

Estrutura Atômica

Introdução

Diz a lenda que foi observando os grãos de areia na praia que os gregos Demócrito e Leucipo, cerca de 450 anos antes de Cristo, tiveram a primeira concepção atomística. Achavam eles que toda a matéria era formada por diminutas partículas, às quais chamaram de átomos, que em grego significa "indivisíveis".

Hoje, nós sabemos que toda a matéria é formada por átomos, partículas extremamente pequenas, mas não indivisíveis. Sabemos que o átomo contém prótons, nêutrons e elétrons. E sabemos também que os prótons e os nêutrons são formados por partículas ainda menores, que são chamadas de "quarks". E mais ainda: no interior do átomo, o que mais existe é espaço vazio. A eletrosfera é cerca de 10000 a 100000 vezes maior que o núcleo do átomo!

O átomo de Dalton

Por volta de 1808, o inglês John Dalton, utilizando combinações químicas, formulou a seguinte teoria:

- Toda a matéria é formada de átomos, esferas extremamente pequenas, maciças, homogêneas, indivisíveis e indestrutíveis.
- Os átomos do mesmo elemento químico são idênticos em massa.
- Em uma reação química, os átomos das substâncias reagentes se reorganizam para formar os produtos.

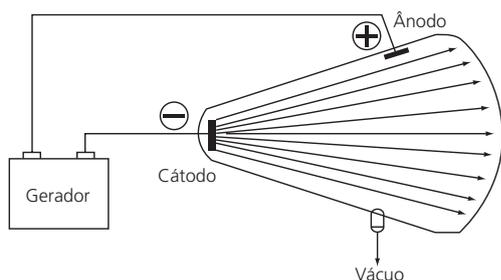


➤ Modelo "bola de bilhar", de Dalton.

O modelo de Dalton não explicava os fenômenos da eletricidade e da radioatividade, bem como a existência dos isótopos, tendo por isso se tornado obsoleto.

A descoberta dos elétrons

Em meados do século XIX, Sir William Crookes, criou um tubo de vidro que ficou conhecido como ampola de Crookes, o qual continha um gás rarefeito (gás a baixa pressão) que era submetido a uma descarga elétrica (como no tubo de imagem de uma TV). Vários experimentos foram realizados, observando-se a formação de uma mancha luminosa em frente ao cátodo (polo negativo). Constatou-se que havia um feixe de partículas que partia do cátodo, ao qual se chamou de **raios catódicos**.



➤ A experiência dos raios catódicos.

Foram descobertas as seguintes propriedades para os raios catódicos:

- 1ª. Os raios catódicos possuíam massa.
- 2ª. Os raios catódicos possuíam carga elétrica **negativa**.
- 3ª. Os raios catódicos se propagavam em linha reta.

Posteriormente, os raios catódicos foram chamados de **elétrons**. A descoberta dessas partículas é atribuída a J. J. Thomson, físico inglês que conseguiu medir a relação entre sua carga e sua massa (e/m) pela análise do movimento do elétron quando submetido a um campo elétrico ou magnético. Para o elétron, em um campo magnético, temos:

$$\frac{e}{m} = \frac{v}{BR}$$

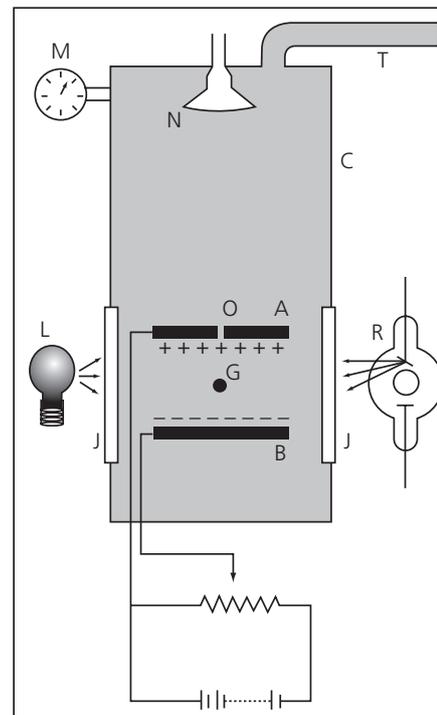
Sendo:

- v = velocidade atingida pelo elétron em um campo elétrico-magnético de indução;
- B = módulo do vetor indução magnética;
- R = raio da trajetória circular descrita pelo elétron no campo magnético.

A experiência de Millikan

A determinação da carga do elétron foi feita em 1909, pelo físico estadunidense Robert Millikan, através da observação do movimento, em um campo elétrico, de gotículas de óleo eletrizadas.

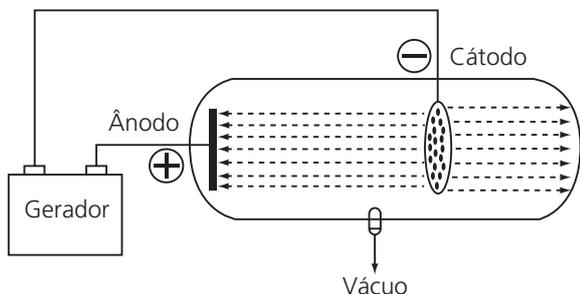
O experimento de Millikan consiste em pulverizar um óleo dentro de uma câmara contendo gás ionizado. Na queda, as gotas de óleo ficam eletrizadas com um ou mais elétrons. Isso ocorrendo com várias gotículas, cada uma delas deve adquirir a carga correspondente a 1 elétron ou mais de um. Medindo-se a carga das várias gotículas, o máximo divisor comum dos resultados obtidos é a carga do elétron. A medição da carga de uma gotícula é feita através de dados obtidos de seu movimento dentro do campo elétrico, ao ser observada com o auxílio de um microscópio.



➤ A experiência de Millikan, da gota de óleo. **M** é um manômetro para a regulagem, na câmara **C**, da pressão do gás que vem pela tubulação **T**. **N** é o nebulizador do óleo e **R** é um tubo produtor de raios X. **A** e **B** são placas planas e paralelas eletrizadas. Há um orifício **O** na placa **A** pelo qual uma gotícula **G** de óleo entra no campo elétrico, iluminado pela lâmpada **L** através da janela lateral **J**.

A descoberta dos prótons

Em 1886, Eugen Goldstein, utilizando um cátodo perfurado em uma ampola semelhante à de Crookes, observou que havia a formação de um feixe luminoso que aparecia atrás do cátodo, originado no ânodo. Goldstein chamou esse feixe de **raios anódicos** ou **raios canais**.



➤ A experiência dos raios canais.

Goldstein verificou as seguintes propriedades dos raios anódicos:

- 1ª Os raios anódicos possuíam massa.
- 2ª Os raios anódicos possuíam carga elétrica **positiva**.
- 3ª Os raios anódicos se propagavam em linha reta.

Verificou-se ainda que, se o gás contido na ampola fosse o hidrogênio, os raios apresentavam a menor massa possível. Conclui-se que, neste caso, os raios canais eram constituídos essencialmente da menor partícula de carga positiva, a qual recebeu o nome de **próton**.

O átomo de Thomson

Baseando-se nos experimentos com a ampola de Crookes, J.J. Thomson, em 1898, sugeriu a seguinte teoria:

- O átomo era formado por uma massa esférica, que possuía carga elétrica positiva.
- Essa massa possuía cargas elétricas negativas incrustadas (os elétrons), semelhantemente às passas em um pudim.
- A carga total do átomo era nula, de modo a haver a neutralidade da matéria.



➤ Modelo "pudim de passas", de Thomson.



Anotações

Os raios X e a radioatividade

A descoberta dos raios X ocorreu por acaso, em 1895, quando Wilhelm Röntgen verificou a existência de raios invisíveis, desprovidos de massa e carga elétrica, com grande poder de penetração e que eram capazes de manchar chapas fotográficas.

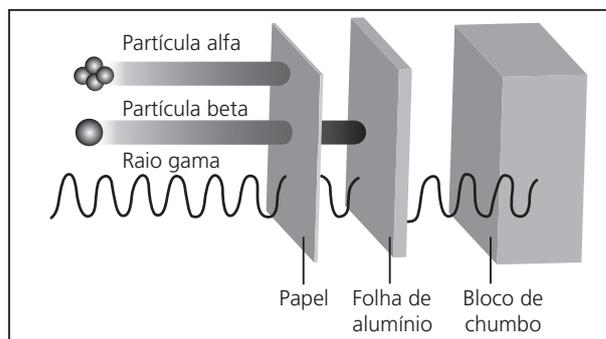
Em 1896, o francês Henri Becquerel observou que algumas substâncias contendo urânio emitem espontaneamente raios capazes de atravessar a matéria. Muitas pesquisas foram realizadas até 1900, culminando com a descoberta de três tipos de radiação, designadas por **α**, **β** e **γ**.

- Partículas alfa (α): são formadas por dois prótons e dois nêutrons. Têm, portanto, carga elétrica positiva, são relativamente pesadas e são o tipo de radiação de menor poder penetrante (podem ser bloqueadas por uma folha de papel);

- Partículas beta (β): cada partícula corresponde a um elétron altamente energizado. São, portanto, relativamente leves e de carga elétrica negativa. Possuem maior poder penetrante que as partículas α , podendo ser barradas por uma folha de alumínio.

- Raios gama (γ): são radiações eletromagnéticas semelhantes à luz e aos raios X, só que mais energéticas. Possuem carga e massa nulas e possuem o maior poder penetrante, somente podendo ser bloqueadas por um bloco de chumbo bem espesso.

Partículas α	${}^4_2\alpha$ ou ${}^4_2\text{He}^{2+}$
Partículas β	${}^0_{-1}\beta$ ou e^-
Raios gama	${}^0_0\gamma$

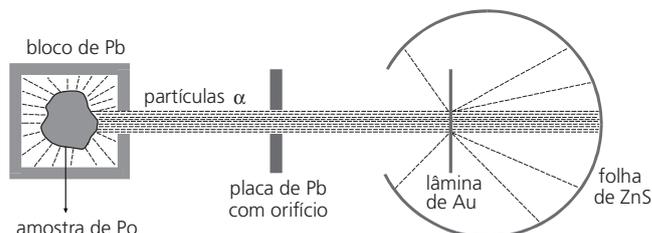


➤ Testando o poder de penetração das radiações.

Muitas descobertas no campo da radioatividade são atribuídas ao casal Curie. Pierre Curie, francês, e Marie Sklodovska Curie, polonesa, conseguiram descobrir dois elementos radioativos: o polônio e o rádio.

A descoberta do núcleo – O átomo de Rutherford

Em 1911, Ernest Rutherford, físico neozelandês, auxiliado por Geiger e Marsden, bombardeou uma fina lâmina de ouro com partículas α que eram emitidas por uma amostra de polônio, como mostra a figura:



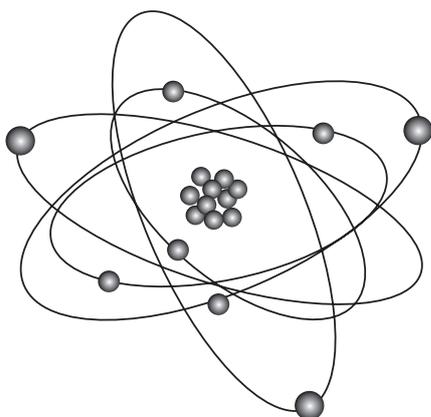
➤ A experiência de Rutherford.

Rutherford fez as seguintes observações:

- 1ª A maioria das partículas atravessava a lâmina de ouro sem sofrer desvio.
- 2ª Algumas poucas partículas α eram desviadas de sua trajetória.
- 3ª Outras partículas α , em menor quantidade, eram rebatidas e retornavam.

Em 1911, Rutherford apresentou ao mundo o seu modelo atômico ("átomo nucleado"), concluindo que o átomo possui um grande espaço vazio, onde estão os elétrons (eletrosfera), e um **núcleo**, que possui carga elétrica positiva e onde se acha concentrada a massa do átomo.

Muitos cientistas da época sentiram-se impelidos a acreditar que o átomo se assemelhava a um sistema solar, em que o núcleo se assemelharia ao Sol e os elétrons aos planetas. Essa ideia ficou conhecida como "modelo planetário" ou "modelo atômico clássico".



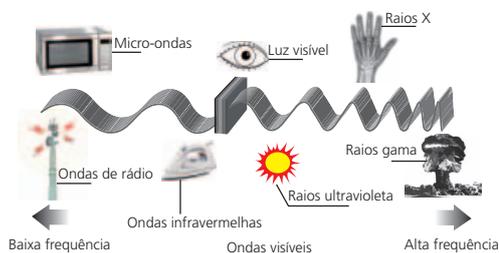
➤ O átomo clássico era semelhante a um sistema solar.



Anotações

A Teoria Quântica de Max Planck

Os raios gama, os raios X, a luz visível, ultravioleta e infravermelho, as hertzianas (ondas de rádio e TV) e as micro-ondas propagam-se no vácuo sempre à velocidade de 300000 quilômetros por segundo e são chamadas ondas eletromagnéticas.



A parte visível do espectro eletromagnético é uma faixa estreita de comprimento de onda.

➤ O espectro eletromagnético.

Com o objetivo de justificar a distribuição de energia entre as diversas formas de radiação emitidas por um corpo negro, o físico alemão Max Planck formulou, no ano de 1900, uma ideia segundo a qual a energia somente pode ser emitida por quantidades discretas, ou seja, por quantidades múltiplas de uma mínima chamada *quantum* (plural: *quanta*). Era a Teoria Quântica de Max Planck.

Segundo a Teoria Quântica, a energia das ondas eletromagnéticas é proporcional à frequência da radiação e pode ser calculada pelas expressões:

$$E = hv \quad \text{ou} \quad E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

Sendo:

E = energia, em joules (J);

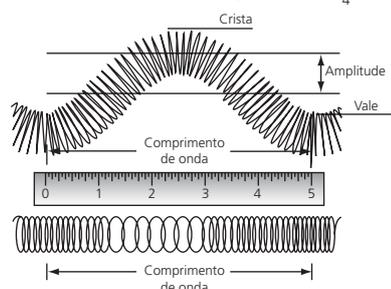
v = frequência da radiação, em hertz (Hz);

$$v = \frac{c}{\lambda}$$

λ = comprimento de onda da radiação, em metros (m).

c = velocidade da luz no vácuo = $2,9979 \cdot 10^8$ m/s;

h = constante de Planck = $6,6262 \cdot 10^{-34}$ J · s.



➤ Exemplo de uma onda simples.

O efeito fotoelétrico

Quando um feixe de luz incide sobre uma placa metálica, verifica-se, em determinadas condições, uma emissão de elétrons pela placa irradiada. Segundo Einstein, para que haja emissão de um elétron é necessária uma energia mínima característica do metal (a sua energia de ionização). Quando o fóton incidente tem energia maior que a energia de ionização, a diferença entre as duas parcelas passa a ser a energia cinética do elétron emitido, ou seja:

$$E_c = E_{\text{tot}} - I \quad \text{ou} \quad \frac{1}{2}mv^2 = hv - I$$

Sendo:

$E_{\text{tot}} = hv$ = energia do fóton;

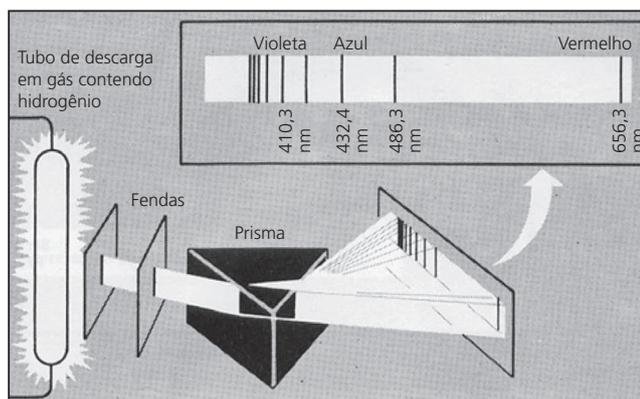
I = energia de ionização;

$E_c = \frac{1}{2}mv^2$ = energia cinética do elétron emitido.

O átomo de Bôhr

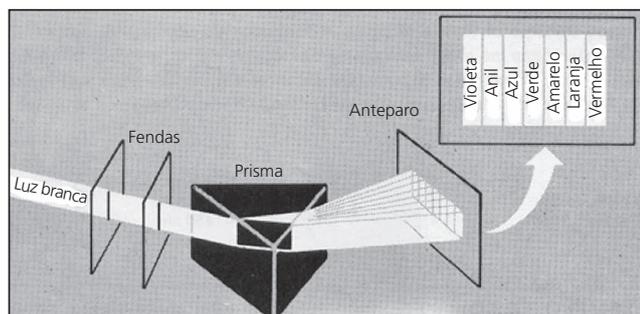
No início do século XX, havia uma dificuldade em se aceitar o modelo atômico planetário, pois se sabia que uma carga elétrica que gira em torno de uma outra de sinal contrário perde energia continuamente, resultando numa aproximação entre as duas, conforme mostravam os estudos de Eletrodinâmica. Isso significava que os elétrons deveriam se aproximar continuamente do núcleo até haver a colisão, o que tornava inviável a ideia sobre os átomos.

Para resolver o impasse, o físico dinamarquês Niels Bôhr formulou em 1913 o seu modelo atômico, observando o espectro de emissão do átomo de hidrogênio e baseando-se na Teoria Quântica de Planck.



➤ O espectro do átomo de hidrogênio (um espectro descontínuo).

Compare esse espectro com um espectro contínuo, por exemplo, o da luz solar:



➤ O espectro contínuo.

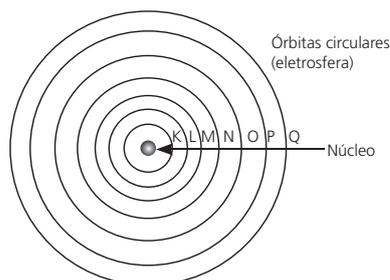
O modelo de Bôhr consistia nos seguintes postulados:

Postulados Mecânicos

- O elétron descreve órbitas circulares em torno do núcleo sem absorver ou emitir energia espontaneamente.
- Somente são possíveis certas órbitas com energias fixas (energias quantizadas). As órbitas permitidas são aquelas para as quais o momento angular do elétron (mvr) é um múltiplo inteiro de $h/2\pi$:

$$mvr = \frac{nh}{2\pi}$$

Sendo h a constante de Planck e n um número inteiro maior que zero.

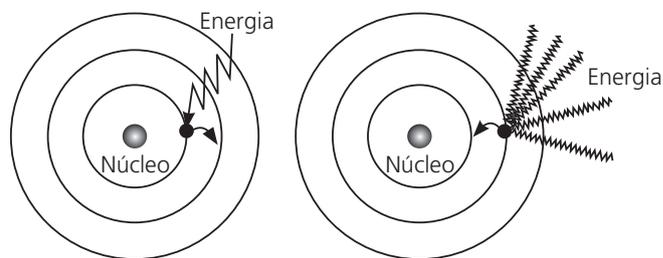


➤ O modelo das órbitas circulares de Bôhr.

Os níveis de energia são numerados de $n = 1$ até $n = \infty$ (infinito). Quanto mais afastado do núcleo estiver o elétron, maior a energia.

Postulado Óptico

Ao receber energia, o elétron salta para órbitas mais externas. Ao retornar para órbitas mais internas, emite energia na forma de ondas eletromagnéticas.



Elétron absorvendo energia

Elétron emitindo energia

➤ Saltos quânticos do elétron no átomo de Bôhr.

A energia absorvida ou emitida pelo elétron no chamado **salto quântico** é dada pela diferença entre as energias dos níveis envolvidos:

$$\Delta E = |E_{\text{final}} - E_{\text{inicial}}|$$

Essa energia absorvida ou emitida, ΔE , é dependente da frequência da radiação eletromagnética envolvida, de acordo com a Teoria Quântica de Planck:

$$\Delta E = h\nu \quad \text{ou} \quad \Delta E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

Observações:

1. Átomos hidrogenoides são aqueles que possuem apenas 1 elétron. Para esse tipo de átomo se aplica também a teoria de Bôhr, com a energia do elétron na órbita sendo dada por:

$$E_n = -\frac{me^4Z^2}{8e_0^2n^2h^2} \quad \text{ou} \quad E_n = \frac{13,6 \cdot Z^2}{n^2} \text{ eV}$$

Sendo:

Z = número atômico

m = massa do elétron = $9,1095 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

e = carga do elétron = $1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

ϵ_0 = permissividade do vácuo = $8,8542 \cdot 10^{-12} \text{ C}^2 \cdot \text{N}^{-1} \cdot \text{m}^{-2}$

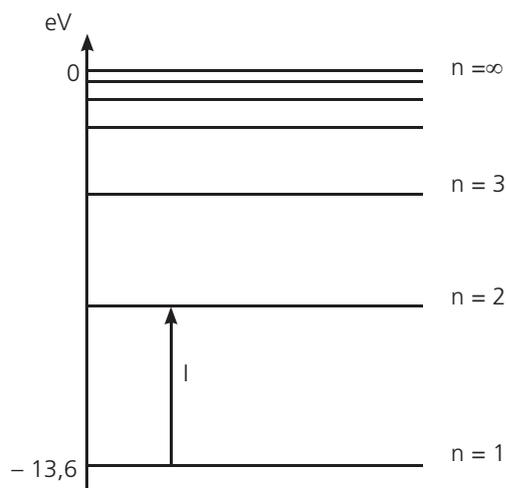
h = constante de Planck = $6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

eV = elétron-Volt (unidade de energia que equivale a $1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ J}$).

Desse modo, a energia do elétron numa órbita do átomo de hidrogênio ($Z = 1$) é dada por:

$$E_n = \frac{13,6}{n^2} \text{ eV}$$

II. À medida que o elétron se afasta do núcleo, a energia aumenta, mas os níveis energéticos se tornam cada vez mais próximos:



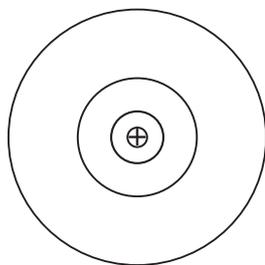
➤ Os níveis de energia em um átomo de hidrogênio. Os níveis energéticos se tornam cada vez mais próximos, quando **n** aumenta.

III. O raio da órbita de um átomo hidrogenoide é dado por:

$$r = \frac{\epsilon_0 n^2 h^2}{\pi m e^2 Z} \quad \text{ou} \quad r = \frac{0,0529 n^2}{Z} \text{ nm}$$

$$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$$

IV. Os raios das órbitas também aumentam à medida que cresce o valor de **n**. No entanto, o afastamento entre as órbitas também cresce:



➤ As órbitas de Bohr. A diferença entre os raios das órbitas cresce com **n**.



Anotações

Séries espectrais

Por meio da teoria de Bôhr se pode calcular o número de onda (recíproco do comprimento de onda) da radiação eletromagnética emitida pelo elétron, utilizando-se para isso a equação abaixo:

$$\tilde{\nu} = RZ^2 \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \quad (\text{Equação de Rydberg})$$

Sendo:

$\tilde{\nu}$ = número de onda = $1/\lambda$, medido em m^{-1}

R = constante de Rydberg, $1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$

Z = número atômico

n_i = nível inicial do salto quântico de emissão, $n_i > n_f$

n_f = nível final do salto quântico de emissão

As linhas (raias) observadas no espectro do átomo de **hidrogênio** ($Z = 1$) podem ser classificadas de acordo com o tipo de radiação eletromagnética emitida e, conseqüentemente, com o nível final do salto quântico. São as chamadas **séries espectrais**.

Pela equação de Rydberg, temos:

Série de Lyman: $n_f = 1$ (ultravioleta)

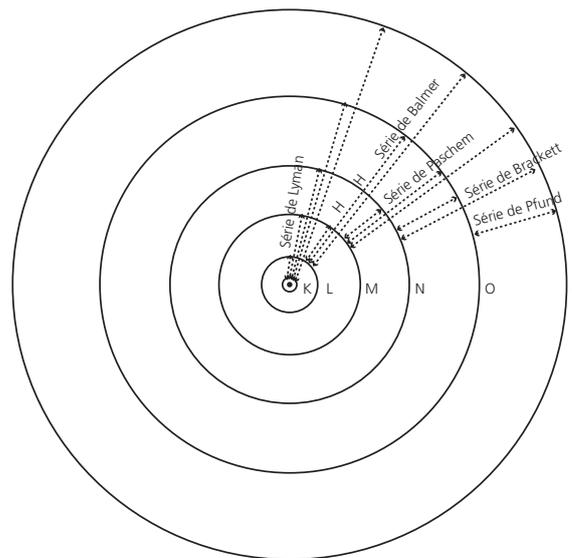
Série de Balmer: $n_f = 2$ (visível)

Série de Paschen: $n_f = 3$ (infravermelho)

Série de Brackett: $n_f = 4$ (infravermelho)

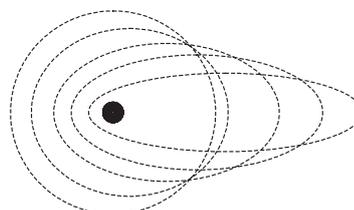
Série de Pfund: $n_f = 5$ (infravermelho)

Série de Humphries: $n_f = 6$ (infravermelho)



O modelo atômico de Sommerfeld

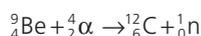
Em 1916, Arnold Sommerfeld, ao estudar com mais cuidado os espectros atômicos, observou que as raiais possuíam subdivisões. Sommerfeld tentou explicar o fato estabelecendo que para cada camada eletrônica haveria 1 órbita circular e $n-1$ órbitas elípticas de diferentes excentricidades (razão entre a distância focal e o eixo maior da elipse). Por exemplo, para a 5ª camada, haveria 1 órbita circular e 4 órbitas elípticas. O modelo de Sommerfeld deu a primeira ideia a respeito das **subcamadas eletrônicas**.



➤ Exemplo de um átomo segundo Sommerfeld.

A descoberta dos nêutros

Em 1932, o físico inglês James Chadwick, realizando experiências com partículas alfa, verificou que os núcleos continham, além dos prótons, outras partículas, de massa aproximadamente igual à do próton mas eletricamente neutras, às quais chamou de **nêutros**. O experimento de Chadwick consistiu em bombardear átomos de berílio-9 com partículas α :



Os nêutros já haviam sido previstos por Rutherford, que imaginou que somente seria possível os prótons compartilharem o minúsculo volume do núcleo atômico se lá existissem partículas de carga neutra.

O modelo atômico atual

Os átomos não são esferas maciças e indivisíveis como pensava Dalton, mas sistemas compostos por várias partículas. Prótons e nêutros (ambos chamados **núcleons**) compõem o **núcleo**, enquanto a **eletrosfera** é formada pelos elétrons. A massa do átomo está praticamente toda concentrada no núcleo, uma vez que a massa do elétron é muito pequena em relação às massas do próton e do nêutron.

O modelo atual é baseado ainda em **orbitais** — regiões onde os elétrons mais provavelmente podem ser encontrados.

• Partículas atômicas fundamentais (partículas elementares):

Partícula	Massa	Massa relativa	Carga	Carga relativa
próton	$1,6726 \times 10^{-27}$ kg	1	$+1,6022 \times 10^{-19}$ C	+1
nêutron	$1,6749 \times 10^{-27}$ kg	1	0	0
elétron	$9,1095 \times 10^{-31}$ kg	1/1836	$-1,6022 \times 10^{-19}$ C	-1

Conceitos fundamentais

Número atômico

Número atômico (**Z**) é o número de prótons de um átomo. Exemplo: sódio (Na): $Z = 11$

Átomo neutro

É todo átomo que possui igual número de prótons e elétrons. Exemplo: cálcio (Ca): $Z = 20 \Rightarrow$ possui 20 prótons e 20 elétrons.

Íon

É um átomo eletricamente carregado. Um íon pode ter carga positiva ou negativa:

- Cátion – átomo que perdeu elétrons e que, portanto, possui carga positiva. Exemplo: Na^+ = átomo de sódio que perdeu 1 elétron;
- Ânion – átomo que ganhou elétrons, e que, portanto, possui carga negativa. Exemplo: O^{2-} = átomo de oxigênio que ganhou 2 elétrons.

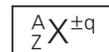
Número de massa

Número de massa (**A**) é a soma dos números de prótons e nêutros de um átomo.

$$A = Z + N$$

Exemplo: Um átomo de potássio (**K**) que possui 19 prótons (**Z**) e 20 nêutros (**N**), tem número de massa 39.

Levando-se em conta o número atômico e o número de massa, o átomo pode ser representado da seguinte maneira:



Sendo:

X = símbolo do elemento **A** = n° de massa
Z = n° atômico **q** = carga (no caso dos íons)

Massa atômica de um átomo

É a massa do átomo medida em unidades de massa atômica (**u**) – grandeza que corresponde a 1/12 do átomo ${}^{12}_6\text{C}$. A massa atômica é dada por um valor muito próximo do número de massa, mas as duas grandezas são **diferentes**.

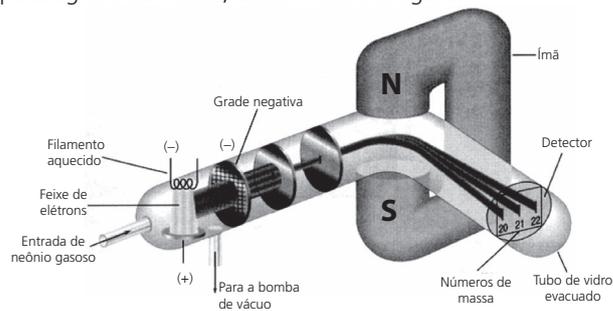
Exemplo: o átomo de ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ possui número de massa igual a 35, mas sua massa atômica é 34,969u.

Isótopos

São átomos do mesmo elemento químico, portanto possuem o mesmo número atômico (**Z**), mas possuem diferentes números de nêutros.

Exemplo: os isótopos do hidrogênio são o prótio (${}^1_1\text{H}$), o deutério (${}^2_1\text{H}$) e o trítio (${}^3_1\text{H}$).

As massas dos isótopos são obtidas através de um espectrógrafo de massa, como mostra a figura:



➤ O espectrógrafo de massa. Neste caso estão sendo utilizados os isótopos do neônio.

Isóbaros

São átomos de elementos químicos diferentes que possuem o mesmo número de massa (**A**).

Exemplo: ${}^{14}_6\text{C}$ e ${}^{14}_7\text{N}$.

Isótonos

São átomos de elementos químicos diferentes que possuem o mesmo número de nêutros (**N**).

Exemplo: ${}^{39}_{19}\text{K}$ e ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ possuem $N = 20$.

Isodiáferos

São átomos que têm a mesma diferença entre o número de nêutros e o número de prótons.

Exemplo:

${}^{15}_7\text{N}$: possui 7 prótons e 8 nêutros $\Rightarrow N - Z = 1$

${}^{17}_8\text{O}$: possui 8 prótons e 9 nêutros $\Rightarrow N - Z = 1$

Isoeletrônicos

São espécies químicas (átomos ou grupos de átomos) que possuem o mesmo número de elétrons.

Exemplo: ${}^8\text{O}^{2-}$, ${}^9\text{F}^-$, ${}^{12}\text{Mg}^{2+}$, NH_3 e H_2O possuem 10 elétrons cada.

Exercícios



Exercícios de Fixação

01. Dalton, em sua Teoria Atômica, criou um modelo que serviu para explicar alguns fatos como a conservação da massa nas reações químicas (Lei de Lavoisier). Explique como isso foi possível.
02. No experimento de espalhamento das partículas α , o que mais impressionou Rutherford foi o fato de algumas dessas partículas não atravessarem a lâmina de ouro. Explique por que esse fato ocorreu e qual a razão do “espanto” de Rutherford.
03. Segundo o modelo de Bôhr para o átomo de hidrogênio, o raio das órbitas era proporcional a n^2 e a energia a $-1/n^2$. Faça considerações a respeito dos espaçamentos relativos entre as órbitas eletrônicas e a respeito dos espaçamentos entre os níveis em um diagrama de energia.
04. Para a determinação da 1ª energia de ionização de um determinado elemento químico, forneceu-se uma radiação eletromagnética de 1152,0 eV ao seu átomo. O elétron foi então ejetado a uma velocidade de $2,0 \times 10^7$ m/s. A 1ª energia de ionização do elemento analisado é de, aproximadamente:
 A) 1392 kJ/mol B) 1683 kJ/mol
 C) 1904 kJ/mol D) 2410 kJ/mol
 E) 2258 kJ/mol
05. Dados três átomos, **A**, **B** e **C**, notamos que **A** e **B** são isótopos, **A** e **C** são isótonos e **B** e **C** são isóbaros. Sabe-se ainda que:
- A soma dos números de prótons de **A**, **B** e **C** é 79;
 - A soma dos números de nêutrons de **A**, **B** e **C** é 88;
 - O número de massa de **A** é 55.
- Encontre seus números de nêutrons.

Encontre seus números de nêutrons.



Exercícios Propostos

01. Um conceito estabelecido pelo modelo atômico de Bôhr, ainda aceito hoje, é o dos níveis de energia. A energia absorvida ou liberada por um elétron na transição entre dois níveis é dada por: $\Delta E = h\nu$, onde:
 h = constante de Planck ($6,626 \cdot 10^{-34}$ J · s)
 ν = frequência da reação absorvida ou emitida.
 Determine a frequência da radiação absorvida ou emitida com uma energia de 10,2 eV.
02. Qual o progresso significativo alcançado pelo modelo de Thomson, em relação ao de Dalton?
03. O modelo de Bôhr propunha um átomo com núcleo que concentrava a massa, elétrons girando em órbitas circulares em torno do núcleo e níveis energéticos permitidos aos elétrons, entre outras características. Quais das características citadas ainda hoje são aceitas?
04. A energia de um nível no átomo de hidrogênio é dada por: $E = -13,6/n^2$ eV, onde $n = n^\circ$ inteiro positivo. Determine, em eV, a energia de ionização do átomo de hidrogênio.
05. Dalton, na sua Teoria Atômica, propôs entre outras hipóteses que:
 A) “Os átomos são indivisíveis”.
 B) “Os átomos de um determinado elemento são idênticos em massa”.
 À luz dos conhecimentos atuais, quais as críticas que podem ser formuladas a cada uma dessas hipóteses?
06. Na célebre experiência da gota de óleo colocada em um recipiente contendo gás eletricamente carregado, Millikan mediu a carga do elétron em “unidades eletrostáticas”, ues. Os dados coletados incluem a seguinte série de cargas encontradas nas gotas de óleo: $9,6 \cdot 10^{-10}$ ues, $1,92 \cdot 10^{-9}$ ues, $2,40 \cdot 10^{-9}$ ues, $2,88 \cdot 10^{-9}$ ues e $4,80 \cdot 10^{-9}$ ues. Assinale a opção que indica o número de elétrons em uma gota de óleo com carga de $6,72 \cdot 10^{-9}$ ues.
 A) 1 B) 3
 C) 8 D) 11
 E) 14
07. O modelo atômico de Bôhr considera que o elétron executa movimento circular uniforme em torno do núcleo, e que o momento angular do elétron é um múltiplo inteiro de $h/2\pi$. Utilizando esses dois conceitos demonstre uma expressão para o cálculo da velocidade do elétron de um átomo hidrogenoide em função, apenas, do número atômico (**Z**), da carga elementar (**e**), da constante de Planck (**h**), da permissividade do vácuo (ϵ_0) e do número do nível eletrônico (**n**).
08. O efeito fotoelétrico pode ser utilizado para se calcular a energia de ionização de um átomo. Essa energia corresponde ao mínimo necessário para ejetar o elétron do átomo isolado, partindo do estado fundamental. Suponha que o elétron solitário de um átomo monoelétrônico no estado fundamental seja incidido por um fóton com comprimento de onda λ . Utilizando a teoria de Bôhr, demonstre uma expressão para a velocidade de ejeção que o elétron terá nessas condições, em função do número atômico (**Z**), do comprimento de onda do fóton incidente (λ), da constante de Planck (**h**), da massa do elétron (**m**), da velocidade da luz no vácuo (**C**) e da constante de Rydberg (**R**).
09. O elétron do átomo de hidrogênio, no estado fundamental, é incidido por um fóton e atinge a camada **Q**. Após isso o elétron emite um fóton de energia igual a 3,122 eV. A série espectral à qual pertence o salto quântico de emissão, e o comprimento de onda do fóton emitido são, respectivamente:
 A) Lyman, 396 nm B) Balmer, 396 nm
 C) Lyman, 396 Å D) Balmer, 396 Å
 E) Brackett, 3960 Å
10. Considere as seguintes informações sobre os átomos **A**, **B** e **C**:
- Seus números atômicos são $3x + 4$, $4x - 1$ e $2x + 10$, respectivamente;
 - Os íons A^+ e C^{2+} são isoeletrônicos;
 - **A** e **C** são isótonos;
 - **B** e **C** são isóbaros;
 - A soma dos números de nêutrons de **A**, **B** e **C** é 61.
- Encontre os números atômicos e de massa dos três átomos.

Gabarito – Exercícios de Fixação				
01	02	03	04	05
*	*	*	A	*

* **01:** Segundo Dalton, os átomos eram indivisíveis e átomos de um mesmo elemento possuíam a mesma massa. Uma reação química consistia tão somente num rearranjo das “pequenas esferas”, de modo que a massa do sistema reacional se mantinha constante.

02: As partículas α ao se aproximarem do núcleo sofriam desaceleração e repulsão. O bombardeio de partículas α sobre a lâmina de ouro era como “atirar com um canhão numa folha de papel”. Rutherford esperava que todas as partículas atravessassem a lâmina.

03: r é proporcional a n^2 . Assim, para:

$$n = 1 \Rightarrow r \propto 1;$$

$$n = 2 \Rightarrow r \propto 4;$$

$$n = 3 \Rightarrow r \propto 9;$$

$$n = 4 \Rightarrow r \propto 16; \text{ etc.}$$

\Rightarrow O espaçamento entre as órbitas aumenta com n .

A energia é proporcional a $-1/n^2$. Assim, para:

$$n = 1 \Rightarrow E \propto -1;$$

$$n = 2 \Rightarrow E \propto -1/4;$$

$$n = 3 \Rightarrow E \propto -1/9;$$

$$n = 4 \Rightarrow E \propto -1/16; \text{ etc.}$$

\Rightarrow O espaçamento entre as linhas diminui com n .

05. ${}_{26}^{55}\text{A}$, ${}_{26}^{56}\text{B}$, ${}_{27}^{56}\text{C}$

Gabarito – Exercícios Propostos									
01	02	03	04	05	06	07	08	09	10
*	*	*	*	*	E	*	*	B	*

* **01:** $2,4 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$

02: Com a descoberta dos elétrons (raios catódicos), pequenas partículas de carga negativa arrancadas de uma placa metálica (cátodo) na ampola de Crookes, conseguiu-se explicar a natureza da eletricidade (corrente elétrica), já conhecida na época.

03: A existência do núcleo e dos níveis de energia. Estes últimos representam a quantização da energia, proposta por Max Planck, sendo aplicada a sistemas atômicos.

04: Estado fundamental: $n = 1 \Rightarrow E = -13,3 \text{ eV}$.

Estado ionizado: $n = \infty$ (a distância teórica do elétron ao núcleo é infinita) $\Rightarrow E = 0$

\Rightarrow Energia de ionização = $0 - (-13,6 \text{ eV}) \Rightarrow EI = 13,6 \text{ eV}$

05: A) Os átomos são constituídos por prótons, nêutrons, elétrons e outras partículas, sendo, portanto, divisíveis.

B) Podemos ter átomos de um mesmo elemento com massas diferentes, que constituem os isótopos desse elemento.

07: $v = \frac{Ze^2}{2\epsilon_0nh}$

08: $v = \sqrt{\frac{2hc}{m} \left(\frac{1}{\lambda} - RZ^2 \right)}$

10: ${}_{19}^{39}\text{A}$, ${}_{19}^{40}\text{B}$, ${}_{20}^{40}\text{C}$

EXEMPLO DE PAI. EXEMPLO DE FILHA.

Jorge e Gizelle são exemplos de pai e filha que se dedicaram e aprenderam o mais importante: lições que valem para toda a vida.

O PAI

Jorge Cruz iniciou a sua história no Farias Brito como datilógrafo e auxiliar de coordenação, em 1990. Talento e competência foram determinantes para suas maiores conquistas. Em 2006, assumiu a Diretoria do Pré-Vestibular Central, com a certeza de que fez o melhor. Hoje é um dos diretores da Escola que é a 1ª do Brasil no ITA e no IME (os vestibulares mais difíceis do País). A superação fez Jorge ir além. E ele ensinou o caminho do sucesso para sua filha.

A FILHA

Gizelle Helene iniciou sua vida escolar na Educação Infantil do Farias Brito, onde fez suas maiores descobertas no mundo do saber. No Farias Brito, aprendeu a ler, a escrever e a ser cidadã. Aluna exemplar, sempre participou dos principais eventos escolares e conquistou a admiração dos professores e de seus amigos. Ainda no 2º Ano do Ensino Médio, conquistou o 1º lugar em Letras – Português na UECE.

JORGE CRUZ,
um dos diretores da Escola
que é a 1ª do Brasil.

GIZELLE HELENE,
1º lugar em Letras na UECE, ainda
no 2º Ano do Ensino Médio.



FARIAS BRITO
1º DO BRASIL NO ITA (ENTRE AS CAPITALS).
1º LUGAR GERAL DO BRASIL NO IME.



ORGANIZAÇÃO EDUCACIONAL
FARIAS BRITO
Lições para toda a vida.

www.fariasbrito.com.br