotélica, passaram a defender o atomismo e adotar o empirismo como prática para o estabelecimento da verdade científica.



## Consolidação do atomismo

A partir do século XVII, muitos cientistas começaram a realizar experiências utilizando métodos e materiais distintos e, logo cedo, ficou demonstrado que a possibilidade da matéria ser contínua não era respaldada pelos resultados obtidos, fazendo com que o modelo de Aristóteles para a constituição da matéria desmoronasse e o atomismo se firmasse como uma realidade incontestável.

Para isso, os resultados dos trabalhos do físico e químico irlandês Robert Boyle, publicados em 1661, foram decisivos. Nesses trabalhos, ele concluiu que todos os objetos eram compostos por átomos, que seriam as unidades fundamentais da matéria.

Para chegar a essa conclusão, ele atentou para o fato de que algumas das substâncias já conhecidas podiam se combinar formando outras. Assim, o bronze podia ser formado combinando-se cobre com zinco; os **sais** podiam ser preparados combinando-se **ácidos** com **álcalis** e algumas substâncias podiam se separar, formando outras mais simples, como se observava quando se aquecia as **amalgamas**, fato que resultava na produção de mercúrio e de outro metal.

Desses resultados, Boyle concluiu que:

- os átomos existiam e eram diferentes para cada tipo de elemento;
- combinações de tipos diferentes de átomos formavam os compostos, e
- toda a matéria era formada por um pequeno número de substâncias simples (ou elementos) combinados de formas diferentes.

Além de haver feito essas constatações, Boyle adotou o termo **elemento**, que era usado na Grécia Antiga, para designar cada substância simples. Parecia, portanto, que a existência do átomo já era irrefutável, mas ainda faltava descrevê-lo detalhadamente, fato que vem evoluindo até os dias de hoje.

# O átomo de Dalton

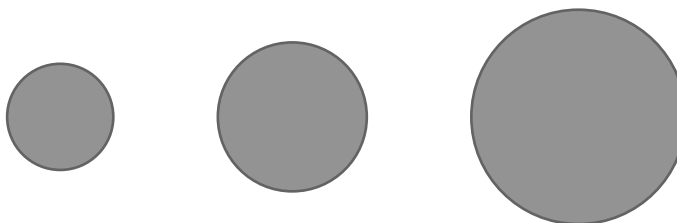
Na segunda metade do século XVIII, a teoria atômica não podia mais ser negada, e o empirismo, associado à reflexão, passou a ser prática comum para muitos estudiosos da natureza. Entre os químicos que assim procediam, Lavoisier foi um dos que mais se destacou, tendo consagrado o uso da balança como instrumento para investigação em química, descoberto dezenas de elementos e estabelecido a **lei da conservação das massas**. Todo esse labor criativo fez com que Lavoisier ficasse reconhecido como um dos mais importantes químicos de todos os tempos.

Na sequência aos trabalhos de Lavoisier, outros químicos – como Proust, Dalton e Richiter – estabeleceram as **leis ponderais das combinações químicas**, expressando as relações de massas entre os elementos nas reações químicas.

Em 1808, analisando os resultados dos experimentos que conduziram ao estabelecimento das leis ponderais, observando as relações entre as massas dos reagentes nas reações e, mais uma vez, resgatando as idéias de Leucipo e Demócrito, Dalton (1766-1844) formulou uma teoria atômica, cujos postulados estabeleciam que:

- a matéria seria constituída por partículas extremamente pequenas e indivisíveis chamadas de átomos, que preservariam suas individualidades nas transformações químicas;
- os átomos idênticos eram caracterizados pelas respectivas massas e constituiriam um mesmo elemento químico;
- os compostos químicos seriam formados pela união de átomos de diferentes elementos, em proporções numéricas simples e definidas.

Os átomos de Dalton eram partículas indivisíveis, esféricas, maciças, impenetráveis e indestrutíveis que ficaram conhecidos como **bola de bilhar**, semelhantes às ilustrações da Figura 1.



**Figura 1** – Modelo atômico de Dalton para três elementos diferentes

Dalton teve o mérito de consolidar a idéia do átomo como unidade elementar da matéria, utilizando dados experimentais quantitativos. Porém, o seu modelo atômico continha uma série de equívocos, que foram demonstrados através de experimentos realizados a partir da segunda metade do século XIX. Nesses experimentos, verificou-se que os átomos não eram esferas maciças, eram divisíveis, penetráveis, destrutíveis e nem sempre eram iguais para um mesmo elemento químico.

## A divisibilidade do átomo

A primeira evidência experimental sobre a divisibilidade do átomo foi obtida em 1834 pelo físico e químico inglês Michael Faraday (1791-1867), dando seqüência a trabalhos preliminares sobre **eletrólise**, realizados no início do século XIX por Humphrey Dave.

Em seus trabalhos, Faraday – considerado o descobridor da eletrólise como fenômeno físico-químico bem definido – observou que a passagem de corrente elétrica através de soluções de alguns tipos de substâncias provocava reações químicas nas quais as quantidades de eletricidade utilizadas e as quantidades de substâncias que reagiam eram proporcionais entre si, fatos que o levaram a estabelecer as **leis da eletrólise**.

Além de haver enunciado as **leis da eletrólise**, Faraday introduziu os termos **cátodo** e **ânodo** para designar os **eletrodos** nos quais as **reações eletrolíticas** aconteciam. Ao mesmo tempo, criou os termos **ânion** e **cátion** (íons) para designar as espécies que reagiam durante a passagem de eletricidade pelas soluções e, nessas definições, já ficava implícito que as unidades elementares da matéria apresentavam natureza elétrica diferente.

Tais fatos não tiveram interpretação imediata, mas, em 1874, George Johnstone Stoney (1826-1911), analisando os resultados dos trabalhos de Faraday, sugeriu que a eletricidade existia associada à matéria e seria constituída por partículas de carga negativa denominada de **eletrine**, no caso da partícula associada ao hidrogênio.

Uma contribuição importante e para o esclarecimento sobre as unidades elementares da matéria foi dada por Svante Arrhenius, em sua tese de doutorado, defendida em 1884, quando deduziu que os cátions e os ânions eram produzidos pelos **eletrólitos** ao serem dissolvidos.

Arrhenius propôs que, nessas dissoluções, a soma das cargas das partículas positivas (cátions) seria igual à soma das cargas das partículas negativas (ânions), o que asseguraria que as cargas dos eletrólitos, dissolvidos ou não, seriam nulas.

Essas novas observações tornaram Stoney mais convicto sobre a natureza corpuscular da eletricidade e, em 1891, ele propôs o nome **elétron** para designar as partículas portadoras de eletricidade, constituintes da matéria.

Se isso era verdade, e considerando que as substâncias não apresentam cargas elétricas, então os átomos seriam divisíveis, devendo ser constituídos, pelo menos, por dois tipos de partículas com cargas opostas (positivas e negativas), o que possibilitaria a neutralidade elétrica das substâncias e dos materiais em geral.

A partir dessas conclusões, as idéias dos atomistas gregos, concretizadas no modelo atômico de Dalton, perderam consistência. Já não se considerava o átomo indivisível, pois era constituído por partículas com cargas positivas e negativas. Conseqüentemente, estava lançado o desafio para se investigar os constituintes atômicos, tendo-se como perspectiva já colocada o elétron, proposto por Stoney.



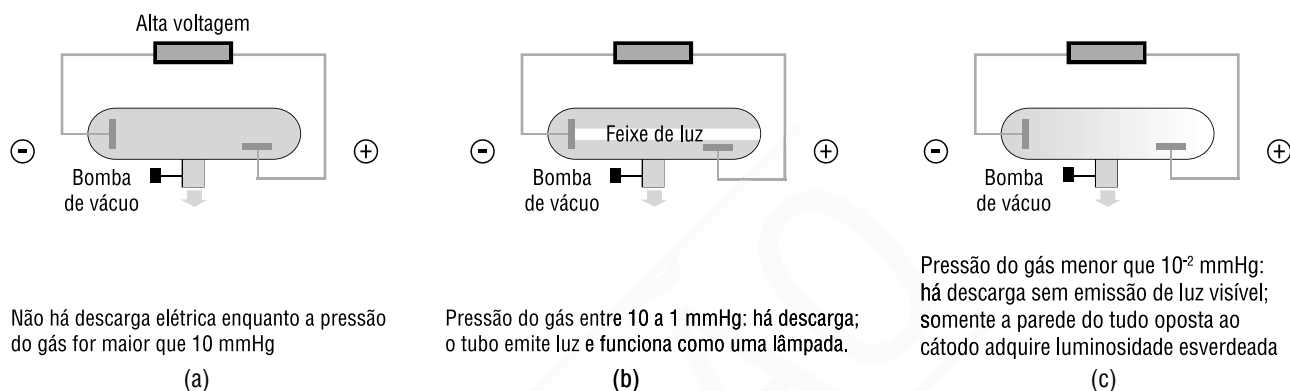
## Atividade 1

- 1** Faça um estudo sobre os termos sublinhados até este item e descreva-os.
- 2** Em que Boyle se fundamentou para afirmar que os átomos existiam?
- 3** Qual a razão para Robert Boyle acreditar que a matéria era formada por um pequeno número de elementos?
- 4** Descreva resumidamente o que expressa cada uma das leis ponderais.



# A descoberta do elétron

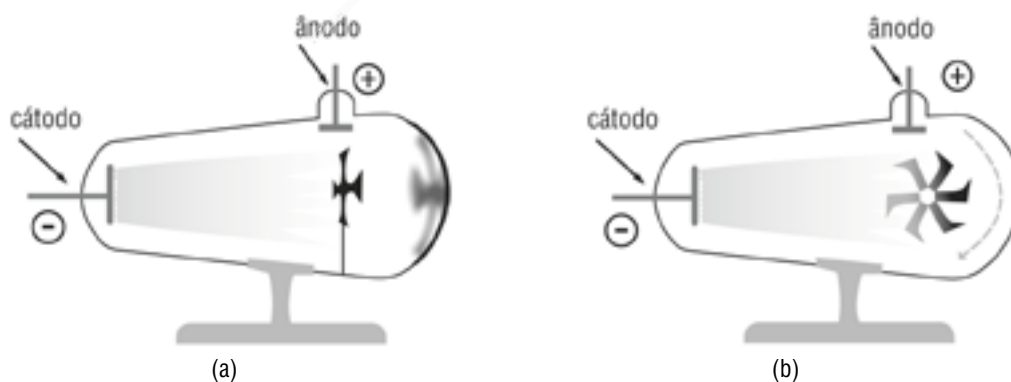
Em 1878, o cientista inglês Wiliam Crookes (1832-1919) criou um dispositivo – constituído por uma ampola de vidro conectada a uma bomba de vácuo, contendo, no seu interior, dois eletrodos ligados a uma fonte de energia elétrica –, com o qual vários pesquisadores passaram a fazer estudos sobre descargas elétricas através de gases.



**Figura 2** – Descarga elétrica através de um gás rarefeito

Nesses estudos, verificou-se que se a pressão dos gases estivesse próxima de 10 mmHg não haveria condução de eletricidade. Mas, a partir dessa pressão e até próximo de 1 mmHg, os gases passavam a conduzir eletricidade, o que podia ser percebido pelo aparecimento de um feixe luminoso saindo do cátodo para a região oposta da ampola (Figura 2) ou podia ser medido com instrumentos de aferição de fluxo de corrente.

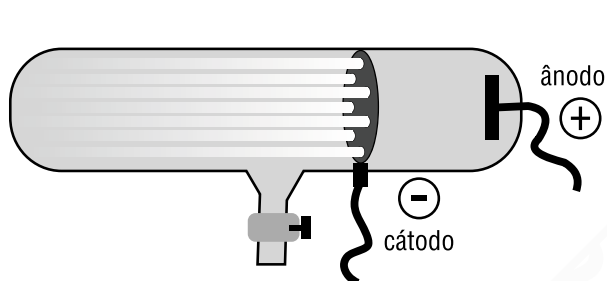
Em 1876, Eugen Goldstein demonstrou que os feixes luminosos observados nas ampolas de Crookes formam sombras de objetos colocados em sua trajetória, em posição oposta ao eletrodo negativo do tubo de descarga (Figura 3a). Como esse eletrodo havia sido denominado cátodo por Faraday e acreditando que o feixe luminoso era constituído por radiações, Goldstein denominou-os de **raios catódicos**.



**Figura 3** – Experiências que começaram a mostrar a natureza dos raios catódicos

Estudos posteriores mostraram que os constituintes do feixe luminoso possuíam massa, sendo, portanto, de natureza material, pois faziam girar uma ventoinha colocada em sua trajetória dentro de uma ampola de Crookes (Figura 3b).

Noutro experimento, Goldstein utilizou uma ampola de Crookes com um cátodo perfurado (Figura 4) e observou novos feixes luminosos que pareciam sair desses furos ou canais e se dirigiam em sentido inverso aos raios catódicos. Goldstein não sabia o que formava esses feixes luminosos, porém, acreditando tratar-se de radiações, deu o nome de **raios canais** aos constituintes dos feixes emitidos a partir dos canais dos catodos das ampolas de Crookes.



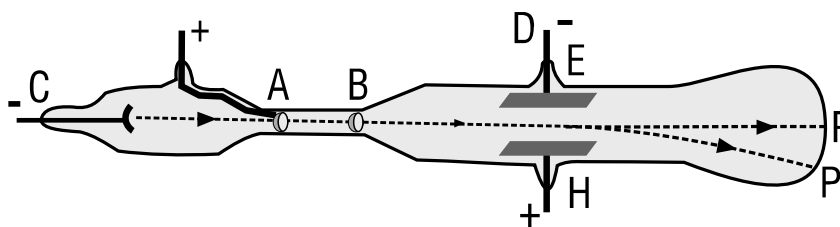
Goldstein observou o aparecimento de feixes luminosos que pareciam ser originados nos canais existentes no cátodo, se deslocando em sentido contrário raios catódicos, os quais foram denominados de raios canais.

**Figura 4** – Esquema da experiência para a descoberta dos raios canais

O fato, porém, é que não existiam dados suficientes para uma definição sobre o que era observado nos experimentos, surgindo um conflito de opiniões em relação aos constituintes dos raios catódicos e dos raios canais: entre cientistas alemães, prevalecia a idéia de que seriam radiações e, entre os britânicos, de que seriam partículas.

No meio dessa polêmica, os experimentos realizados em 1897 por Joseph John Thomson (1856-1940) foram decisivos para mostrar que os raios catódicos, na verdade, eram elétrons, portanto, partículas com carga elétrica negativa e que os raios canais eram íons carregados positivamente.

Nos seus experimentos, Thomson mostrou que os raios catódicos eram atraídos pelos pólos positivos de **campos elétricos** formados por duas placas metálicas colocadas dentro de ampolas de Crookes, ligadas aos eletrodos de baterias. Verificou, também, que esses raios eram desviados pelos **campos magnéticos** de forma semelhante à que se observava em experimentos sobre eletromagnetismo (já realizados naquela época), conforme é ilustrado na Figura 5.



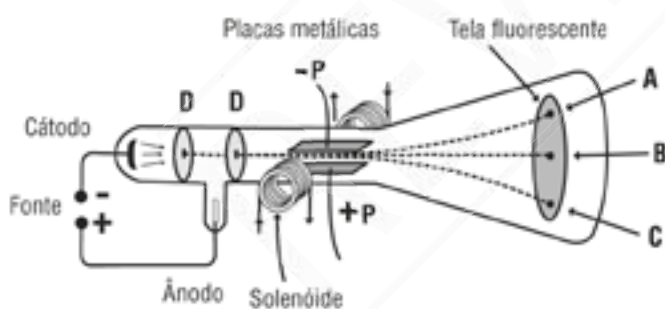
**Figura 5** – Experiência de Thomson

Vale ressaltar que outros cientistas já haviam tentado realizar experimentos semelhantes sem alcançar sucesso. Porém, Thomson foi persistente e conseguiu essa proeza baixando a pressão do gás dentro das ampolas, o que provocava a diminuição do efeito de blindagem criado pelos íons gasosos existentes no tubo.

Todos esses experimentos indicavam que a matéria era constituída por partículas positivas e negativas e que os raios catódicos, sendo os componentes de carga elétrica negativa, deveriam ser os elétrons que haviam sido propostos por Stoney. Faltava, porém, uma prova definitiva, mas esta foi encontrada por Thomson quando determinou alguns parâmetros relativos aos raios catódicos, sendo o mais importante deles a relação entre a carga elétrica e a massa dessas partículas.

## Determinação da relação carga/massa do elétron

Para determinar a relação entre a carga e a massa dos elétrons, Thomson utilizou um aparelho de Crookes semelhante aos tubos de televisão usados atualmente, conforme mostra o esquema apresentado na Figura 6.



Pode-se dizer que o equipamento utilizado por Thomson, semelhante aos tubos de televisores de hoje, foi precursor do espectrômetro de massa, aparelho muito utilizado atualmente em análises químicas.

**Figura 6** – Esquema do aparelho usado por Thomson para determinar a velocidade e a relação carga/massa dos elétrons

No aparelho, existiam dois ânodos perfurados (discos D) por onde um feixe de elétrons poderia passar e ir se chocar com a parede frontal do tubo, na posição B.

Nos experimentos, era aplicado um campo elétrico sobre o feixe de elétrons e isso provocava um desvio ( $x$ ) do feixe para a posição A. Já a aplicação de um campo magnético perpendicular ao campo elétrico, provocava um desvio ( $y$ ) do feixe de elétrons para a posição C, oposto àquele provocado pelo campo elétrico. Nesses experimentos, o ponto de incidência do feixe de elétrons era facilmente visualizado colocando-se um anteparo com material fluorescente à sua trajetória.

Assim, utilizando os dados experimentais obtidos e aplicando equações da eletrodinâmica, Thomson deduziu uma equação que correlacionava a carga e a massa dos elétrons, expressa na forma:

$$\frac{e}{m} = \left( \frac{y^2 k}{x k'^2} \right),$$

na qual  $e$  e  $m$  são a carga e a massa dos elétrons,  $k$  e  $k'$  são constantes definidas pelas características do aparelho e pelas intensidades dos campos elétrico e magnético aplicados e  $x$  e  $y$  são os desvios do feixe de elétrons sob a ação de cada tipo de campo aplicado, medidos diretamente no “vídeo” do aparelho utilizado.

Usando essa equação, Thomson calculou a relação entre a carga e a massa dos elétrons ( $e/m$ ), encontrando valores sempre muito próximos de  $-1,76108 \text{ C/g}$ , mesmo utilizando catodos de materiais diferentes ou gases diferentes nas ampolas de Crookes.

Esses resultados constituíram a prova definitiva de que os raios catódicos eram elétrons, que estes eram iguais entre si e que estavam presentes em todo tipo de matéria, sendo, portanto, as unidades básicas de carga negativa propostas por Stoney.

Estando convencido disso, em 1897, Thomson anunciou que:

- o átomo era divisível, tendo em sua constituição partículas de carga negativa;
- essas partículas tinham sempre as mesmas massa e carga elétrica, independentemente do tipo de material que as emitiam.

Com tais afirmações, fundamentadas em dados experimentais, a existência do elétron estava comprovada. Outras questões, porém, logo se impunham, como por exemplo: a) Quais seriam a carga e a massa do elétron? b) O que seriam e qual seria a constituição das partículas positivas observadas por Goldstein?



Data: \_\_\_/\_\_\_/\_\_\_ Nome: \_\_\_\_\_

Material **APROVADO** (conteúdo e imagens)



## Atividade 2

1

Explique por que nos experimentos com ampolas de Crookes os gases só conduzem eletricidade a baixas pressões.

2

Descreva os feixes luminosos observados nas experiências com descargas através de gases rarefeitos.

3

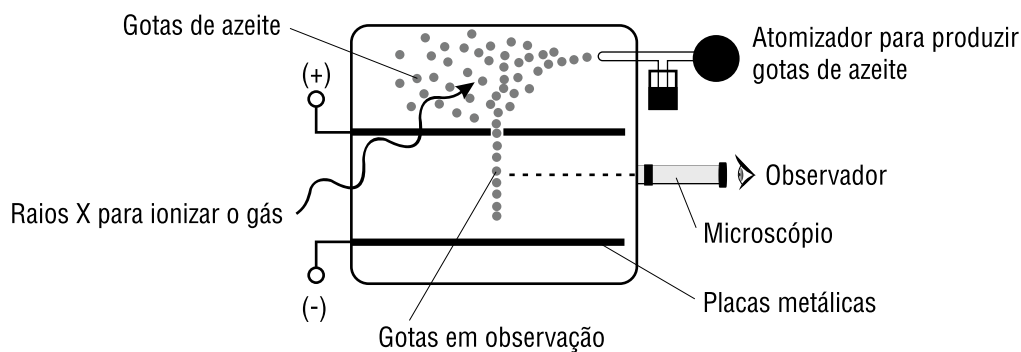
Descreva os experimentos que possibilitaram a determinação da relação entre a carga e a massa ( $e/m$ ) dos raios catódicos.

## Determinação da carga e da massa do elétron

A resposta para a primeira questão da atividade 2 foi dada em 1908 por Robert A. Milikan, através de um experimento bastante engenhoso. Para isso, ele construiu uma câmara fechada provida de um nebulizador, dois eletrodos em forma de placas (com a placa superior perfurada no centro), um visor com uma escala graduada e uma fonte de raios-X, cujo esquema é mostrado na Figura 7.

Para realizar as experiências, Milikan acionava a fonte de raios-X e aspergia gotículas de óleo no interior da câmara. Com isso, moléculas de ar eram ionizadas pelos raios-X e os íons formados eventualmente captados pelas gotículas de óleo que, assim, ficavam carregadas de eletricidade. Como consequência, quando os eletrodos estavam despolarizados (desconectados de uma fonte de corrente contínua), as gotículas, carregadas ou não, caíam com a mesma velocidade, submetidas, apenas, à força gravitacional e à força de atrito com o ar.

Porém, quando as placas eram polarizadas, as gotículas eletrizadas tinham suas velocidades modificadas e a direção do movimento podia até ser invertido, dependendo da natureza (positiva ou negativa) da carga da gotícula e da intensidade do campo produzido pelos eletrodos.



**Figura 7** – Esquema do aparelho usado por Milikan para determinar a carga do elétron

Analisando os movimentos das gotículas, Milikan demonstrou que a carga de cada gotícula podia ser expressa através da equação:

$$q = \left( 6rv'\pi\eta - \frac{4\pi r^3 dg}{3} \right) \frac{1}{E},$$

na qual  $q$ ,  $r$ ,  $v'$  e  $d$  eram, respectivamente, as cargas, os raios, as velocidades e a densidade das gotículas de óleo;  $\eta$  era a viscosidade do ar;  $g$  a aceleração da gravidade e  $E$  a intensidade do campo aplicado.

Com essa equação, Milikan realizou várias determinações de cargas elétricas ( $q$ ) nas gotículas de óleo, obtendo sempre valores múltiplos inteiros de  $-1,6 \times 10^{-19}$  coulombs, fato que o levou a deduzir que esta deveria ser a carga do elétron.

Dispondo desse valor, tornou-se simples calcular a massa do elétron, bastando usar a relação entre a carga e a massa ( $e/m = -1,76 \times 10^{11}$  C/kg), estabelecida por Thomson, o que resultou em  $9,11 \times 10^{-31}$  kg como sendo a massa do elétron.

Assim, desfez-se parte do mistério sobre a composição dos átomos. Os elétrons estavam caracterizados. Quanto às partículas positivas, complementares aos elétrons na constituição dos átomos, ainda havia muito a ser esclarecido. Porém, alguns pesquisadores já vinham procurando estabelecer as suas propriedades e não demorou muito para que parte significativa dessa tarefa fosse realizada.

Data: \_\_\_/\_\_\_/\_\_\_ Nome: \_\_\_\_\_

Material APROVADO (conteúdo e imagens)

# As partículas positivas – a descoberta do próton

**D**epois da descoberta, em 1876, a primeira observação importante sobre os constituintes positivos dos átomos foi feita em 1895 por Jean Perrin, ao demonstrar que os **raios canais** eram partículas com cargas positivas. Em 1898, Wilhelm Wien determinou a relação carga/massa dos raios canais produzidos pelo hidrogênio no tubo de Crookes, verificando que essa relação era igual a  $9,6 \times 10^7$  C/kg, sendo, portanto, quase 2000 vezes inferior à relação encontrada para o elétron.

Posteriormente, Thomson confirmou esse resultado e concluiu que o raio canal produzido pelo hidrogênio correspondia à partícula fundamental de carga positiva e que a sua carga deveria ser igual (mas contrária) à do elétron.

Com esse pressuposto, após a determinação da carga do elétron, foi determinada a massa dessa partícula, obtendo-se o valor  $1,26 \times 10^{-27}$  kg.

Em 1919, como resultado de experiências realizadas por Rutherford, a partícula positiva formada a partir do hidrogênio passou a ser considerada como formadora de todos os elementos, razão pela qual recebeu a denominação de **protos** (palavra grega que significa origem) e posteriormente passou a ser chamada de **próton**.

Esses estudos mostraram, também, que os raios canais podiam ser diferentes para um mesmo elemento. Um desses estudos, realizado por Thomson, em 1912, mostrou que o neônio formava dois tipos de raios canais com massas diferentes. Mais adiante, com o refinamento dos métodos experimentais, foi verificado que o próprio hidrogênio forma três raios canais diferentes. Com essas observações ficou evidenciado que existiam átomos com pesos diferentes formando um mesmo elemento químico e a esses tipos de átomos, Frederick Soddy, em 1913, denominou de **isótopos** do elemento.

A existência dos isótopos desfez mais um dos equívocos dos postulados de Dalton, que usava os pesos atômicos como parâmetro identificador. Porém, gerou a necessidade de se encontrar outra forma para identificar os elementos, o que ocorreu ainda em 1913, através dos trabalhos de Henry G. J. Moseley.

Nesses trabalhos, Moseley verificou que os raios-X emitidos pelos átomos dependiam das respectivas **cargas nucleares** ( $Z$ ) e que estas sempre correspondiam a números inteiros, os quais foram denominados de **número atômico**.

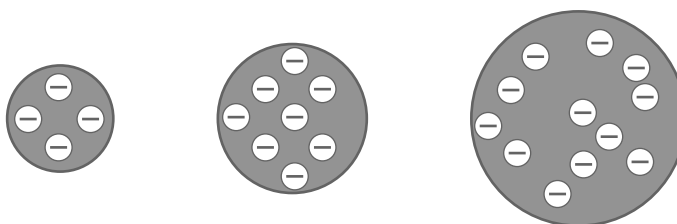
Logo foi observado que não só os raios-X, mas todas as propriedades dependiam do **número atômico** e, por isso, esse parâmetro, que corresponde ao número de prótons em cada átomo, foi definido como o parâmetro identificador dos elementos.

Como já se observava que a massa atômica de cada elemento era cerca de duas vezes maior do que se esperaria, tomando como base os números atômicos, tornou-se evidente a existência de outros componentes, além dos elétrons e dos prótons, constituindo os átomos. Desses componentes, o mais importante é o **nêutron**, cuja massa é quase igual à massa do próton e foi descoberto em 1932 por James Chadwick.

## O modelo atômico de Thomson

No final do século XIX, os dados experimentais relacionados com descargas através de gases rarefeitos e com a radioatividade (descoberta em 1896 por Henri Becquerel) já haviam mostrado que o modelo atômico de Dalton apresentava uma série de suposições equivocadas, tornando necessário se pensar num modelo compatível com os novos resultados experimentais disponíveis. Essa iniciativa foi assumida por Thomson que, em 1898, tornou-se o primeiro cientista a propor um modelo atômico constituído de partículas positivas e negativas.

Com base nos estudos sobre as relações entre as cargas e as massas dos elétrons e dos raios catódicos, Thomson já sabia que os elétrons eram muito mais leves do que os átomos como um todo. Assim, ele propôs que cada átomo seria formado por uma esfera de carga positiva homogênea, onde ficaria quase toda a massa do átomo, com os elétrons distribuídos simetricamente em torno dela. Esse modelo ficou conhecido como “modelo de pudim com passas” (Figura 8) e teve vida curta, pois logo foi observada sua incompatibilidade com os resultados de novos experimentos realizados, conforme será visto nos itens seguintes.



**Figura 8** – Modelos atômicos propostos por Thomson

Data: \_\_\_/\_\_\_/\_\_\_ Nome: \_\_\_\_\_

Material **APROVADO** (conteúdo e imagens)

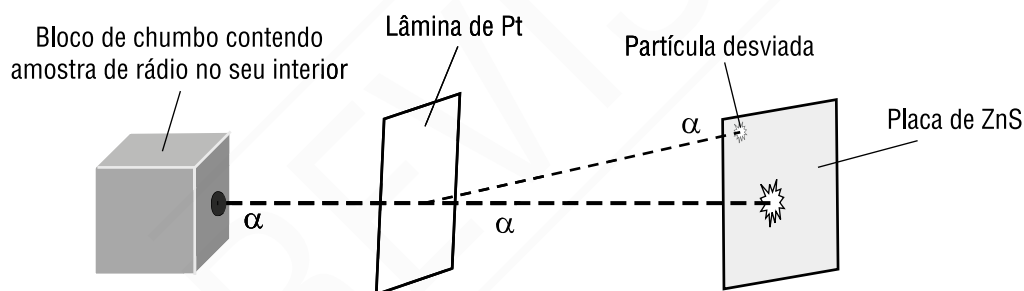


# Modelo atômico de Rutherford

Rutherford esteve envolvido em muitos estudos sobre radioatividade, tendo sido o descobridor das partículas  $\alpha$  (alfa) e  $\beta$  (beta), emitidas por elementos radiativos. Num desses estudos, realizado em colaboração com os seus alunos Geiger e Marsden, eles pretendiam analisar o poder de penetração das partículas  $\alpha$  sobre alguns materiais.

O trabalho consistia em fazer incidir feixes de partículas  $\alpha$  sobre uma lâmina de platina (ou outros materiais) e analisar o poder de retenção ou de penetração das partículas por essas placas.

Como o modelo atômico aceito na época considerava que os átomos eram estruturas impenetráveis (o modelo de Thomson), havia a expectativa de que as partículas fossem retidas. Porém, foi observado que quase todas atravessavam a lâmina, com muito poucas sendo desviadas de sua trajetória inicial, o que podia ser visualizado pelo efeito produzido sobre placas fluorescentes (placas de sulfeto de zinco, ZnS) colocadas em volta da lâmina de platina, Pt (Figura 9).

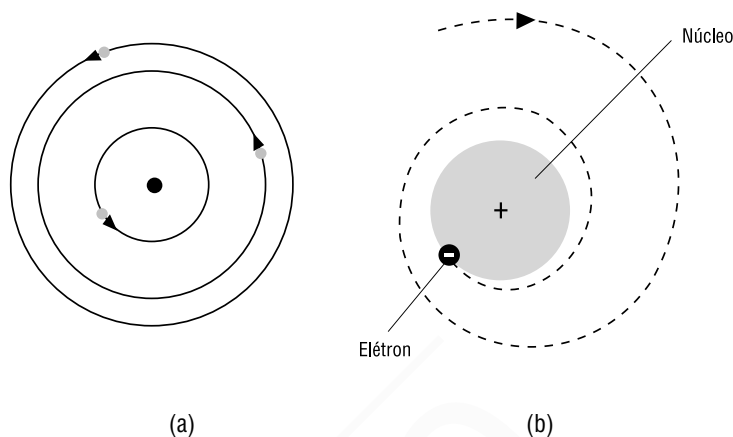


**Figura 9** – Experiência de Rutherford sobre espalhamento de partículas  $\alpha$

A partir dessas observações, Rutherford concluiu que o átomo teria um núcleo muito pequeno e compacto, onde se concentrariam as partículas positivas, que já se sabia serem bem mais pesadas do que as negativas.

Como grande inovação em relação a Dalton, ele propôs que os elétrons ficariam circulando em grandes órbitas ao redor desse núcleo, de forma semelhante aos planetas em volta do sol, pois assim desenvolveriam uma força centrípeta que os impediria de se juntarem ao núcleo, levados pela força de atração eletrostática.

Distribuídos dessa forma, os elétrons, com cargas negativas, neutralizariam as cargas nucleares positivas, formando os átomos no estado fundamental (Figura 10a).



**Figura 10** – Modelo atômico de Rutherford. **(a)** Modelo proposto. **(b)** Falência por emissão da luz. Pelas leis da eletrodinâmica, os elétrons perderiam energia e cairiam no núcleo.

O modelo de Rutherford ficou mais próximo da concepção atual do modelo atômico do que as anteriores. Mas, a sua idéia contrariava uma das leis de Maxwell sobre a eletrodinâmica.

Por essa lei, se um elétron circulasse em torno do núcleo de carga positiva, ele estaria constantemente irradiando luz, perdendo energia e terminaria por colidir com o núcleo (Figura 10b).

Porém, argumentos não eliminam fatos, e os resultados dos experimentos de Rutherford eram muito consistentes com o modelo atômico proposto por ele. Portanto, o que se deveria fazer era buscar explicações para as observações de Rutherford que fossem fundamentadas em novos argumentos científicos sustentáveis.

Felizmente, isso não demorou a acontecer graças aos trabalhos de Niels Bohr, que serão discutidos em aulas posteriores, pois agora encerraremos esta aula para que você tenha tempo de aprofundar seus estudos sobre o que já foi apresentado.

Certamente, você já percebeu que o conteúdo deste texto apresenta informações básicas para sua aprendizagem. Mas, as atividades propostas indicam que você deve consultar obras mais completas para ampliar e consolidar seu aprendizado. Portanto, não perca tempo. Procure fortalecer suas bases de conhecimentos para, na próxima aula, continuar desvendando os caminhos trilhados na construção do modelo atômico.

Data: \_\_\_/\_\_\_/\_\_\_ Nome: \_\_\_\_\_

Material APROVADO (conteúdo e imagens)



## Atividade 3

1

Descreva os termos sublinhados neste texto que não foram descritos na atividade 1.

2

A radiatividade só será estudada na aula 15. Mas, como nesta primeira aula são necessários alguns conhecimentos básicos sobre esse tema, faça uma breve descrição sobre os constituintes das emissões radiativas.

3

Descreva de forma resumida como foi feita a descoberta do nêutron.

## Resumo

Nesta aula, foram abordados aspectos históricos sobre a engenhosidade do homem na busca pelo conhecimento. Procurando compreender o seu ambiente, o homem, muitas vezes por curiosidade, enquanto desenvolvia ciência na forma mais pura, fez surgir idéias que terminaram por gerar tecnologias hoje incorporadas ao seu dia-a-dia. Mesmo que tenhamos discutido somente fatos acontecidos até o início do século passado, pelo menos um dos equipamentos usados naquela época (os tubos de descarga) tornou-se precursor de diversos tipos de monitores utilizados hoje, até mesmo, em nossas residências, na forma de tubos de imagem de televisores, de computadores ou de outros equipamentos. Estabelecemos as primeiras bases para a discussão sobre a natureza mais íntima da matéria, mostrando como surgiu e como se consolidou a teoria atômica e, ainda, como foram os primeiros experimentos que mostraram que os átomos são constituídos por partículas ainda menores, contrariando as primeiras idéias dos estudiosos da natureza.

# Auto-avaliação

- 1 Em que as especulações filosóficas contribuíram para o estabelecimento da arquitetura atômica?
- 2 Como as experiências de Faraday contribuíram para o esclarecimento do modelo atômico?
- 3 Qual a razão para Dalton afirmar que átomos de elementos iguais eram iguais entre si e que cada elemento era caracterizado pelo peso do seu átomo?
- 4 O que levou Stoney a propor a existência do elétron?
- 5 Descreva a experiência de Milikan que possibilitou a determinação da carga e da massa do elétron e (de forma indireta) do próton.
- 6 Sobre a determinação da relação entre a carga e a massa ( $e/m$ ), você acha que seria mais fácil ou mais difícil determiná-la nos raios canais ou nos raios catódicos? Por quê?
- 7 As observações sobre os raios catódicos e os raios canais eram, de fato, suficientes para Thomson afirmar que os átomos são divisíveis?
- 8 Descreva a experiência que levou Rutherford a propor um modelo atômico composto por um núcleo com carga positiva e por uma eletrosfera, onde ficariam os elétrons, justificando as conclusões do referido cientista.
- 9 Discuta a afirmação seguinte: O modelo atômico proposto por Rutherford contrariava os princípios físicos conhecidos na época do seu lançamento.
- 10 Faça um resumo sobre a evolução dos modelos atômicos até o modelo de Rutherford.

Data: \_\_\_/\_\_\_/\_\_\_ Nome: \_\_\_\_\_

Material **APROVADO** (conteúdo e imagens)

# Referências

ATKINS, P. W.; JONES, L. **Princípio de química**. Porto Alegre: Bookman, 2001.

BRADY, J. E.; RUSSEL, J. E.; HOLUM, J. R. **Química**: a matéria e suas transformações. 3.ed. Rio de Janeiro: LTC, 2003. v. 1 e 2.

GARRITZ, A.; CHAMIZO, J. A. **Química**. São Paulo: Prentice Hall, 2003.

J. D. LEE. **Química inorgânica não tão concisa**. 5.ed. São Paulo: Edgard Blücher LTDA, 1999.

KOTZ, J. C.; TREICHEL JR, P. **Química e reações químicas**. 4.ed. Rio de Janeiro: LTC, 2002. v. 1 e 2.

MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. **Química**: um curso universitário. 4.ed. São Paulo: Edgard Blücher LTDA, 1993.





Secretaria de  
Educação a Distância

Ministério  
da Educação

