

CAPÍTULO 01 Estrutura Atômica (MODELOS ATÔMICOS)

⇒ Estrutura atômica clássica

Desde os tempos mais remotos, o homem tem procurado explicar as transformações sofridas pela matéria, ou seja, os fenômenos químicos.

As primeiras idéias a respeito da constituição da matéria foram desenvolvidas pelos filósofos gregos da Escola Atomista, principalmente Leucipo e seu discípulo Demócrito de Abdera, entre 460 e 370 a.C. Segundo esses filósofos, a matéria seria constituída por pequenas partículas indivisíveis, as quais denominaram átomos.

A matéria não poderia ser dividida infinitamente, sendo o átomo a sua unidade fundamental.

Por se tratar de idéias sem nenhum embasamento científico (apenas pensamentos filosóficos) eles caíram no esquecimento e inclusive não conseguiram os mesmos créditos que a teoria Aristotélica dos quatro elementos (Também filosófica).

Só em 1620 Francis Bacon propôs um novo método de investigação dos problemas científicos baseando na observação e coleta de dados, e os investigadores científicos começaram então a fazer contribuições significativas para a compreensão do meio pelo homem.

Quando alguns outros cientistas, já utilizando de métodos de investigação mais criteriosos começaram a questionar os pensamentos filosóficos até então defendidos.

O primeiro a propor e elaborar uma teoria mais criteriosa a respeito da constituição da matéria foi John Dalton que em 1808 lançou sua teoria atômica. Um dos mais notáveis químicos de todos os tempos, apesar de sua humilde origem e sua incapacidade de distinguir cores (daí o nome da doença chamada de Daltonismo), John Dalton fez importantes trabalhos na área de Física, Meteorologia, Química e Matemática, sendo professor desta matéria aos 12 anos de idade.

⇒ Teoria atômica de Dalton

Em 1803, o cientista inglês **John Dalton** (1766 - 1844), baseando-se em resultados experimentais e tentando comprovar as leis ponderais das reações químicas, enunciou a teoria atômica que pode ser resumida nas fundamentações a seguir.

- A matéria é descontínua, sendo constituída de partículas infinitamente pequenas, denominadas **átomos**.
- Os átomos são **maciçamente cheios de matéria**.
- Átomos de um mesmo elemento químico são exatamente iguais entre si, em grandeza, forma e massa.
- Átomos de diferentes elementos químicos diferem entre si em grandeza, forma e massa; daí a existência de tantos materiais diferentes na Natureza.
- A massa relativa do átomo é denominada **peso atômico**.
- Os átomos são, indestrutíveis, imutáveis e incríáveis.
- Átomos iguais constituem substâncias simples, e átomos com elementos diferentes, substâncias compostas.
- Nos fenômenos químicos (reações químicas) não ocorre modificação na estrutura dos átomos e sim um rearranjo entre eles.

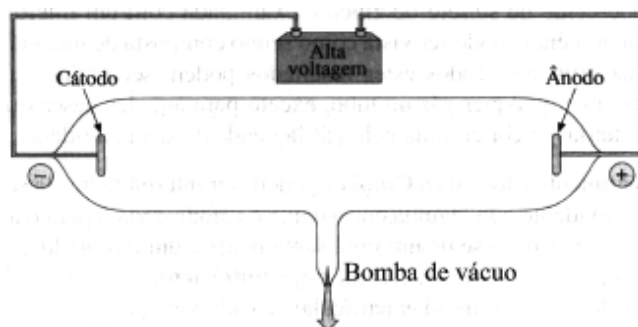
⇒ Raios catódicos e canais

As experiências com descargas elétricas em gases rarefeitos permitiram, no final do século XIX, a descoberta de novas partículas materiais, os prótons e os elétrons (raios catódicos), que se mostraram menores do que o átomo e presentes na estrutura da matéria. Concluiu-se que o átomo era divisível.

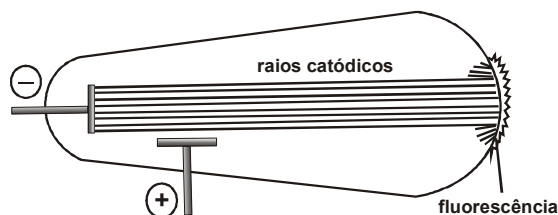
Sugestão de estudo:

Para fazer um aprofundamento sobre a natureza elétrica da matéria faça a leitura do texto "História da química" na página 223 e 224 do livro 1, Completamente Química, Marta Reis.

Tais estudos, que revelaram que os átomos podem ser subdivididos em fragmentos eletricamente carregados, envolvem a observação do comportamento de tubos de descarga.

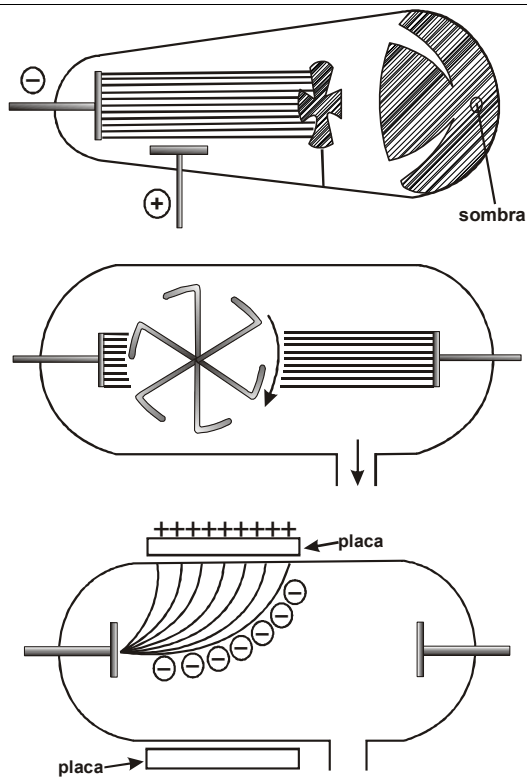


Um tubo de descarga típico é formado por um tubo de vidro, com duas placas de metal, ou eletrodos, inseridas nas extremidades. Os eletrodos são ligados aos pólos positivo e negativo de uma fonte de alta voltagem e são denominados **ânodo** e **cátodo**, respectivamente. Se o tubo estiver cheio de ar à pressão normal, nada se observa, mesmo quando se aplica aos eletrodos uma diferença de potencial (ddp) de 10 000 volts. Entretanto, se o ar dentro do tubo for rarefeito (pressão baixa), a eletricidade começa a fluir e surgirá uma fluorescência esverdeada na parede oposta ao cátodo, que está recoberta com uma substância detectora, o sulfeto de zinco. Como o feixe luminoso parece provir do cátodo, é denominado **raio catódico**.



Investigações posteriores mostraram que os raios catódicos:

- normalmente caminham em linha reta;
- delineiam sombras;
- podem girar um pequeno moinho colocado em seu caminho, sugerindo que eles são formados por partículas;
- podem ser recurvados por um campo elétrico ou magnético, em uma direção tal que se deduz serem as partículas eletricamente carregadas e que a carga é negativa;
- são sempre os mesmos, independentemente da natureza do material que compõe os eletrodos ou da espécie de gás no interior do tubo.



Estas observações sugeriam que os raios catódicos eram formados de partículas energéticas, carregadas negativamente, as quais faziam parte da constituição de todas as substâncias conhecidas. Tais partículas são, na verdade, os elétrons.

⇒ Partículas Positivas

Nos tubos de descarga também se formam partículas positivas. Usando como cátodo uma placa de metal com furos, observa-se uma luminosidade que sai do cátodo e o aparecimento de fluorescência na parede, atrás do cátodo.

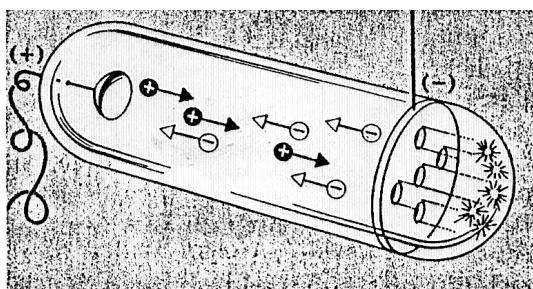
As coisas ordinárias que encontramos todo o dia são eletricamente neutras.

Portanto, uma vez que os elétrons carregados negativamente fazem parte de todas as coisas, devem existir, também em toda matéria, partículas carregadas positivamente.

A pesquisa por estas partículas positivas começou com experiências que usavam tubos de descarga em gases com cátodo perfurados.

Quando uma corrente elétrica passava pelo tubo, observavam-se feixes de luz provenientes dos furos na parte de trás do eletrodo negativo.

Estes foram chamados raios canais.

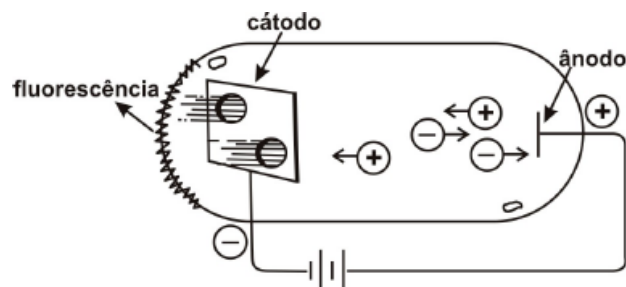


Foi projetado um instrumento para determinar a razão carga-massa dos íons positivos chamado espectro de massa.

A medida de e/m partículas positivas revela as seguintes informações:

1) Os íons positivos sempre têm razões e/m muito menores que a dos elétrons, isto quer dizer que têm massa muito maior que o elétron.

2) A razão e/m é dependente da natureza do gás introduzido no espectro de massa o que mostra que nem todos os íons positivos têm a mesma razão e/m .



A sua origem pode ser explicada da seguinte maneira: os elétrons emitidos pelo cátodo são atraídos pelo ânodo. Como o tubo contém um gás, os elétrons colidem com os átomos neutros do gás. Se os elétrons tiverem energia suficiente, podem arrancar outros elétrons dos átomos neutros, transformando-os em partículas positivas, que são aceleradas em direção ao eletrodo negativo. Ali, a maior parte delas recebe elétrons e é neutralizada. Ocasionalmente, uma partícula positiva atravessa o orifício, dando origem a um feixe de partículas positivas, os raios canais, que se dirigem à extremidade esquerda do tubo. Verificou-se que a cor e a massa dos raios dependem da natureza do gás contido no tubo. Os raios canais provenientes do gás hidrogênio apresentaram a menor carga positiva conhecida.

Obs: Os raios canais só serão considerados fluxo de prótons quando o gás empregado na ampola for o hidrogênio prótio.

⇒ Observações experimentais de J. J. Thomson

Em 1897 Thomson demonstrou que quando os raios catódicos são desviados e se chocam com um eletrodo, o instrumento causa uma carga negativa, além de ser desviado por um campo elétrico. Também pode constatar que os resultados eram observados independente da natureza do gás. Assim, pelo fato delas dependerem da natureza dos gases utilizados no tubo de descarga indicava que elas não eram um tipo isolado de átomo eletricamente carregado, mas sim uma estrutura elétrica encontrada em todos os átomos. Como a relação carga-massa de vários íons já tinha sido determinadas por processos de eletrolise, Thomson atentou-se para a importância de se determinar tal relação para a estrutura (partícula) constituinte dos raios catódicos, pois desse modo ele podia determinar se tal partícula era um íon ou uma outra forma de fragmento elétrico.

⇒ Processo de determinação da relação carga/massa.

Um dos processos utilizados por Thomson foi bombardear um eletrodo com raios catódicos e medir a variação de temperatura provocada pelo bombardeamento assim como a corrente elétrica que passava pelo eletrodo. Utilizando-se do aumento de temperatura e da capacidade calorífica do eletrodo ele pode calcular a energia que tais partículas (raios catódicos) transportavam, sendo que para tal cálculo ele considerou a energia transportada igual a energia cinética das partículas.

$$E = N \cdot \frac{m \cdot v^2}{2}$$

Onde N é o número de partículas. A carga registrada no eletrodo podia ser calculada pelo número de partículas (N) e pela carga de cada partícula (e):

$$Q = N \cdot e$$

Trabalhando as duas equações poderemos demonstrar que:

$$\frac{e}{m} = \frac{Q}{2} \cdot \frac{v^2}{E}$$

Como Thomson já tinha determinado a carga (Q) e a energia (E) bastava apenas determinar a velocidade (v) das partículas para se calcular a relação (e/m). Para isso Thomson usou a deflexão de um campo magnético de intensidade conhecida B, sobre um feixe de raios catódicos.

Obs.: Quando uma partícula de massa (m), carga (e) e velocidade (v) se desloca sob a ação de um campo magnético ela descreve um movimento circular de raio (r) e a equação que relaciona essas grandezas é:

$$v = \frac{e \cdot r \cdot B}{m}$$

substituindo na equação anterior temos:

$$\frac{e}{m} = \frac{2 \cdot E}{r^2 \cdot B^2 \cdot Q}$$

Dados:

E à dado em joules (J)

r à dado em metros (m)

B à dado em tesla (T)

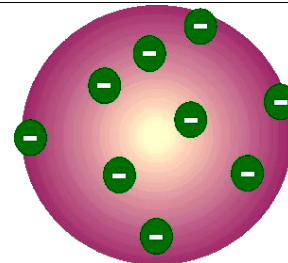
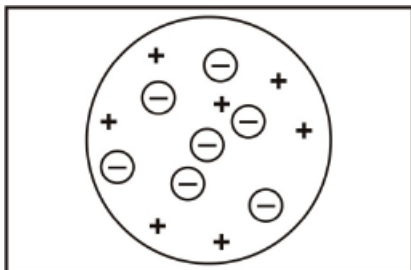
Q à dado em coulombs (C)

O valor experimental encontrado foi de $1,75 \times 10^{11}$ C/kg.

No entanto, estas unidades não foram utilizadas, pois à época se usava o sistema c.g.s.

⇒ Modelo atômico de Thomson (1898)

O modelo atômico desenvolvido por Joseph J. Thomson (1865 -1940) é baseado em experiências realizadas com descargas elétricas em gases rarefeitos, levando-se em conta, pela primeira vez, a existência das cargas elétricas. Foi denominado modelo do “pudim de passas”.



“Pudim de passas”

Ao comprovar a existência dos elétrons, Thomson mostrou que as partículas de carga negativa estão dispersas em uma esfera de carga positiva. Segundo o modelo de Thomson, o átomo seria formado por uma “matéria positiva” na qual se encontrariam as partículas negativas (os elétrons), distribuídas ao acaso. As cargas elétricas devem-se compensar, para que o átomo, como um todo, seja eletricamente neutro.

O modelo atômico de Thomson, concebido no fim do século passado, foi logo abandonado porque não conseguia explicar fenômenos cuja origem já então se admitia ligada à estrutura do átomo. É o caso, por exemplo, da emissão de luz pelos corpos aquecidos e o aspecto dos espectros ópticos descontínuos produzidos pelos sólidos incandescentes. Ademais, o modelo de Thomson não permitiu interpretar os resultados observados nas experiências relativas ao espalhamento de partículas alfa pelas lâminas metálicas.

⇒ Radioatividade

No início do século XX já era conhecida a **radioatividade**, fenômeno pelo qual alguns elementos químicos, como o urânio, o rádio e o tório, apresentam átomos, cujos núcleos são capazes de emitir partículas e radiações eletromagnéticas.

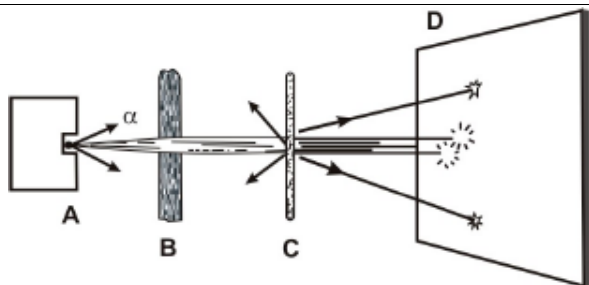
As emissões radioativas, podem-se classificar em três tipos, com as seguintes características:

Radiações	Natureza	Velocidade possível	Poder de penetração	Desvio em um campo elétrico
α	Partículas positivas	20 000 km/s	Não conseguem atravessar uma folha de papel.	São atraídas por campo elétrico negativo.
β	Partículas negativas	Próxima à da luz: 290 000 km/s	50 vezes superior à da partícula α . Atravessam uma lâmina de Al de 5mm de espessura; ou chapa de Pb de 1mm de espessura.	São atraídas por campo elétrico positivo.
γ	Ondas eletromagnética	Velocidade igual à da luz: 300 000 km/s	Alto poder de penetração. Atravessam chapas de aço de 30 cm de espessura.	Não são atraídas.

⇒ A experiência de Rutherford

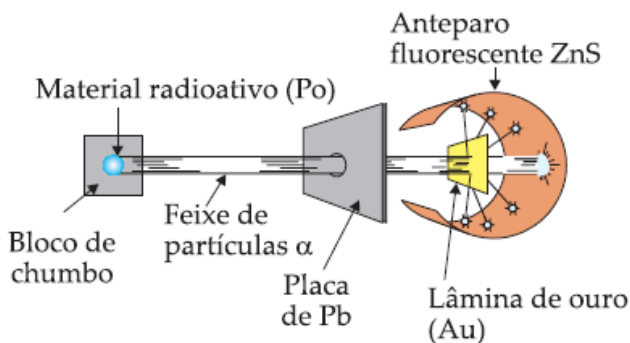
O grande químico inglês, Ernest Rutherford (Prêmio Nobel em 1908), estudava os efeitos das emissões radioativas, bombardeando diversos materiais com diferentes tipos de emissões. Em certa ocasião, bombardeou uma fina placa de ouro com radiações alfa provenientes do elemento polônio (Po), experimento esse que veio alterar e melhorar profundamente a visão do modelo atômico.

Na experiência de Rutherford, encerrou-se o polônio dentro de um bloco de chumbo dotado de um orifício. O feixe de raios alfa obtido foi projetado sobre uma finíssima lâmina de ouro, envolvida em um recipiente revestido de material fluorescente, o sulfeto de zinco (ZnS), que permite visualizar o local em que incidem as partículas alfa, invisíveis a olho nu.

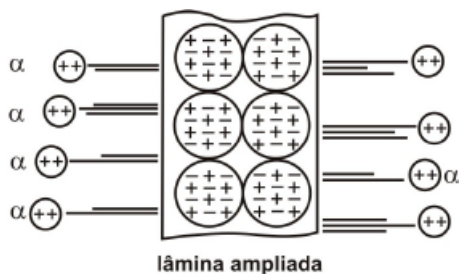


Esquema da experiência de Rutherford:

- A → bloco de Pb contendo polônio
- B → placa de chumbo
- C → lâmina de ouro
- D → anteparo fluorescente (ZnS)

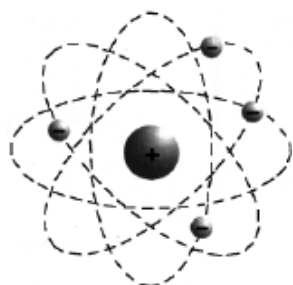


Rutherford observou, então, que a grande maioria das partículas a atravessava a lâmina como se esta não estivesse em seu caminho. Pouquíssimas foram desviadas, havendo mesmo as que retrocediam. Essas observações mostraram que o átomo não correspondia ao modelo sugerido por Thomson.



resultado esperado por Rutherford, se o modelo de Thomson fosse correto.

⇒ **Modelo atômico de Rutherford (1911)**

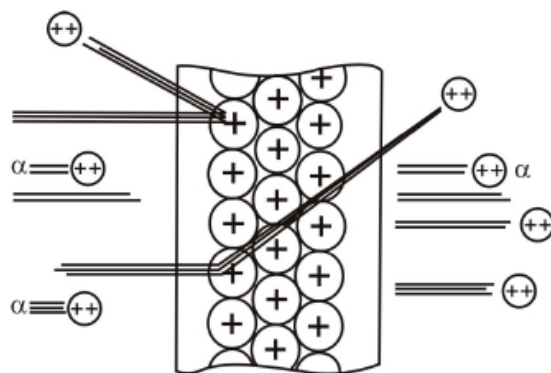


Sistema Planetário

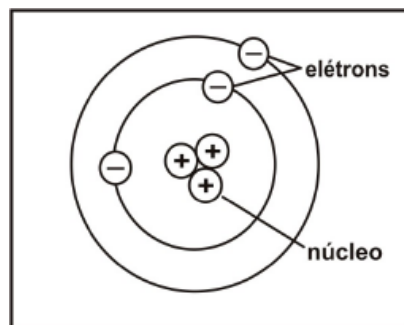
Com base nos resultados observados na experiência, Rutherford concluiu que os átomos não podem ser maciços, mas, ao contrário, são constituídos os espaços vazios, pois a maioria das partículas α conseguiu atravessar a lâmina de ouro. As poucas partículas desviadas mostravam que passaram muito próximas de regiões positivas, relativamente maciças, onde se encontram os prótons, que provocaram o desvio das partículas α, devido à repulsão entre cargas positivas. Essas regiões foram denominadas núcleos.

O núcleo deveria ser relativamente pequeno devido a reduzido número de partículas a que se chocava com ele, sofrendo retrocesso. Esse reduzido número de partículas a desviadas e/ou repelidas, permitiu que se

calculasse a proporção entre as dimensões do núcleo em relação ao átomo. Essa proporção varia de 1.10^4 até 1.10^5 , isto é, o núcleo de um átomo é aproximadamente 100 000 vezes menor que o respectivo átomo.



Portanto, segundo o modelo atômico de Rutherford, o átomo é constituído de um pequeníssimo núcleo positivo, onde se concentra toda a sua massa, e por grandes espaços vazios, denominados eletrosfera, onde os elétrons negativos giram, como os planetas ao redor do Sol.

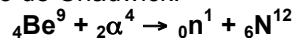


A existência dos nêutrons foi prevista teoricamente por Rutherford, porém só foi efetivamente comprovada em 1932, por Chadwick.

⇒ **Descoberta do nêutron**

Em 1932, James Chadwick, bombardeando de núcleos de berílio com partículas alfa em uma reação nuclear, obteve o nitrogênio e uma partícula neutra de massa praticamente igual à do próton, à qual foi dado o nome de nêutron.

Eis a reação de Chadwick:



Portanto, as partículas fundamentais que entram na constituição do átomo são os prótons, os nêutrons e os elétrons.

As características dessas partículas podem ser resumidas no quadro a seguir.

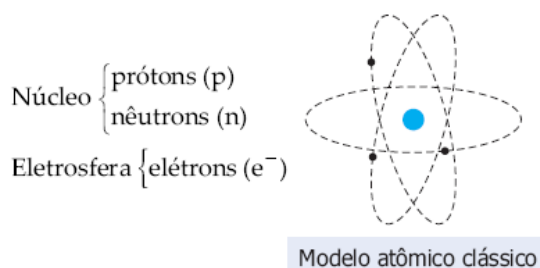
Partículas	Massa absoluta (g)	Carga absoluta em coulomb (C)	Massa relativa	Carga relativa
Próton (p)	$1,6 \times 10^{-24}$	$+ 1,6 \times 10^{-19}$	1	+ 1
Nêutron (n)	$1,6 \times 10^{-24}$	Zero	1	0
elêtron (e)	$9,1 \times 10^{-28}$	$- 1,6 \times 10^{-19}$	$\frac{1}{1840}$	- 1

átomo { núcleo { prótons (p)
 nêutrons (n)
 eletrosfera: elétrons (e)

CAPÍTULO 2 Estrutura atômica (ESTRUTURA BÁSICA)

⇒ Estrutura atômica básica

Para efeito de estudo, da constituição básica atômica da matéria, basta saber que o átomo é constituído de três partículas fundamentais que são os prótons, elétrons e nêutrons, sendo que prótons e nêutrons encontram-se localizados no núcleo do átomo enquanto que os elétrons estão na eletrosfera.



⇒ Dimensões do átomo

Atualmente tem-se admitido como valor de diâmetro do átomo e núcleo como sendo:

$$\Phi_m(a) = 10^{-8} \text{cm} = 1 \text{Å} \text{ (ângstrom)}$$

$$\Phi_m(n) = 10^{-12} \text{cm}$$

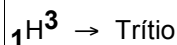
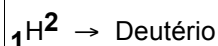
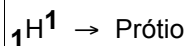
Logo, podemos concluir que o diâmetro médio de um átomo é da ordem de 10.000 vezes maior que o diâmetro médio do núcleo.

⇒ Conceito de número atômico

O número atômico é definido como sendo a quantidade de prótons que um átomo possui no seu núcleo e sua representação é feita através da letra maiúscula **Z**.

Número atômico (**Z**) é o número de prótons do núcleo de um átomo. É o número que identifica o átomo.

Ex.: Todos os átomos de Hidrogênio tem 1 próton em seu núcleo.



⇒ Elementos

Podemos definir elemento químico como o conjunto de átomos com o mesmo número atômico.

Elemento químico é o conjunto de átomos que apresentam o mesmo número atômico (**Z**) (mesma identidade química).

Exemplo: todo átomo de hélio no Universo tem número atômico igual a 2. Todo núcleo do elemento hélio apresenta dois prótons. Este dado caracteriza o hélio como elemento químico.

São conhecidos atualmente 110 tipos de elementos químicos, dos quais 89 são naturais e os restantes, artificiais, sintetizados em laboratórios de Física Nuclear.

⇒ Notação e nomenclatura

Os elementos químicos têm nomes e símbolos que os representam, em uma espécie de linguagem simplificada, através da nomenclatura (linguagem falada) e da notação química (linguagem escrita).

Não existem regras fixas para a nomenclatura, podendo os nomes dos elementos homenagearem o próprio descobridor, lugares (cidade, país ou universidade) onde foram descobertos, cientistas famosos, deuses mitológicos, astros e planetas, ou simplesmente se referirem a uma propriedade do elemento.

Exemplos: califórnio, berquélio, frâncio, einstênio, cúrio, fêrmio, cério, urânio, tório, rádio, ouro, mercúrio.

Após ser aprovado pelo IUPAC, o nome do elemento químico é adotado universalmente.

Em 1814 J. J Berzellus criou o sistema que ainda hoje é adotado para representar graficamente um elemento químico: os símbolos químicos.

Usa-se como símbolo a inicial maiúscula ou a inicial maiúscula seguida de outra letra minúscula (e não "pequena"), em geral da grafia latina do elemento.

É convencional usar-se uma das seguintes notações, para representar o elemento químico, juntamente com seu número atômico (**Z**) e número de massa (**A**).



Você deve lembrar que:
Z = número atômico;
A = número de massa.



Considerando que para um átomo neutro,

$$Z = p$$

$$p = e$$

$$A = Z + n,$$

pode-se calcular o número de prótons, elétrons e nêutrons de cada elemento.

$${}_{8}^{16}\text{O} \begin{cases} Z = p \rightarrow p = 8 \\ e = p \rightarrow e = 8 \\ n = A - Z \rightarrow n = 16 - 8 = 8 \end{cases}$$

$${}_{30}^{65}\text{Zn} \begin{cases} Z = p \rightarrow p = 30 \\ e = p \rightarrow e = 30 \\ n = A - Z \rightarrow n = 65 - 30 = 35 \end{cases}$$

$${}_{92}^{238}\text{U} \begin{cases} Z = p \rightarrow p = 92 \\ e = p \rightarrow e = 92 \\ n = A - Z \rightarrow n = 238 - 92 = 146 \end{cases}$$

Ex.:

Na → átomo de sódio → eletricamente neutro

Na⁺ → íon cátion sódio → eletricamente carregado

O → átomo de oxigênio → eletricamente neutro

O²⁻ → íon ânion → eletricamente carregado

Obs.: o átomo é um sistema eletricamente neutro pois apresenta a mesma quantidade de cargas positivas e

negativas sendo que os prótons e os elétrons apresentam cargas elétricas iguais em intensidades, porém de sinais contrários.

Próton → +1 u.e.c (unidade elétrica de carga)

Elétron → -1 u.e.c (unidade elétrica de carga)

Por isso as cargas do próton e do elétron se anulam e o átomo é um sistema eletricamente neutro.

Já nos íons, há quantidade diferente de elétrons, maior ou menor do que a quantidade de prótons no núcleo, daí o fato dos íons serem eletricamente carregados.

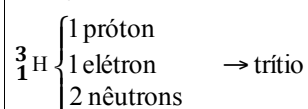
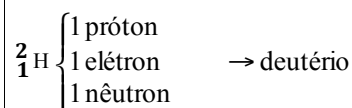
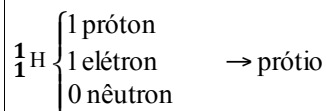
⇒ Relações interatômicas

Quimicamente, todos os átomos de um mesmo elemento são iguais, pois as propriedades químicas dependem do número de prótons e de elétrons. Porém, como o número de nêutrons é variável, um mesmo elemento pode ter átomos com números de massa diferentes.

Esse fenômeno é denominado **isotopia**.

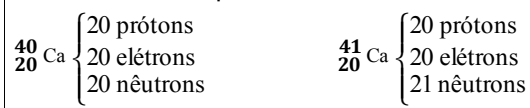
Isótopos: são átomos que apresentam o mesmo número atômico (Z) e diferentes números de massa (A).

Exemplos:



Somente os isótopos de hidrogênio têm nomes particulares.

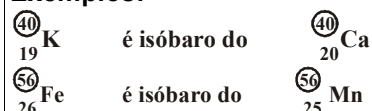
Outros exemplos:



Outro fenômeno observado é que átomos de elementos diferentes podem eventualmente apresentar o mesmo número de massa. Esse fenômeno é denominado isobaria.

Isóbaros: são átomos que apresentam diferentes números atômicos (Z) e mesmo número de massa (A).

Exemplos:



Há também átomos que são diferentes em todos os sentidos (número atômico e número de massa), mas que apresentam uma particularidade em comum: igual número de nêutrons. Esse fenômeno é conhecido por isotonia.

Isótonos: são átomos que apresentam diferentes números atômicos (Z), diferentes números de massa, e o mesmo número de nêutrons (N).

Exemplo:



CAPÍTULO 3 Estrutura atômica (Modelos Quânticos)

Modelo Atômico de Bohr

⇒ Teoria dos Quanta de Energia

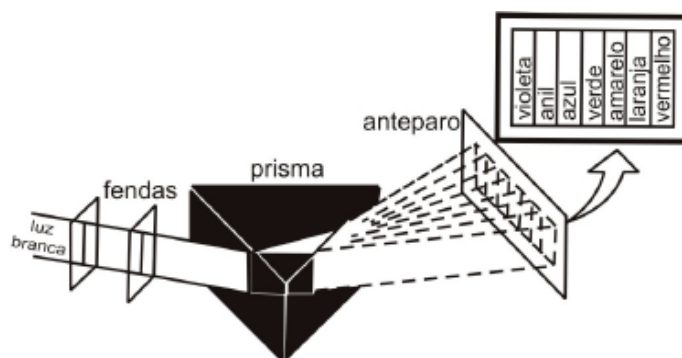
Por volta de 1900, já se aceitava a divisibilidade do átomo, mas não se conhecia a divisibilidade da energia. Max Planck, estudando energias radiantes como a luz, chegou à conclusão de que as energias se propagam de modo descontínuo, como se fossem “pacotes de energia”. Esses pacotes carregam uma quantidade mínima de energia denominada *quantum*.

O *quantum* é indivisível, porém seu valor não é fixo, dependendo da frequência de propagação; conseqüentemente o *quantum* está associado a energias diferentes. Por exemplo, o *quantum* de energia luminosa de cor vermelha é diferente do de energia luminosa de cor amarela.

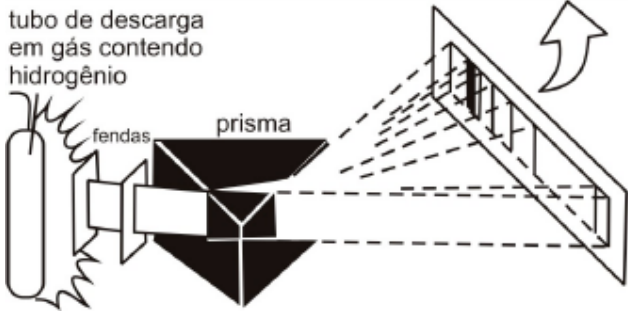
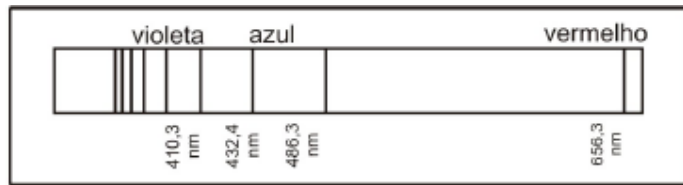
⇒ Uma noção sobre espectroscopia

A luz, em todas as suas formas (raios X, luz visível, radiação ultravioleta ou infravermelho) é denominada radiação eletromagnética.

Se a luz solar, ou diurna lâmpada incandescente, for colimada, passando por uma fenda, em um feixe estreito e, posteriormente atravessar um prisma, ao chocar-se com um anteparo observa-se um arco-íris. Este espectro é composto de luz visível de diferentes energias e é denominado espectro contínuo. Ao atravessar o prisma, a luz de maior energia (violeta) sofre maior desvio e a de menor energia (vermelha) é a que se desvia menos.



Todavia, se a fonte de luz for uma chama ou um tubo de descarga contendo um gás, o espectro obtido não é contínuo. O espectro, projetado no anteparo consiste de linhas estreitas e coloridas, denominado espectro de linhas ou espectro de massa atômica.



Visto que, cada linha corresponde a luz com uma energia definida, a existência de um espectro descontínuo indica que os átomos podem irradiar apenas determinadas energias, em valores discretos e definidos. Quando se utilizam compostos de diferentes elementos como fontes de luz e se investigam seus espectros, observa-se que cada elemento possui o seu próprio espectro de linhas, com um padrão de regularidade nas mesmas.

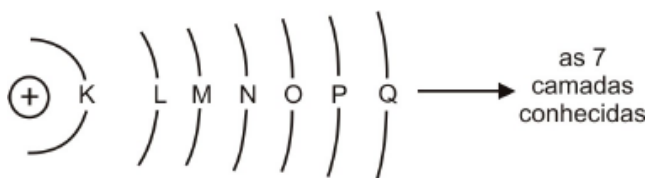
⇒ Átomo de Bohr (1913)

O modelo atômico de Rutherford era bom quanto à distribuição em núcleo e eletrosfera, mas era carente quanto às bases teóricas que justificassem sua estabilidade, sendo muito criticado pela Física clássica.

O cientista Niels Bohr aprofundou o conhecimento da estrutura interna da eletrosfera, estudando o espectro de emissão do hidrogênio, e relacionou a energia dos elétrons com a teoria quântica de Planck. Dessa forma, Bohr elaborou um modelo de átomo que se fundamenta nos postulados a seguir.

1º postulado de Bohr

O átomo apresenta núcleo positivo e está rodeado de elétrons negativos, girando em órbitas circulares denominadas níveis de energia ou camadas. Somente órbitas de determinados raios são possíveis para os elétrons de um átomo.

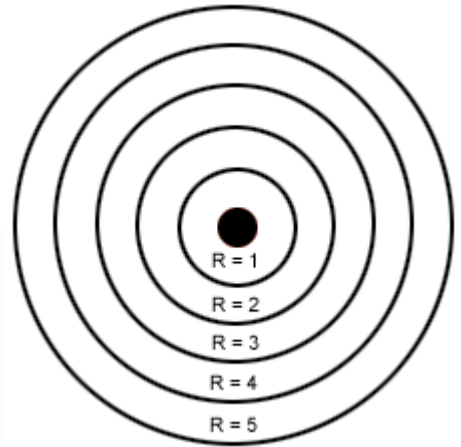


Considere o átomo de hidrogênio, por exemplo, que possui apenas um elétron girando ao redor do núcleo. Os cálculos de Bohr mostraram quais as órbitas possíveis. A figura mostra as cinco primeiras destas órbitas permitidas. A primeira órbita situa-se um pouco além de um Ångstron do núcleo (0,529 Ångstron). A segunda órbita permitida situa-se em um pouco mais de que 2 Ångstron do núcleo (2,116 Ångstron).

Embora a figura mostre apenas as cinco primeiras órbitas, não existe limite para o número de órbitas teoricamente possíveis. Por exemplo, a centésima órbita de Bohr para o átomo de hidrogênio estaria dez mil vezes mais afastada do núcleo do que a primeira órbita, a uma distância de 5.290 Ångstron.

Órbitas de Bohr para o átomo de hidrogênio:

Órbita	Distância do núcleo
1	0,529 Å
2	2,116 Å
3	4,761 Å
4	8,464 Å
5	13,225 Å



Entretanto, as órbitas extremamente distantes, tais como a décima, a vigésima ou a centésima órbita, são improváveis. É bastante provável que um elétron em uma órbita distante fosse perdido pelo átomo. Em outras palavras outro átomo o arrebataria, ou uma onda de energia eletromagnética o deixaria a esmo como um "elétron livre" movendo-se através do espaço entre os átomos. Por conseguinte, as órbitas mais importantes, aquelas que desempenham um papel principal na produção do espectro linear de um átomo, são as órbitas mais internas.

É um postulado bastante estranho esta de os elétrons poderem ocupar apenas determinadas órbitas fixas. Isto significa dizer que a maioria das órbitas seriam impossíveis. Um elétron de hidrogênio não poderia girar numa órbita a 0,250, 1,000 ou 2,150 Ångstron; as únicas órbitas permitidas são as enumeradas na figura.

Este é um comportamento muito diferente daquele dos objetos que nos cercam. Suponha que uma bola arremessada de uma sala só pudesse seguir 2 ou 3 trajetos determinados, em vez das centenas de trajetos diferentes que ela realmente pode seguir. Seria como se a sala tivesse trajetos invisíveis orientando a bola. Assim, a lei de Bohr afirma que os elétrons agem como se o espaço ao redor do núcleo atômico possuísse trajetos invisíveis. Mas Bohr não deu justificativa para esta estranha situação.

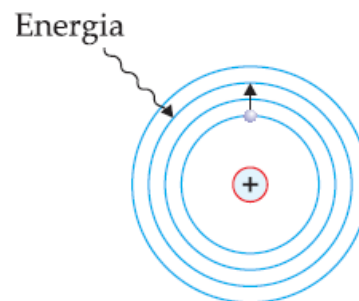
Neste ponto chegamos à Segunda lei de Bohr.

2º postulado de Bohr

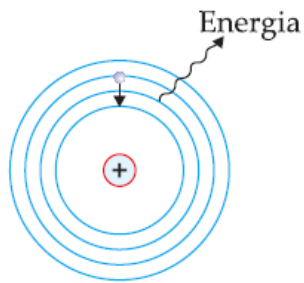
Cada um destes níveis possui uma determinada quantidade de energia quantizada. (Estado estacionário de energia). O elétron não ganha e nem perde energia espontaneamente.

3º postulado de Bohr

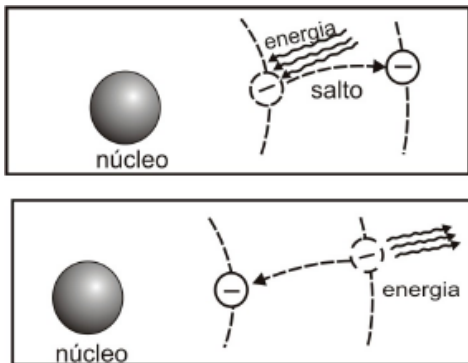
Um elétron que absorve energia externa (quantum) se afasta do núcleo para camadas mais externas.



Ao retornar o elétron liberta energia (fótons) e volta a camadas mais internas.

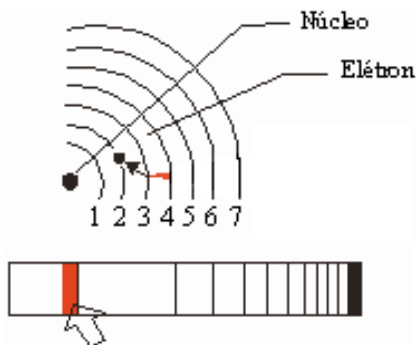


Salto Quântico:

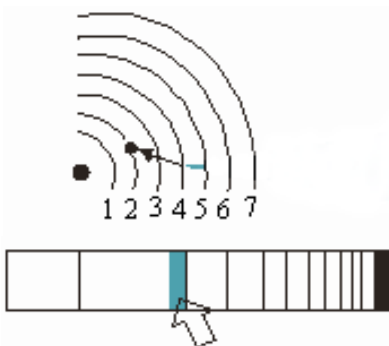


O átomo absorve energia quando um elétron é deslocado de uma órbita de menor energia para uma órbita de maior energia.

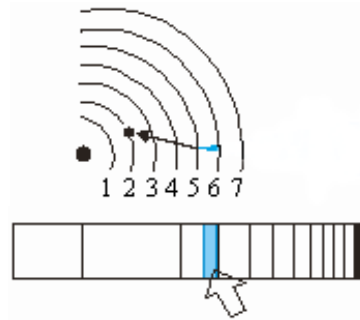
Em outras palavras, os elétrons saltam de uma órbita permitida para outra à medida que os átomos irradiam ou absorve energia. As órbitas externas do átomo possuem mais energia do que as órbitas internas. Por conseguinte, se um elétron salta da órbita 2 para a órbita 1, há emissão de luz, por outro lado, se luz de energia adequada atingir o átomo, esta é capaz de impelir um elétron da órbita 1 para a órbita 2. Neste processo, a luz é absorvida.



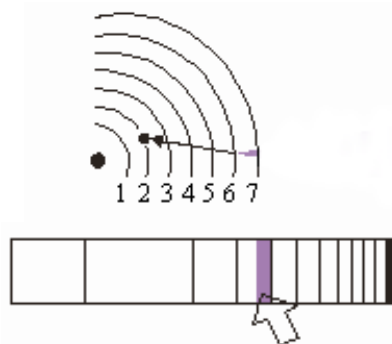
A linha vermelha no espectro atômico é causada por elétrons saltando da terceira órbita para a segunda órbita.



A linha verde-azulada no espectro atômico é causada por elétrons saltando da quarta órbita para a segunda órbita.



A linha azul no espectro atômico é causada por elétrons saltando da quinta órbita para a segunda órbita.



A linha violeta mais brilhante no espectro atômico é causada por elétrons saltando da sexta órbita para a segunda órbita.

É interessante notar que os comprimentos de onda da luz encontrada no espectro do hidrogênio corresponde à diferentes órbitas. (O comprimento de onda guarda relação com a energia. Os menores comprimentos de onda de luz significam vibrações mais rápidas e maior energia). Por exemplo, a linha verde-azulada no espectro linear do hidrogênio é causada por elétrons que saltam da Quarta órbita para a Segunda órbita. A figura mostra como cada linha no espectro resulta de um determinado salto de elétrons.

Observe que todos os saltos na figura são de órbitas de maior nível para a órbita 2. O salto de mais baixa energia é o da terceira órbita para a segunda, e este salto produz a linha vermelha a 6,563 Ångstron. Finalmente, existe uma série de linhas na extremidade violeta do espectro, produzida por elétrons que saltam de órbitas externas distantes para a Segunda órbita.

No caso dos átomos de hidrogênio, somente os saltos para a Segunda órbita produzem linhas espectrais na parte visível do espectro. Os saltos para a primeira órbita produzem irradiação ultravioleta ondas mais curtas do que as luminosas, ao passo que os saltos para a Terceira, Quarta e Quinta órbita produzem irradiação infravermelha (ondas mais longas do que as luminosas).

As órbitas determinadas por Bohr e a forma pela qual os elétrons saltam entre estas destruíram a antiga imagem dos elétrons girando em espiral em direção do núcleo. Também anulava a existência de radiação atômica ser um espectro luminoso contínuo, e responsável pelo espectro linear.

Era tudo muito estranho. As idéias arrojadas e imaginativas de Bohr engendraram algo que funcionava muito bem. Mas nem Bohr nem ninguém poderia compreender exatamente como funcionava.

4º postulado de Bohr

Quando um elétrons permanece em uma determinada orbita, não está absorvendo nem libertando energia.



5º postulado de Bohr

O átomo só pode libertar ou absorver energia em quantidades iguais a múltiplos inteiros de *quanta*.

$$q = h \cdot f$$

q = quantum de energia g é a energia do fóton

h = constante de Planck = $6,55 \times 10^{-27}$ erg x seg

f = frequência da radiação emitida ou absorvida

Entretanto, o modelo de Bohr não é perfeito. A principal restrição ao modelo de Bohr foi a seguinte:

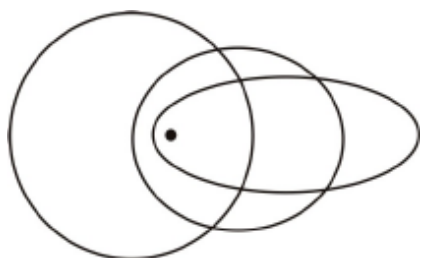
- O Modelo não explicava com perfeição os espectros dos átomos polieletrônicos.

Estrutura atômica moderna

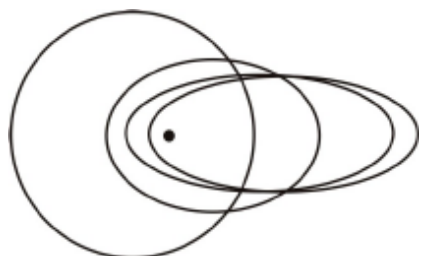
⇒ Modelo atômico de Sommerfeld

Estudando as riscas dos espectros de emissão, dos espectros de absorção e dos espectros de raios X, os físico-químicos, principalmente Arnold Sommerfeld, aperfeiçoaram o átomo de Bohr, após verificarem que os espectros de outros elementos, além do hidrogênio, eram mais complexos, não sendo possível justificá-los e admitindo camadas formadas apenas por órbitas circulares. Introduziram então, as órbitas elípticas além das circulares.

Sommerfeld admitiu que em uma camada eletrônica havia uma órbita circular e (n - 1) órbitas elípticas, onde n é o número da camada. Por exemplo, na 4ª camada havia uma órbita circular e três órbitas elípticas. O elétron, neste modelo, teria uma quantidade de energia, por estar a uma determinada distância do núcleo (determinada camada); e outra quantidade de energia, dependendo do tipo de órbita descrita.



Órbitas de Sommerfeld para a camada M



⇒ Modelo atômico dos orbitais (ATUAL)

As teorias sobre a estrutura atômica evoluíram bastante, principalmente no que diz respeito à eletrosfera. O modelo de órbitas eletrônicas circulares de Rutherford, foi substituído pelo modelo de orbitais. Esta mudança decorreu de novas observações, experiências e cálculos feitos pelos cientistas, que levaram a conclusões importantíssimas, como as citadas a seguir.

• O elétron como partícula-onda

De acordo com as teorias de Bohr e Sommerfeld, associou-se ao elétron a energia quântica. Através do

Princípio da Dualidade, ou de Broglie, em 1924, associou-se, ao elétron, também um caráter ondulatório.

A todo elétron em movimento está associada uma onda característica. (Princípio da Dualidade ou de De Broglie).

O elétron passa a ter, então, um caráter duplo de partícula e de onda.

• Princípio da Incerteza

O cientista Werner Heisenberg mostrou que não se pode determinar, simultaneamente, a posição e a quantidade de movimento de um elétron, com caráter de partícula e de onda.

Não é possível calcular a posição e a velocidade de um elétron, em um mesmo instante. (Princípio da Incerteza ou de Heisenberg).

Surge, portanto, a necessidade de usar conceitos de probabilidade de posição e de probabilidade de quantidade de movimento para o elétron. Quanto maior é a probabilidade de que um elétron esteja em certa situação energética, menor é a sua indeterminação.

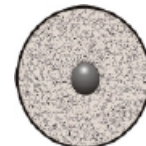
• Orbital

Devido à impossibilidade de calcular a posição exata de um elétron na eletrosfera, o cientista Erwin Schrödinger foi levado a calcular, através de equações de onda, a região onde haveria maior probabilidade de encontrar o elétron. Esta região do espaço foi denominada orbital.

Orbital é a região do espaço ao redor do núcleo onde é máxima a probabilidade de se encontrar um determinado elétron.



Segundo o modelo atômico de Rutherford-Bohr, o elétron seria uma pequena partícula girando em alta velocidade em uma órbita circular.

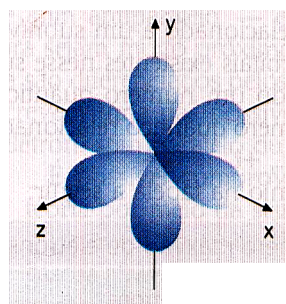
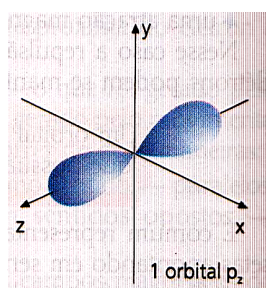
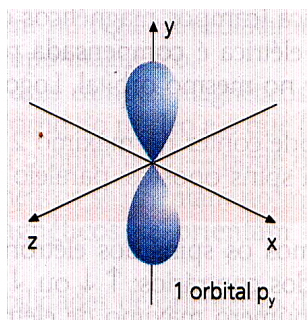
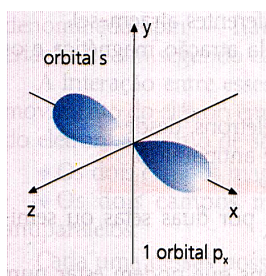
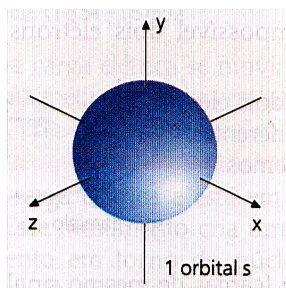


O modelo quântico assenta sobretudo no tratamento dos elétrons como ondas (em substituição da visão clássica dos elétrons como partículas) e estabelece uma equação de onda – a equação de Schrödinger – a partir da qual se pode obter a energia de um elétron e informação sobre a sua posição. Posteriormente, e para permitir explicar o aparecimento do spin do elétron, Dirac propôs uma equação matricial, em que além das três coordenadas espaciais (x,y,z) aparece também a variável tempo. A resolução matemática destas equações é complicada. Refira-se, por exemplo, que a equação de Schrödinger, que, por ser mais simples, habitualmente usamos para descrever a estrutura eletrônica dos átomos, só tem resolução exata para os átomos com um único elétron – átomos hidrogenóides. O spin do elétron, cuja existência deriva da resolução da equação de Dirac, é depois introduzido de forma ad-hoc.

O modelo quântico para o átomo foi estabelecido considerando o elétron como uma onda de matéria. Esta concepção do elétron, como uma entidade que ora se comporta como partícula ora se comporta como onda, dependendo do tipo de experiência efetuado, assenta na hipótese do dualismo onda-corpúsculo de De Broglie. Por outro lado, embora a energia do elétron em torno do núcleo do átomo de hidrogênio possa ser calculada exatamente, apenas podemos conhecer a sua localização em termos probabilísticos. O conceito clássico de trajetória, característico das partículas macroscópicas é assim substituído pelo conceito

de “nuvem de probabilidade”, que designamos por orbital para os elétrons.

Associado à descrição ondulatória do elétron e, por isso, ao conceito de nuvem de probabilidade, surgiu o princípio de Incerteza de Heisenberg. Como veremos, este princípio estabelece que, por exemplo, não poderemos conhecer simultaneamente, com precisão arbitrária, a posição e a quantidade de movimento de um elétron.



Os 3 orbitais p de um subnível: p_x, p_y e p_z

CAPÍTULO 4

Estrutura atômica

(Configuração eletrônica e números quânticos)

⇒ Números quânticos

Ao modelo atômico de Rutherford-Bohr, foram incluídas teorias novas, com a aplicação de conceitos matemáticos, que permitiram um melhor conhecimento da estrutura do átomo, ainda que continue sendo impossível vê-lo. Dentre os novos conceitos estão os **números quânticos**, que são números que servem para **identificar qualquer elétron de um átomo**, dando uma relação matemática da posição e energia do elétron, dentro de um cálculo de probabilidade.

São quatro os números quânticos que identificam cada elétron:

- número quântico principal** → n;
- número quântico secundário** → l;
- número quântico magnético** → m;
- número quântico spin** → s ou m_s.

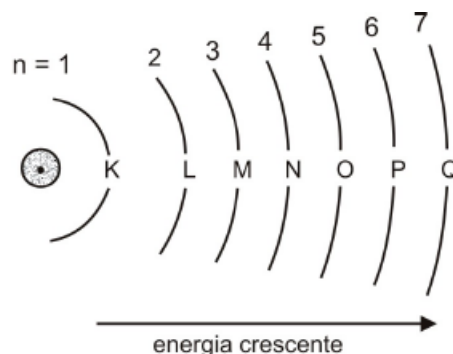
⇒ Número quântico principal (n)

A partir da proposição de Bohr, na qual os elétrons estariam em órbitas diferenciadas quanto à sua energia, chegou-se a estabelecer os possíveis níveis de energia para cada átomo.

A cada nível energético, ou seja, a cada órbita (como acreditava Bohr) ou camada onde se encontrariam os elétrons, foi dado um número. Este é o primeiro número quântico denominado **número quântico principal** e é simbolizado pela letra **n**.

Portanto, o número quântico principal indica qual o **nível de energia do elétron**. A energia do elétron nos níveis **aumenta**, à medida que ele se afasta do núcleo.

Teoricamente, um átomo possui infinitos níveis de energia, porém apenas **sete** são conhecidos. Estes sete níveis são designados pelos números quânticos principais **1, 2, 3, 4, 5, 6 e 7** e, ainda, podem ser identificados pelas letras **K, L, M, N, O, P e Q**.



Em um nível de energia há no máximo $2n^2$ elétrons, cálculo verificado até o 4º nível. Do 5º nível em diante, esta fórmula é apenas teórica.

n	$2n^2$ valor teórico	valor real
1	$2 \times 1^2 = 2$	2
2	$2 \times 2^2 = 8$	8
3	$2 \times 3^2 = 18$	18
4	$2 \times 4^2 = 32$	32
5	$2 \times 5^2 = 50$	32
6	$2 \times 6^2 = 72$	18
7	$2 \times 7^2 = 98$	2

⇒ Número quântico secundário (l)

Os subníveis explicam-se pela existência de pequenas diferenças nas quantidades de energia emitidas por elétrons pertencentes a um mesmo nível.

Segundo Bohr, elétrons da mesma camada deveriam ter a mesma energia. No entanto, como isto não se verificava, o cientista Sommerfeld propôs que as órbitas seriam elípticas, explicando as pequenas diferenças de energia. Assim, o **número quântico secundário**, ou azimutal, simbolizado pela letra **l**, define os **subníveis de energia**, ou **subcamadas**.

O número quântico secundário pode assumir valores **desde zero até (n - 1)**, onde **n** é o número quântico principal.

Desse modo, teoricamente, um átomo pode apresentar infinitos subníveis, mas apenas **quatro** são conhecidos. Esses subníveis são representados pelas letras **s** (sharp), **p** (principal), **d** (diffuse) e **f** (fundamental), com valores de número quântico secundário = 0, 1, 2, 3, respectivamente.

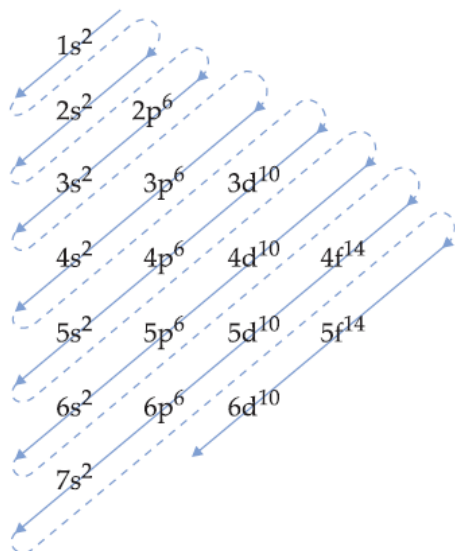
Subnível	s	p	d	f
Nº máximo de elétrons	2	6	10	14

A tabela a seguir, indica os níveis e os respectivos subníveis de energia conhecidos.

Níveis de energia (n)	Número quântico secundário (l)	Subníveis de energia	
1	0	s	1 s
2	0 1	s p	2 s 2 p
3	0 1 2	s p d	3 s 3 p 3 d
4	0 1 2 3	s p d f	4 s 4 p 4 d 4 f
5	0 1 2 3	s p d f	5 s 5 p 5 d 5 f
6	0 1 2	s p d	6 s 6 p 6 d
7	0	s	7 s

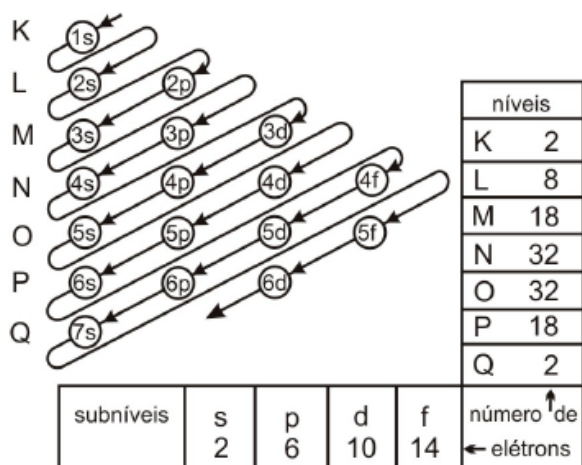
⇒ Distribuição eletrônica

Diagrama de Pauling

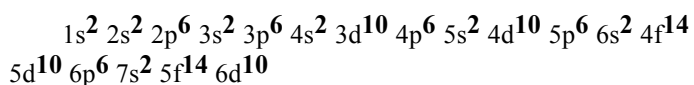


Segundo Linus Pauling, o átomo no estado fundamental apresenta os seus elétrons distribuídos em **ordem crescente de energia**, ou seja, os elétrons ocupam primeiramente os subníveis de menor energia.

A ordem crescente de energia dos subníveis pode ser obtida através do **diagrama de Pauling**:



Cada subnível é sucessivamente preenchido com o número máximo de elétrons de acordo com a ordem obtida, percorrendo-se as diagonais de cima para baixo. Obtém-se, portanto, a seguinte ordem:



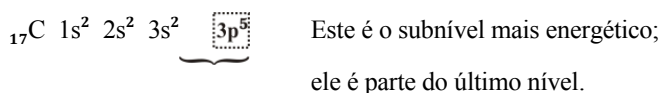
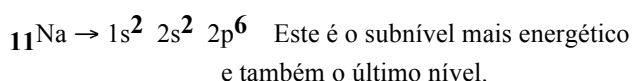
energia crescente dos subníveis

⇒ Configuração eletrônica de um átomo

Para fazer a configuração (ou distribuição) eletrônica de um átomo qualquer, basta seguir as regras básicas indicadas:

- Construir o diagrama de Pauling.
- Verificar quantos elétrons o átomo contém.
- Preencher o diagrama a partir do subnível de menor energia (1s).
- Nunca ultrapassar o número máximo de elétrons de um subnível.
- Uma vez preenchido um subnível, passar para o subnível de energia imediatamente superior.

Observe alguns exemplos, identificando o **subnível mais energético** e sua posição em relação ao último nível.



O nível n = 3 é o último nível.

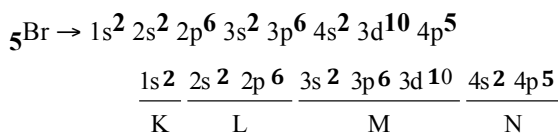
Subnível mais energético é o **último subnível** do átomo em questão, na ordem crescente de energia.

Camada de valência é a **última camada** eletrônica do átomo, obtida quando se coloca em ordem de camadas a sua distribuição eletrônica.

Elétron mais energético é o último elétron distribuído.

Elétrons de valência (ou **mais afastados**) são os elétrons que se encontram na camada de valência.

Verifique o exemplo a seguir.



Subnível mais energético do bromo: 4p⁵

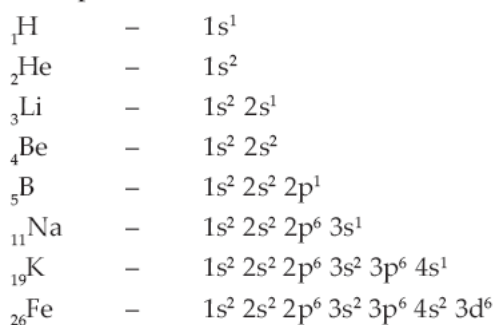
Camada de valência do bromo: N (4s² 4p⁵).



Elétron mais energético: é o quinto elétron = 5°

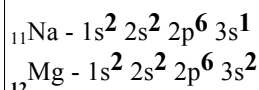
Elétrons de valência: 2 + 5 = 7.

Exemplo



⇒ **Distribuições eletrônicas abreviadas (cerne de gás nobre)**

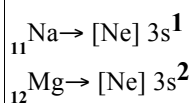
Como estamos interessados principalmente nos elétrons da camada exterior, escrevemos com frequência configurações eletrônicas em forma abreviada. Vamos considerar, para efeito de ilustração, os elementos químicos sódio e magnésio. Suas estruturas eletrônicas completas são:



Ambos os átomos têm os elétrons exteriores na camada 3s, e ambos têm a configuração interna $1s^2 2s^2 2p^6$ idêntica a do gás nobre neônio (Ne).

Para escrever a configuração abreviada de um elemento, indicamos a estrutura interna colocando entre colchetes o símbolo do gás nobre, cuja configuração é a mesma que a configuração interna do elemento em questão. Ao lado, escrevemos a distribuição dos elétrons exteriores deste mesmo elemento.

Assim podemos escrever, nos casos do sódio e do magnésio:



⇒ **Número quântico magnético (m):**

Ainda no interior de um subnível, há diferentes **regiões** em que podem ser encontrados os elétrons. Cada região é denominada orbital e foi inicialmente interpretada como uma orientação, ou **inclinação espacial** das órbitas do modelo de Rutherford-Bohr. Todavia, essa interpretação modificou-se em virtude do surgimento do modelo orbital. Assim, o **número quântico magnético**, simbolizado por m, indica o **número de orbitais e suas orientações espaciais** em cada subnível.

Os valores assumidos pelo número quântico magnético variam de -l até +l. O número de orbitais por subnível pode ser encontrado pela fórmula $2l + 1$, onde l é o número quântico secundário.

A tabela, a seguir, indica os níveis, os subníveis e os orbitais conhecidos.

Níveis de energia (n)	Subníveis de energia	(l)	Representação esquemática dos orbitais e valores de m
1	1 s	0	0
2	2 s 2 p	0 1	0 -1 0 +1
3	3 s 3 p 3 d	0 1 2	0 -1 0 +1 -2 -1 0 +1 +2
4	4 s 4 p 4 d 4 f	0 1 2 3	0 -1 0 +1 -2 -1 0 +1 +2 -3 -2 -1 0 +1 +2 +3
5	5 s 5 p 5 d 5 f	0 1 2 3	0 -1 0 +1 -2 -1 0 +1 +2 -3 -2 -1 0 +1 +2 +3
6	6 s 6 p 6 d	0 1 2	0 -1 0 +1 -2 -1 0 +1 +2
7	7 s	0	0

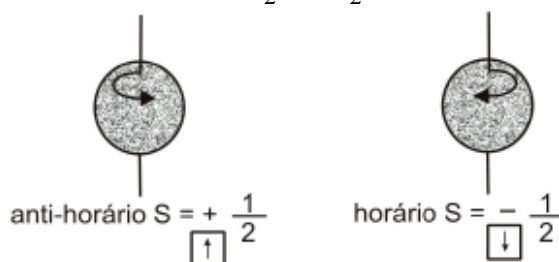
⇒ **Número quântico spin (s ou m_s):**

É o quarto número quântico, simbolizado pela letra s ou m_s.

O estudo dos elétrons revela a existência de três campos magnéticos diferentes: o primeiro é associado ao movimento do elétron em torno do núcleo e os outros dois foram interpretados como **movimentos de rotação** do elétron em torno de si mesmo. Estes dois últimos campos têm dois valores, positivo e negativo (campos contrários).

Pelo modelo orbital, o elétron está em algum lugar na “nuvem de probabilidades”, no orbital. Se fosse considerado como uma esfera, teria dois sentidos de rotação: **horário** e **anti-horário**. Costuma-se associar a esses dois sentidos de rotação (que na realidade são os dois campos magnéticos contrários) dois números, cujos valores são:

$$S = +\frac{1}{2} \text{ e } S = -\frac{1}{2}$$



Identidade do elétron

⇒ **Princípio da Exclusão, de Pauli**

Os elétrons de um átomo encontram-se em diferentes situações energéticas. A situação energética de cada elétron é definida por quatro estados energéticos, que são os quatro **números quânticos**. A cada estado corresponde um número. Portanto, há quatro números quânticos para cada elétron de um átomo. Assim, os **números quânticos identificam cada elétron**.

O Princípio da Exclusão, de Pauli, 1925, estabelece que, em **um mesmo átomo, não pode haver dois elétrons com os quatro números quânticos iguais**. Como conseqüência deste princípio, podem existir, em um mesmo orbital, **no máximo**

dois elétrons, que têm spins contrários: $\uparrow\downarrow$ ou $\downarrow\uparrow$.

O número máximo de elétrons por subnível será, portanto, dado pela fórmula $4l + 2$, da qual resulta:

l	Quantidade de orbitais	Elétrons por subnível	Convenção a ser adotada
0	1 orbital s	2	s ²
1	3 orbitais p	6	p ⁶
2	5 orbitais d	10	d ¹⁰
3	7 orbitais f	14	f ¹⁴

Cada orbital, pode ser representado por um quadrado (l) ou círculo (m). Para representar cada elétron e dar a idéia de spin usa-se ↑ e ↓. Convencionou-se que ↑ representa o primeiro elétron do orbital e tem valor S = + 1/2. Outros autores podem convencionar o contrário.

Assim:

Subnível l	Orbital	Nº de orbitais	Esquema
0	s	1	$\uparrow\downarrow$
1	p	3	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
2	d	5	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
3	f	7	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$

⇒ Regra de Hund

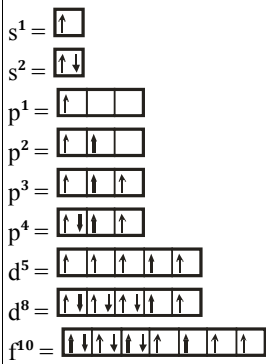
A Regra de Hund, também denominada Regra da Máxima Multiplicidade, rege o preenchimento eletrônico nos subníveis.

Os elétrons distribuem-se nos orbitais disponíveis de um subnível, segundo a ordem crescente de energia.

Assim, no preenchimento dos orbitais de um mesmo subnível, ocorrem:

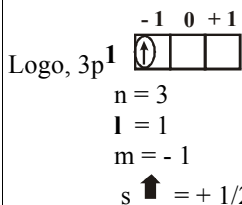
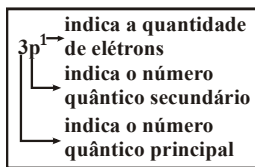
- ocupação dos orbitais vazios, um elétron em cada, com o mesmo spin;
- compartilhamento de elétrons no mesmo orbital, com spin contrário.

Exemplos:



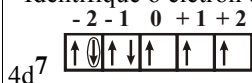
⇒ Determinação dos números quânticos

Um elétron é localizado por seus quatro números quânticos. Para determinarmos os valores dos números quânticos **n**, **l**, **m**, e **S** de um elétron, baseamo-nos na distribuição eletrônica e nas seguintes informações, dadas no exemplo:



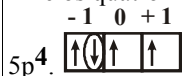
Vamos determinar números quânticos.

- Identifique o elétron em destaque, situado em 4d⁷.



n = 4
 l = 2
 m = -2
 s \downarrow = - 1/2

- Dê os quatro números quânticos do último elétron, situado em



n = 5
 l = 1
 m = -1
 s = - 1/2

Observação: Distribuição eletrônica inesperada (Anômala)

Alguns elementos apresentam irregularidades na distribuição eletrônica. É o caso do Cr, Cu, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Pt e Au.

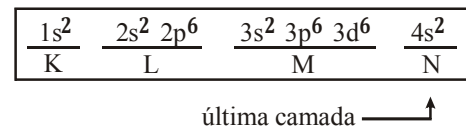
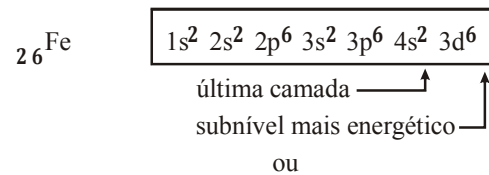
A razão é que as configurações d⁵ e d¹⁰ são muito estáveis. Portanto, nesses elementos ocorre um fenômeno denominado, recolhimento eletrônico, onde suas configurações procuram se aproximar das mais estáveis.

Por exemplo:

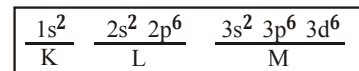
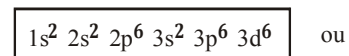
²⁴Cr (em vez de: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d⁴) apresenta como distribuição: s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s¹ 3d⁵, que é mais estável.

⇒ Configuração eletrônica de íons

A distribuição eletrônica nos íons é semelhante à dos átomos neutros. No entanto, é importante salientar que os elétrons que o átomo irá ganhar ou perder (para se transformar em um íon) **serão recebidos ou retirados da última camada eletrônica e não do subnível mais energético**. Assim, por exemplo, o átomo de ferro (nº atômico = 26) tem a seguinte distribuição eletrônica:



Quando o átomo de ferro perde dois elétrons e se transforma no íon Fe²⁺, este terá a seguinte distribuição eletrônica:



Evidentemente, se o átomo de ferro perder três elétrons e se transformar no íon Fe³⁺, este terá a seguinte distribuição eletrônica:

