

# ESTRUTURA ATÔMICA

Prof. Paulo Castro

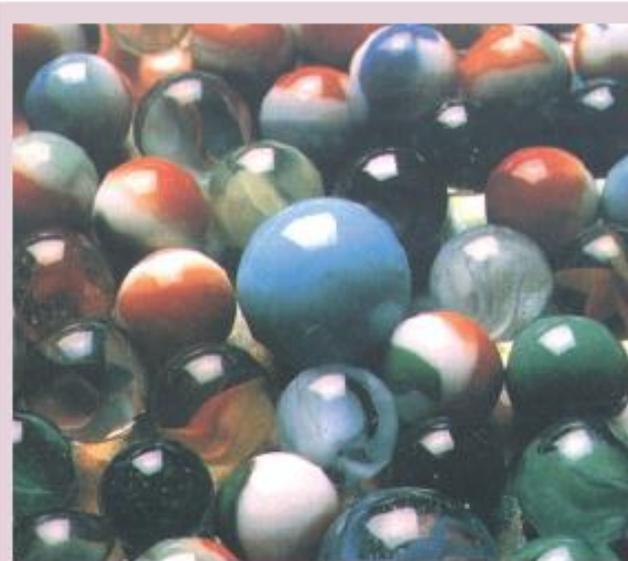
Atualmente não há dúvidas de que toda matéria seja formada por minúsculas partículas, denominadas **átomos**. Essa idéia, como já vimos, foi proposta pelos filósofos gregos Leucipo e Demócrito (400 a.C.).

Em 1808, baseado em fatos experimentais, o cientista britânico John Dalton (1766-1844) formula uma teoria atômica para explicar a constituição da matéria.

## TEORIA ATÔMICA DE DALTON

Essa teoria possibilitaria, posteriormente, a criação do primeiro modelo do átomo, a qual expressa, em termos gerais, o seguinte:

1. A matéria é constituída de pequenas partículas esféricas maciças e indivisíveis denominadas átomos.
2. Um conjunto de átomos com as mesmas massas e tamanhos apresenta as mesmas propriedades e constitui um **elemento químico**.
3. Elementos químicos diferentes apresentam átomos com massas, tamanhos e propriedades diferentes.
4. A combinação de átomos de elementos diferentes, numa proporção de números inteiros, origina substâncias diferentes.
5. Os átomos não são criados nem destruídos: são simplesmente rearranjados, originando novas substâncias.



CEDOC

Dalton acreditava que os átomos fossem maciços, esféricos e indivisíveis como bolinhas de gude.



**Membro da comunidade Quaker com seus trajes característicos do final do século XIX.**

## John Dalton

John Dalton é considerado o pai da Química teórica. Com apenas 12 anos de idade iniciou sua brilhante carreira lecionando em uma escola da **comunidade Quaker**, da qual era membro.

Além de ter elaborado a teoria atômica, Dalton descobriu uma importante lei da Física — a Lei das Pressões Parciais dos Gases. Uma curiosidade sobre a sua vida profissional: ele também atuou como meteorologista, tendo feito cerca de 200 mil anotações.

Dalton foi o primeiro cientista a descrever uma deficiência visual — da qual sofria — cujo portador não consegue distinguir algumas cores, entre elas, o vermelho e o verde. O seu trabalho sobre essa deficiência foi tão importante que hoje ela é conhecida por **daltonismo**. Atualmente, sabe-se que o daltonismo afeta 5% dos homens e 0,5% das mulheres.

# A DESCOBERTA DO ÁTOMO

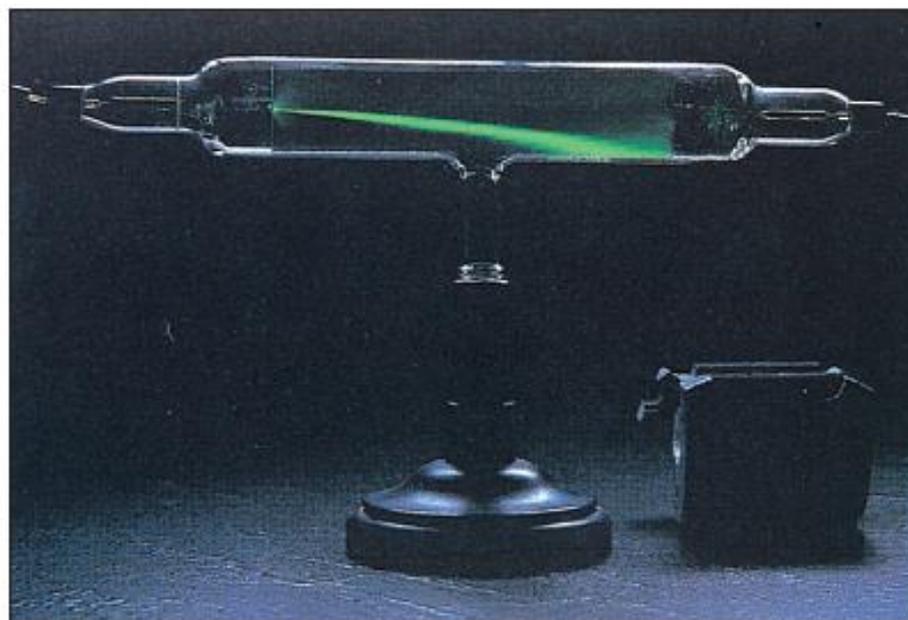
Após Dalton ter apresentado sua teoria atômica, em 1808, na qual sugeria que os átomos eram indivisíveis, maciços (rígidos) e esféricos, vários cientistas realizaram diversos experimentos que demonstraram que os átomos são constituídos por partículas ainda menores, subatômicas.

## A DESCOBERTA DAS PARTÍCULAS SUBATÔMICAS

### O elétron (e)

Em 1897, Joseph John Thomson (1856-1940) conseguiu demonstrar que o átomo não é indivisível, utilizando uma aparelhagem denominada tubo de raios catódicos.

Dentro do tubo de vidro havia, além de uma pequena quantidade de gás, dois eletrodos ligados a uma fonte elétrica externa. Quando o circuito era ligado, aparecia um feixe de raios provenientes do cátodo (eletrodo negativo), que se dirigia para o ânodo (eletrodo positivo). Esses raios eram desviados na direção do pólo positivo de um campo elétrico.



Thales Trigo

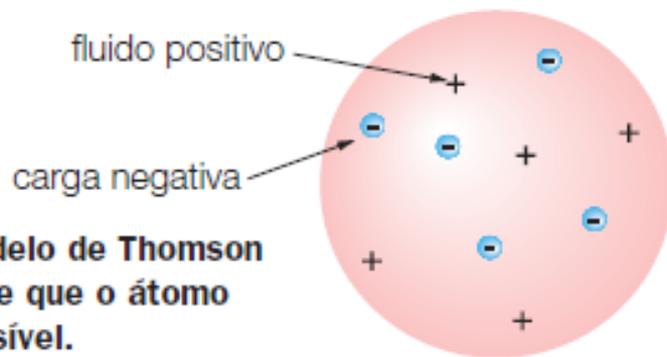
Com base nesse experimento, Thomson concluiu que:

- a) os raios eram partículas (corpúsculos) menores que os átomos;
- b) os raios apresentavam carga elétrica negativa. Essas partículas foram denominadas elétrons (e).

O tubo da tela de televisão é uma versão complexa de um tubo de raios catódicos. Embora a televisão já fosse, em 1927, uma realidade em laboratório, somente em 1947 receptores de TV foram produzidos em escala industrial para uso doméstico.



O modelo de Thomson admite que o átomo é divisível.



Thomson propôs então um novo modelo, denominado **pudim de passas**:

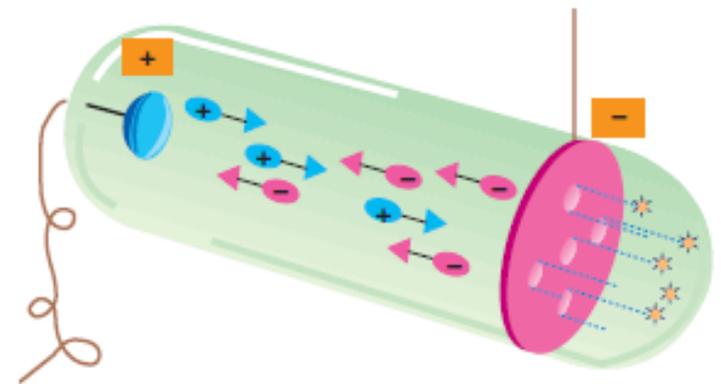
“O átomo é maciço e constituído por um fluido com carga elétrica positiva, no qual estão dispersos os elétrons”.

Como um todo, o átomo seria eletricamente neutro.

## O próton (p)

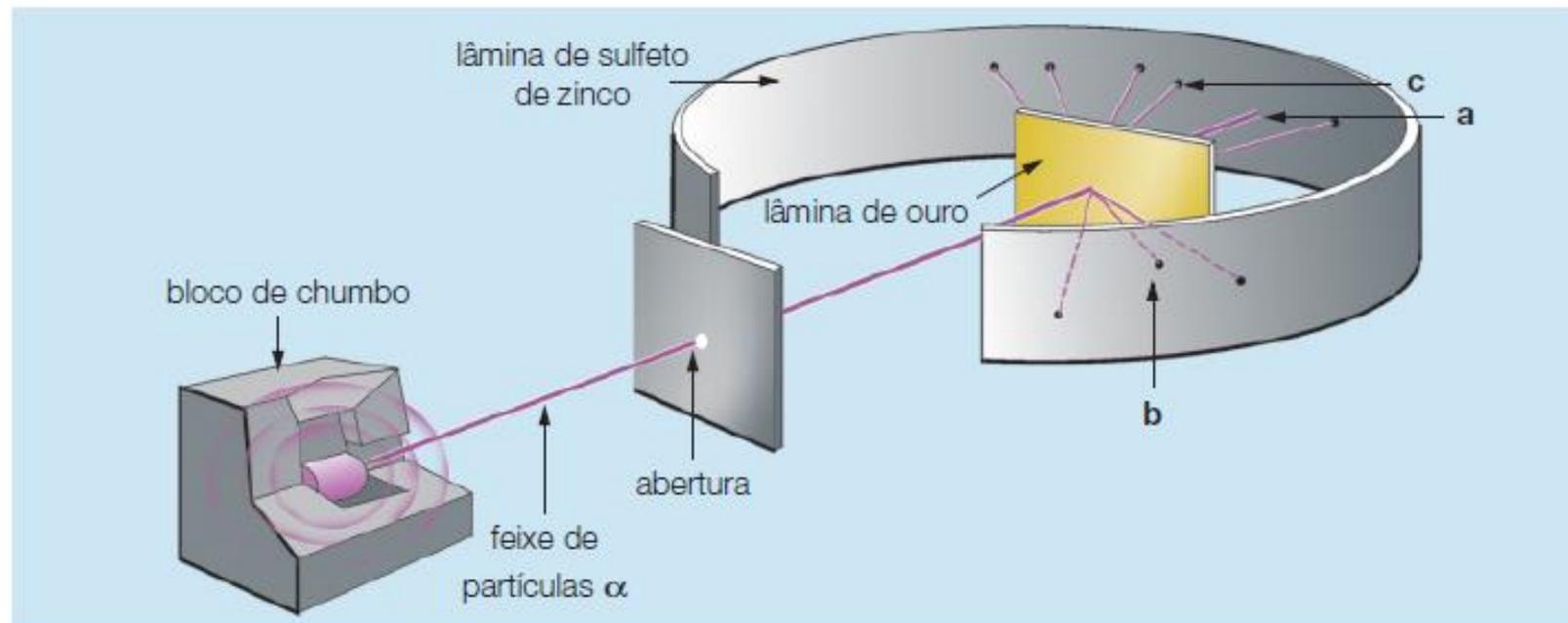
Em 1886, o físico alemão Eugen Goldstein, usando uma aparelhagem semelhante à de Thomson, observou o aparecimento de um feixe luminoso no sentido oposto ao dos elétrons. Concluiu que os componentes desse feixe deveriam apresentar carga elétrica positiva.

Posteriormente, em 1904, Ernest Rutherford, ao realizar o mesmo experimento com o gás hidrogênio, detectou a presença de partículas com carga elétrica positiva ainda menores, as quais ele denominou **prótons** (p). A massa de um próton é aproximadamente 1 836 vezes maior que a de um elétron.



## A experiência de Rutherford

Para verificar se os átomos eram maciços, Rutherford bombardeou uma finíssima lâmina de ouro (de aproximadamente 0,0001 cm) com pequenas partículas de carga elétrica positiva, denominadas partículas alfa ( $\alpha$ ), emitidas por um material radioativo.



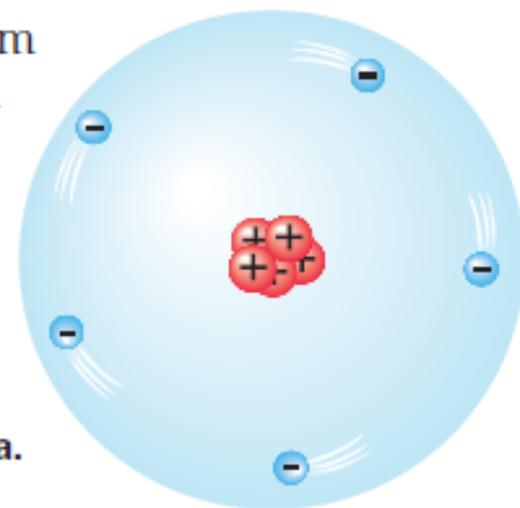
As observações feitas durante o experimento levaram Rutherford a tirar uma série de conclusões:

Observação	Conclusão
a) A maior parte das partículas $\alpha$ atravessava a lâmina sem sofrer desvios.	A maior parte do átomo deve ser vazio. Nesse espaço (eletrosfera) devem estar localizados os elétrons.
b) Poucas partículas $\alpha$ (1 em 20 000) não atravessavam a lâmina e voltavam.	Deve existir no átomo uma pequena região onde está concentrada sua massa (o núcleo).
c) Algumas partículas $\alpha$ sofriam desvios de trajetória ao atravessar a lâmina.	O núcleo do átomo deve ser positivo, o que provoca uma repulsão nas partículas $\alpha$ (positivas).

A comparação do número de partículas  $\alpha$  que atravessavam a lâmina com o número de partículas  $\alpha$  que voltavam levou Rutherford a concluir que o raio do átomo é 10 mil vezes maior que o raio do núcleo.

A partir dessas conclusões, Rutherford propôs um novo modelo atômico, semelhante ao sistema solar.

**A ilustração mostra um átomo contendo 5 prótons no núcleo e 5 elétrons na eletrosfera.**

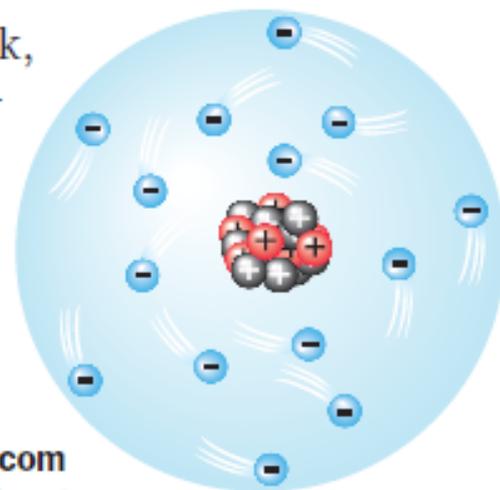


## O nêutron (n)

Essas partículas foram descobertas em 1932 por Chadwick, durante experiências com material radioativo. Ele as denominou **nêutrons**.

Os nêutrons estão localizados no núcleo e apresentam massa muito próxima à dos prótons, mas não têm carga elétrica.

O modelo atômico mais utilizado até hoje é o de Rutherford, com a inclusão dos nêutrons no núcleo.



**Núcleo formado por prótons e nêutrons com elétrons girando na eletrosfera.**

	<b>Partícula</b>	<b>Massa relativa (u)</b>	<b>Carga relativa (uce)</b>
Núcleo	Nêutrons	1	0
	Prótons	1	+1
Eletrosfera	Elétrons	$\frac{1}{1836} \cong 0$	-1

# PRINCIPAIS CARACTERÍSTICAS DO ÁTOMO

## NÚMERO ATÔMICO (Z)

Em 1913, ao realizar experiências de bombardeamento de vários elementos químicos com raios X, Moseley percebeu que o comportamento de cada elemento químico estava relacionado com a quantidade de cargas positivas existentes no seu núcleo.

Assim, a carga do núcleo, ou seu número de prótons, é a grandeza que caracteriza cada elemento, sendo este número denominado **número atômico**.

**Número atômico (Z):** o número que indica a quantidade de prótons existentes no núcleo de um átomo.

$$Z = n^{\circ} \text{ de prótons}$$

Como os átomos são sistemas eletricamente neutros, o **número de prótons é igual** ao de **elétrons**.

Vejamos alguns exemplos:

cloro (Cl)  $Z = 17$   $\longrightarrow$  prótons = 17, elétrons = 17.

sódio (Na)  $Z = 11$   $\longrightarrow$  prótons = 11, elétrons = 11.

# NÚMERO DE MASSA (A)

**Número de massa (A):** a soma do número de prótons (p) com o número de nêutrons (n) presentes no núcleo de um átomo.

$$A = p + n$$

Como tanto o número de prótons (p) quanto o de nêutrons (n) são inteiros, o número de massa (A) sempre será um número inteiro.

O número de massa é, na verdade, o que determina a massa de um átomo, pois os elétrons são partículas com massa desprezível, não tendo influência significativa na massa dos átomos.

Vejamos alguns exemplos:

$$\text{Ca} \begin{cases} Z = 20 \Rightarrow p = 20 \\ A = 40 \end{cases} \quad \begin{matrix} A = p + n \\ 40 = 20 + n \end{matrix} \quad n = 20$$

$$\text{Cl} \begin{cases} Z = 17 \Rightarrow p = 17 \\ A = 35 \end{cases} \quad \begin{matrix} A = p + n \\ 35 = 17 + n \end{matrix} \quad n = 18$$

# ELEMENTO QUÍMICO

**Elemento químico:** é o conjunto formado por átomos de mesmo número atômico ( $Z$ ).

Atualmente, conhecemos um total de 115 elementos químicos, entre naturais e artificiais, com números atômicos variando de 1 a 118.

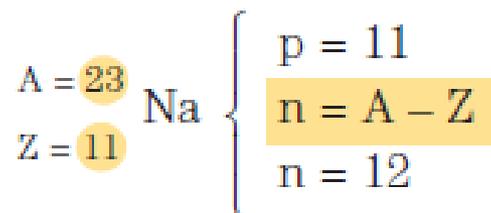
A cada **elemento químico** corresponde um **número atômico ( $Z$ )** que o identifica.

De acordo com a IUPAC (sigla em inglês da União Internacional de Química Pura e Aplicada), ao representar um elemento químico, devem-se indicar, junto ao seu símbolo, seu número atômico e seu número de massa.

Uma forma esquemática dessa representação é a seguinte:



Vejam os exemplos:



5. Indique o número de prótons, nêutrons e elétrons presentes em cada átomo dos seguintes elementos:



# ÍONS

Os átomos apresentam a capacidade de ganhar ou perder elétrons, formando novos sistemas, eletricamente carregados, denominados **íons**.



**Íon:** a espécie química que apresenta o número de prótons diferente do número de elétrons.

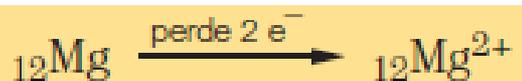
Os átomos, ao ganharem ou perderem elétrons, originam dois tipos de íons:

- íons positivos = **cátions**;
- íons negativos = **ânions**.

## Íons positivos ou cátions

Os cátions formam-se quando um átomo perde um ou mais elétrons, resultando num sistema eletricamente positivo, em que o número de prótons é maior que o número de elétrons.

Aplicando essa definição ao átomo de magnésio (Mg), que apresenta  $Z = 12$ , temos:



$$\begin{aligned} p = 12 &\Rightarrow 12 \text{ cargas positivas} = +12 \\ e = 12 &\Rightarrow 12 \text{ cargas negativas} = -12 \\ \hline \text{carga elétrica total} &= 0 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} p = 12 &\Rightarrow 12 \text{ cargas positivas} = +12 \\ e = 10 &\Rightarrow 10 \text{ cargas negativas} = -10 \\ \hline \text{carga elétrica total} &= +2 \end{aligned}$$

A espécie química  $\text{Mg}^{2+}$  é denominada **cátion bivalente** ou **íon bivalente positivo**.

## Íons negativos ou ânions

Os ânions formam-se quando um átomo ganha ou recebe um ou mais elétrons, resultando num sistema eletricamente negativo, em que o número de prótons é menor que o número de elétrons.

Aplicando essa definição ao átomo de flúor (F), que apresenta  $Z = 9$ , temos:



$$p = 9 \Rightarrow 9 \text{ cargas positivas} = +9$$

$$e = 9 \Rightarrow 9 \text{ cargas negativas} = -9$$

$$\underline{\text{carga elétrica total} = 0}$$

$$p = 9 \Rightarrow 9 \text{ cargas positivas} = +9$$

$$e = 10 \Rightarrow 10 \text{ cargas negativas} = -10$$

$$\underline{\text{carga elétrica total} = -1}$$

A espécie química  $\text{F}^-$  é denominada **ânion monovalente** ou **íon monovalente negativo**.

# SEMELHANÇAS ATÔMICAS

## Isótopos

**Isótopos:** são átomos que apresentam o mesmo número atômico (**Z**), por pertencerem ao mesmo elemento químico, mas diferentes números de massa (**A**).

A maioria dos elementos químicos é constituída por uma mistura de isótopos, os quais podem ser encontrados, na natureza, em proporção praticamente constante.

Veja, a seguir, os isótopos naturais de alguns elementos químicos e as proporções nas quais eles são encontrados:

Elementos	Carbono			Oxigênio			Potássio		
Representação	${}^{12}_{6}\text{C}$	${}^{13}_{6}\text{C}$	${}^{14}_{6}\text{C}^*$	${}^{16}_{8}\text{O}$	${}^{17}_{8}\text{O}$	${}^{18}_{8}\text{O}$	${}^{39}_{19}\text{K}$	${}^{40}_{19}\text{K}^*$	${}^{41}_{19}\text{K}$
Abundância (%)	98,89	1,11	traços**	99,7	0,04	0,2	93,30	0,01	6,70

\* Isótopos radioativos.

\*\* Traços = quantidade muito pequena.

## Isóbaros

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

Exemplos:

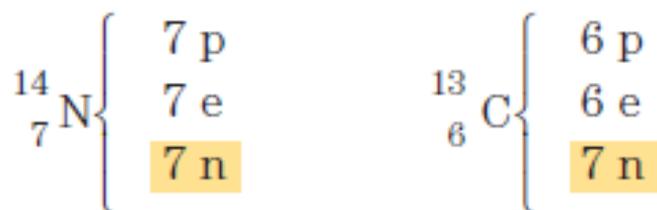


Os isóbaros pertencem, portanto, a elementos químicos diferentes.

## Isótonos

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

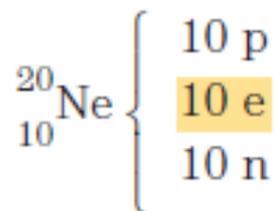
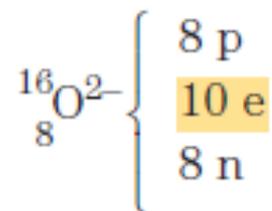
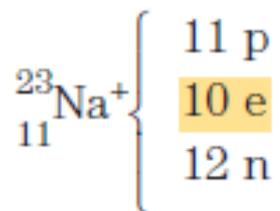
Exemplos:



## Isoeletrônicos

**Isoeletrônicos:** átomos e íons que apresentam a mesma quantidade de elétrons.

Exemplos:



9. Os átomos **M** e **N** são isóbaros e apresentam as seguintes características:

$${}_{10+x}^{5x}\text{M} \quad {}_{11+x}^{4x+8}\text{N}$$

Determine os números atômicos e os números de massa de **M** e **N**.

## 2

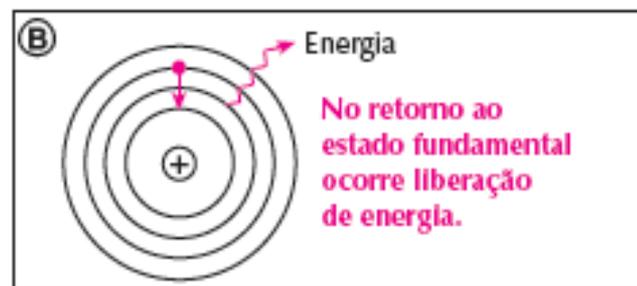
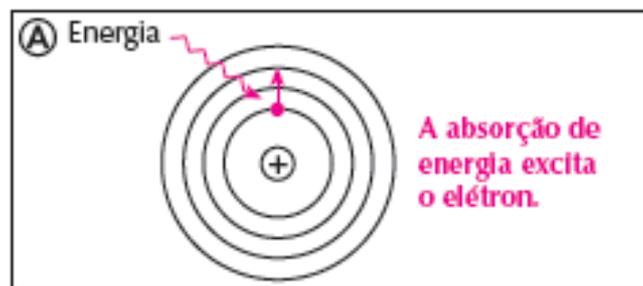
# Modelo atômico de Bohr

O modelo de Rutherford, proposto em 1911, apesar de esclarecer satisfatoriamente os resultados da experiência sobre a dispersão de partículas alfa, possuía algumas deficiências, como, por exemplo, não explicar os espectros atômicos. Em 1913, Niels Bohr propôs um outro modelo, mais completo, que era suficiente para explicar o espectro de linhas.

Em seu modelo, Bohr incluiu uma série de postulados (postulado é uma afirmação aceita como verdadeira, sem demonstração):

- Os elétrons, nos átomos, movimentam-se ao redor do núcleo em trajetórias circulares, chamadas de camadas ou níveis. (A camada, ou nível, mais próxima do núcleo é designada pela letra K, a segunda pela letra L, a terceira pela letra M, e assim sucessivamente.)
- Cada um desses níveis tem um valor determinado de energia.
- Não é permitido a um elétron permanecer entre dois desses níveis.

- Um elétron pode passar de um nível para outro de maior energia, desde que **absorva energia** externa (ultravioleta, luz visível etc.). Quando isso acontece, dizemos que o elétron foi excitado e que ocorreu uma **transição eletrônica** (veja a ilustração esquemática **(A)**).
- O retorno do elétron ao nível inicial é acompanhado pela **liberação de energia** na forma de ondas eletromagnéticas (veja a ilustração **(B)**), por exemplo, como luz visível ou ultravioleta.



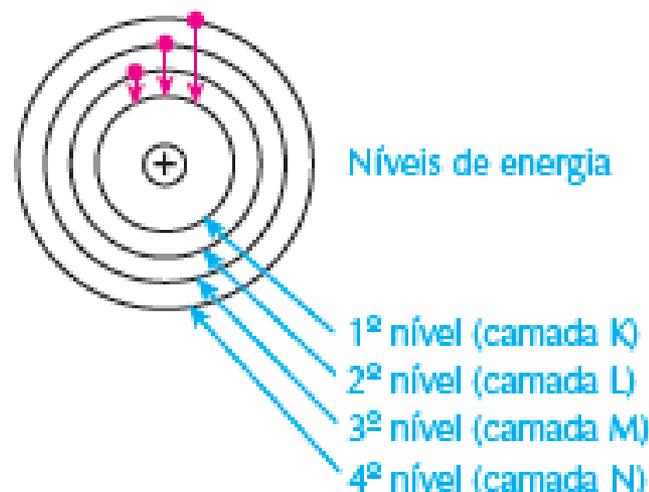
ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

A situação em que os elétrons de um átomo estão com a menor energia possível é chamada estado fundamental desse átomo.

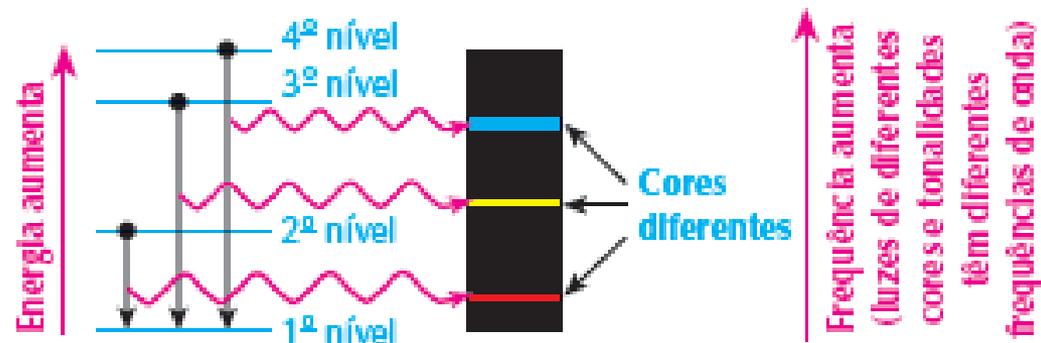
Utilizando o modelo de Bohr podem-se explicar os espectros atômicos. Primeiramente os elétrons são excitados na lâmpada de gás e, em seguida, ao retornarem aos níveis de menor energia, liberam energia na forma de luz. Como a cor da luz emitida depende da diferença de energia entre os níveis envolvidos na transição (veja a ilustração ©) e como essa diferença varia de elemento para elemento, a luz apresentará cor característica para cada elemento químico. O modelo atômico de Rutherford, modificado por Bohr, é também conhecido como modelo de Rutherford-Bohr.

©

Retorno do elétron excitado



Representação dos níveis de energia e das transições eletrônicas



Representação de espectro de linhas  
(cada linha corresponde a uma transição)

## 3 Algumas aplicações do modelo de Bohr

### 3.1 Interpretação da cor no teste da chama

teste da chama

Ele teve importância histórica como um dos testes empregados na detecção de certos elementos em amostras de minerais. Segundo o modelo de Bohr, quando átomos são submetidos a uma chama, o calor excita os elétrons, isto é, faz com que passem para níveis de maior energia. Ao voltarem aos níveis iniciais, liberam energia na forma de luz, cuja cor é característica dos átomos de cada elemento.



Teste da chama com sódio. ...



... potássio. ...



... estrôncio e ...



... bário.

TABELA 1 Cores emitidas pelos átomos de alguns elementos no teste da chama

Elemento	Cor
Sódio	Laranja
Potássio	Violeta
Cálcio	Vermelho-tijolo
Estrôncio	Vermelho-carmim
Bário	Verde
Cobre	Azul-esverdeada

### 3.3 Luminosos e lâmpadas

Os luminosos de neônio e as lâmpadas de vapor de sódio ou mercúrio são dispositivos baseados no tubo de raios catódicos. Neles, há uma substância no estado gasoso (gás neônio, vapor de sódio e vapor de mercúrio, respectivamente), cujos elétrons são excitados por ação da corrente elétrica. Quando esses elétrons retornam a níveis de menor energia, há a emissão de luz.

LESTER LEFKOWITZ/CORBIS/LATIN STOCK



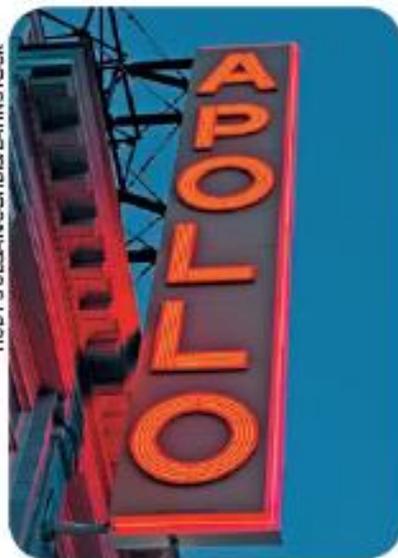
▲ A cor dos fogos de artifício pode ser explicada utilizando o modelo atômico de Bohr.

MAURICIO SIMIONIETTI/PULSAR IMAGENS



▲ Nas lâmpadas de vapor de sódio, como as que aparecem nesses postes, a luz emitida é laranja: a mesma cor do sódio no teste da chama. Viaduto do Chá, SP, 2006.

RUDY S ULGAINC/CORBIS/LATIN STOCK



▲ Luminoso de neônio do Teatro Apollo, Nova York, EUA.

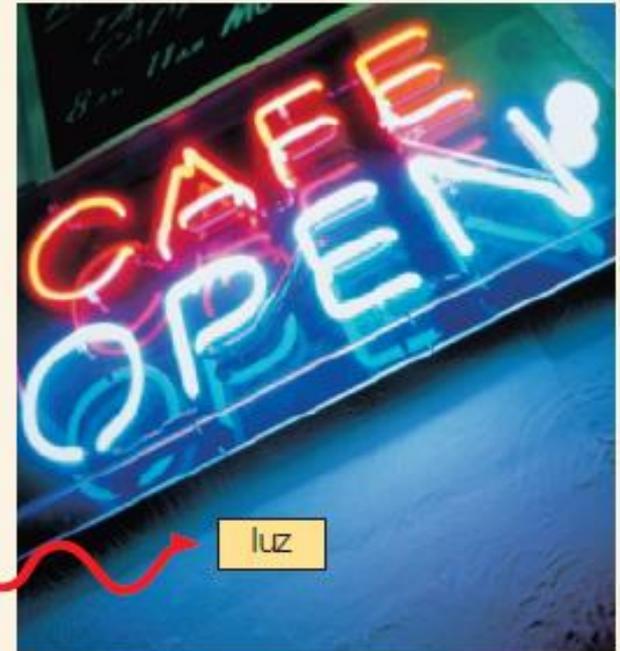
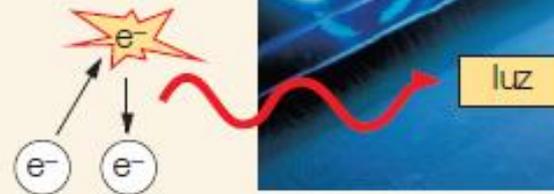
## Luminosos

Os letreiros luminosos, muito usados em publicidade, utilizam principalmente gás neônio (Ne) e, por isso, são conhecidos por **luminosos de neon**.

O funcionamento desses luminosos é semelhante ao de uma lâmpada fluorescente, ou seja, os elétrons são excitados e, na sua volta à órbita original, emitem luz.

As diferentes cores e tonalidades que podem ser obtidas dependem da diferença de potencial, da pressão do gás e de sua composição.

Ne puro	→	luz vermelha
Ne + mercúrio (Hg)	→	luz azul
Ne + gás carbônico (CO <sub>2</sub> )	→	luz violeta



VÍDEO

## 4 Modelo de subníveis de energia

### 4.1 Subníveis de energia

Uma vez que, nas décadas de 1920 e 1930, a análise de espectros se mostrava uma das melhores maneiras de investigar a eletrosfera, muitos cientistas centraram seus esforços nesse campo. Com a construção de aparelhos mais avançados para obter os espectros, foi possível perceber que eles apresentam uma **estrutura fina**, ou seja, algumas das linhas são compostas por duas ou mais linhas muito próximas.

A estrutura fina dos espectros foi explicada quando os cientistas propuseram que os níveis de energia são formados por subdivisões, chamadas de **subníveis**. Estes são designados pelas letras minúsculas **s, p, d, f, g, h** etc.

A camada K é formada pelo subnível s. A camada L é formada pelos subníveis s e p. A camada M é formada pelos subníveis s, p e d. A camada N é formada pelos subníveis s, p, d e f. E assim por diante...



▲ Estrutura fina de um espectro atômico. (Esquema fora de proporção, em cores fantasiosas.)

# ELETROSFERA DO ÁTOMO

Em torno do núcleo do átomo temos uma região denominada de **eletrosfera que é dividida em 7 partes chamada camadas eletrônicas ou níveis de energia.**

Do núcleo para fora estas camadas são representadas pelas letras **K, L, M, N, O, P e Q.**

Em cada camada poderemos encontrar um número máximo de elétrons, que são:

<b>K</b>	<b>L</b>	<b>M</b>	<b>N</b>	<b>O</b>	<b>P</b>	<b>Q</b>
<b>2</b>	<b>8</b>	<b>18</b>	<b>32</b>	<b>32</b>	<b>18</b>	<b>8</b>

Os elétrons de um átomo são colocados, inicialmente, nas camadas mais próximas do núcleo.

Exemplos:

O átomo de sódio possui 11 elétrons, assim distribuídos:

$$K = 2; L = 8; M = 1.$$

O átomo de bromo possui 35 elétrons, assim distribuídos:

$$K = 2; L = 8; M = 18; N = 7$$

Verifica-se que a **última camada de um átomo não pode ter mais de 8 elétrons**. Quando isto ocorrer, devemos colocar na mesma camada, **8 ou 18 elétrons** (aquele que **for imediatamente inferior ao valor cancelado**) e, o restante na camada seguinte.

Exemplos:

O átomo de cálcio tem 20 elétrons, inicialmente, assim distribuídos:

$$K = 2; L = 8; M = 10$$

Como na última camada temos 10 elétrons, devemos colocar 8 elétrons e 2 elétrons irão para a camada N.

$$K = 2 ; L = 8 ; M = 8 ; N = 2$$

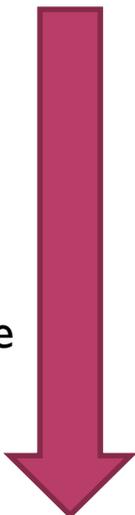
Pesquisando o átomo, Sommerfeld chegou à conclusão que os elétrons de um mesmo nível não estão igualmente distanciados do núcleo porque as trajetórias, além de circulares, como propunha Bohr, também podem ser elípticas.

Esses subgrupos de elétrons estão em regiões chamadas de **subníveis** e podem ser de até 4 tipos:

Subnível	s	p	d	f
Nº máximo de e <sup>-</sup>	2	6	10	14

Os subníveis em cada nível são:

E crescente



K	1s
L	2s 2p
M	3s 3p 3d
N	4s 4p 4d 4f
O	5s 5p 5d 5f
P	6s 6p 6d
Q	7s 7p

A criação de uma representação gráfica para os subníveis facilitou a visualização da sua ordem crescente de energia. Essa representação é conhecida como diagrama de **Linus Pauling**.

**K**  $n = 1$

**L**  $n = 2$

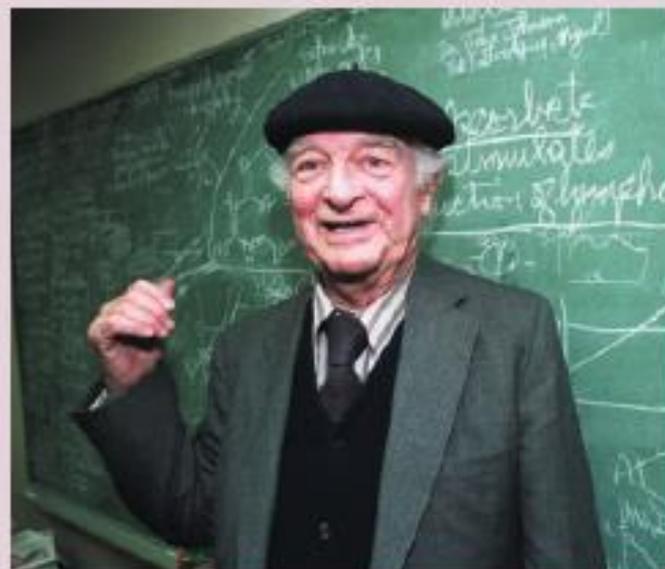
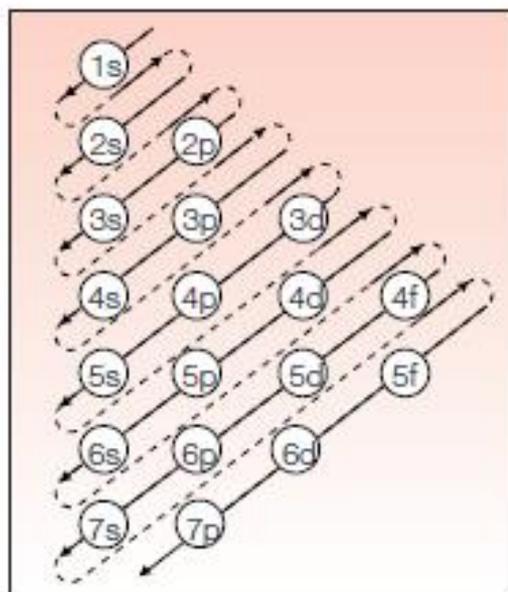
**M**  $n = 3$

**N**  $n = 4$

**O**  $n = 5$

**P**  $n = 6$

**Q**  $n = 7$



Corbis

Linus Pauling (1901-1994) recebeu dois prêmios Nobel: de Química, em 1954, e da Paz, em 1962.

## DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA

O átomo de cálcio possui número atômico 20, sua distribuição eletrônica, nos subníveis será:



O átomo de cobalto tem número atômico 27, sua distribuição eletrônica, nos subníveis será:



# DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA DE ÍONS

Para os cátions devemos distribuir os elétrons como se eles fossem neutros e, em seguida, da última camada retirar os elétrons perdidos.



Configuração normal:

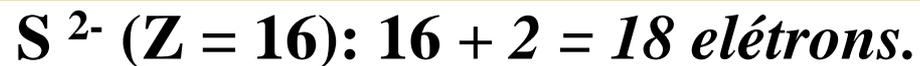


Retirando 2 elétrons do último nível (nível 4)

Configuração do cátion:



Para os ânions devemos adicionar os elétrons ganhos aos já existentes no átomo e, em seguida distribuir o total.



Configuração do íon:



**3.** Faça a distribuição eletrônica em subníveis de energia:

$_{8}O$

$_{18}Ar$

$_{35}Br$

6. (Unifor-CE) O titânio é metal utilizado na fabricação de motores de avião e de pinos para próteses. Quantos elétrons há no último nível da configuração eletrônica desse metal? **(Dado: Ti  $Z = 22$ )**

a) 6.

d) 3.

b) 5.

e) 2.

c) 4.

9. (Cesgranrio-RJ) A configuração eletrônica do íon  $\text{Ca}^{2+}$  ( $Z = 20$ ) é:



# MODELO QUÂNTICO

## O PRINCÍPIO DA INCERTEZA: HEISENBERG

Em 1926, Werner Heisenberg (1901-1976) demonstrou, usando os conceitos quânticos (mecânica quântica), que é impossível determinar, simultaneamente, com absoluta precisão, a velocidade e a posição de um elétron em um átomo. Este princípio, conhecido por **Princípio da Incerteza**, estabelece que não se pode afirmar que exista uma órbita definida para o elétron. O mais adequado é considerar que existam regiões, denominadas **orbitais**, em torno do núcleo nas quais é máxima a probabilidade de se encontrar o elétron.



**Orbital:** a região de máxima probabilidade de se encontrar o elétron no átomo.

# Caracterização do elétron: Números quânticos

## 1) Principal ( $n$ )

Indica o nível de energia do elétron.

$$n = 1, 2, 3, \dots 7$$

## 2) Secundário ( $\ell$ )

Está associado ao subnível de energia do elétron.

subnível	s	p	d	f
valores de $\ell$	0	1	2	3

### 3) Magnético (m)

Está associado à região de máxima probabilidade de se encontrar o elétron, denominada **orbital**.

**Cada orbital** comporta no máximo **2 elétrons** e é representado graficamente por  $\square$  ou  $\circ$ . Os orbitais estão relacionados com os subníveis; por esse motivo, os valores de **m** variam de  $-\ell$  a  $+\ell$ .

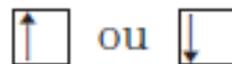
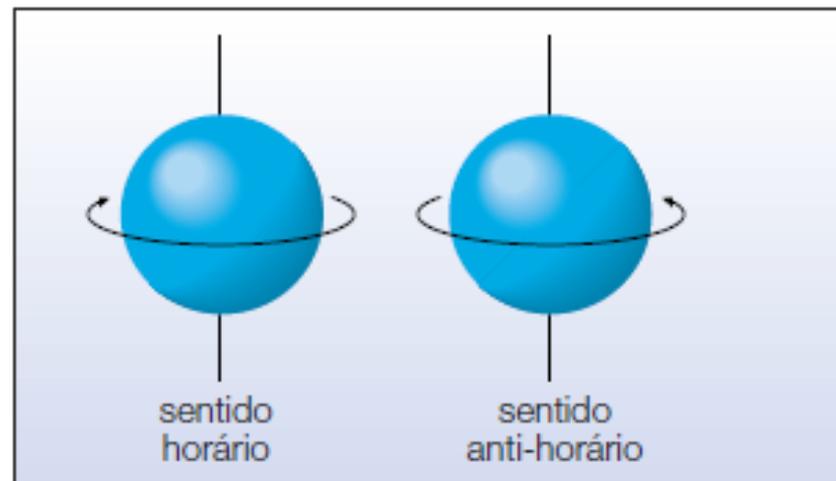
Tipo de subnível	Valores de $\ell$	Valores de m ou $m_\ell$	Quantidade de orbitais	Representação gráfica dos orbitais
s	0	0	1	$\square$
p	1	-1, 0, +1	3	$\square \square \square$
d	2	-2, -1, 0, +1, +2	5	$\square \square \square \square \square$
f	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7	$\square \square \square \square \square \square \square$

#### 4) Spin (s ou $m_s$ )

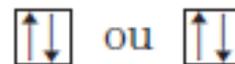
Está relacionado à rotação do elétron.

Esse número quântico é utilizado para distinguir os elétrons de um mesmo orbital. A um deles atribui-se arbitrariamente o valor  $+1/2$  e ao outro, o valor  $-1/2$ .

A representação gráfica dos elétrons num mesmo orbital pode ser feita de duas maneiras:

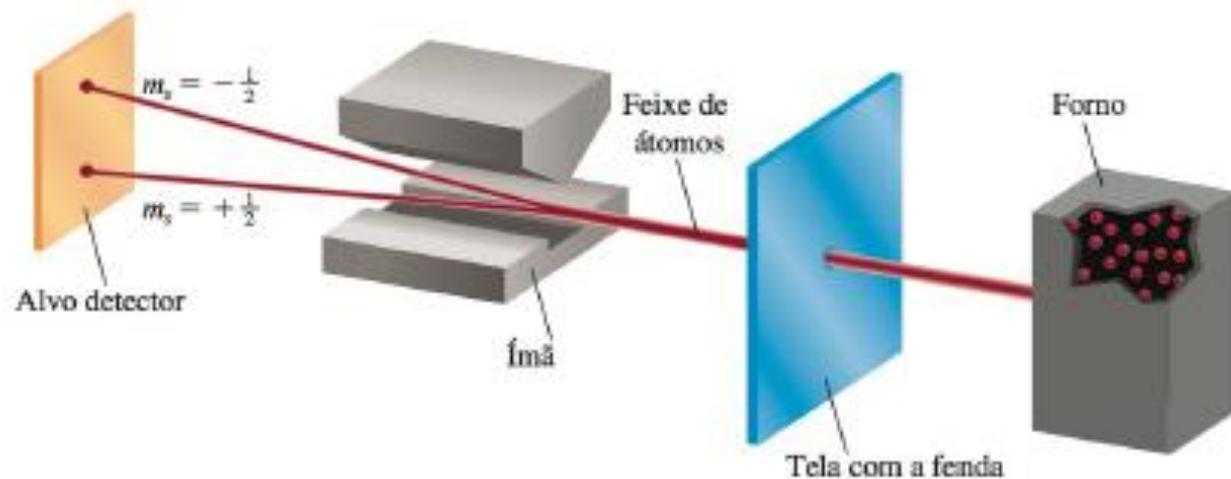


1 elétron no orbital



2 elétrons no orbital

Nesta unidade, adotamos como **convenção particular** que o primeiro elétron de um orbital será representado por uma seta para cima ( $\uparrow$ ), e o valor de seu spin será  $-1/2$ .



Uma demonstração conclusiva da existência do spin eletrônico foi realizada por Otto Stern<sup>11</sup> e Walther Gerlach<sup>12</sup> em 1924. A Figura 7.17 mostra o arranjo experimental básico. Um feixe de átomos gasosos gerados por um forno quente passa através de um campo magnético não homogêneo. A interação entre um elétron e o campo magnético provoca um desvio do trajeto linear do átomo. Como os movimentos de spin são completamente aleatórios, os elétrons de metade dos átomos giram em uma direção e serão desviados para um lado; os elétrons da outra metade dos átomos girarão na direção oposta e esses átomos serão desviados para o outro lado. Assim, duas regiões de igual intensidade serão observadas no alvo detector.

# DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA EM ORBITAIS

Essa distribuição deve ser feita de acordo com dois conceitos:

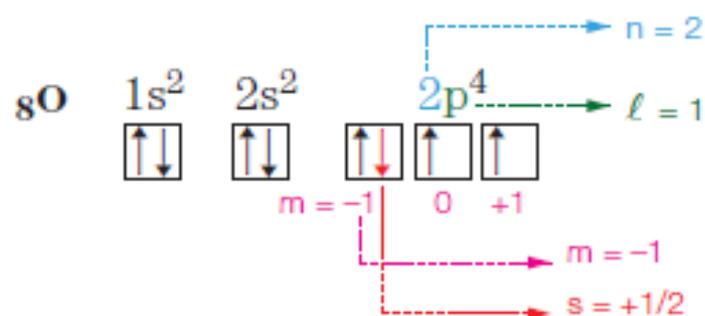
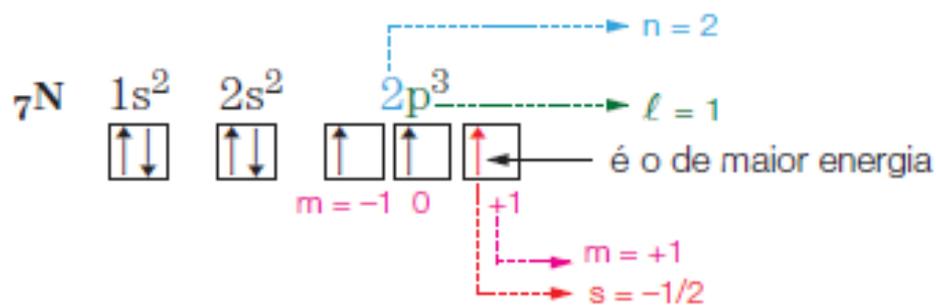
## Princípio da exclusão de Pauli

Num orbital existem no máximo 2 elétrons com **spins** opostos.

## Regra de Hund

Os orbitais de um mesmo subnível são preenchidos de modo que se obtenha o maior número possível de elétrons isolados (desemparelhados).

Vejam alguns exemplos de distribuição com a atribuição dos quatro números quânticos ao elétron de maior energia.



## **Subnível mais energético: Números quânticos principal e azimutal.**

**A energia potencial** está relacionada ao número quântico principal, que fornece a distância do elétron ao núcleo.

**A energia cinética** está relacionada ao número quântico secundário (azimutal), que fornece a forma do orbital, o que caracteriza o movimento do elétron.

**Então, teremos a relação:**

- 1 - Quanto maior a soma  $(n + l)$ , mais energético é o conjunto.
- 2 - Quando a soma  $(n + l)$  é igual para conjuntos de subníveis e níveis diferentes, terá maior energia o conjunto que apresentar maior valor de  $n$ .

Os subníveis são preenchidos em ordem crescente de energia (ordem energética).

**Linus Pauling** descobriu que a energia dos subníveis cresce na ordem: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d...

1	1s <sup>2</sup>				2
2	2s <sup>2</sup>	2p <sup>6</sup>			8
3	3s <sup>2</sup>	3p <sup>6</sup>	3d <sup>10</sup>		18
4	4s <sup>2</sup>	4p <sup>6</sup>	4d <sup>10</sup>	4f <sup>14</sup>	32
5	5s <sup>2</sup>	5p <sup>6</sup>	5d <sup>10</sup>	5f <sup>14</sup>	32
6	6s <sup>2</sup>	6p <sup>6</sup>	6d <sup>10</sup>	6f <sup>14</sup>	32
7	7s <sup>2</sup>	7p <sup>6</sup>	7d <sup>10</sup>	7f <sup>14</sup>	32

Teremos então:

3d terá:  $n = 3$  e  $l = 2$  (sendo:  $s = 0$ ;  $p = 1$  e  $d = 2$ )

4s terá:  $n = 4$  e  $l = 0$

Para o 3d:  $n + l = 3 + 2 = 5$

Para o 4s:  $n + l = 4 + 0 = 4$

Como o 3d apresenta maior valor para a soma ( $n + l$ ), então este é o mais energético.

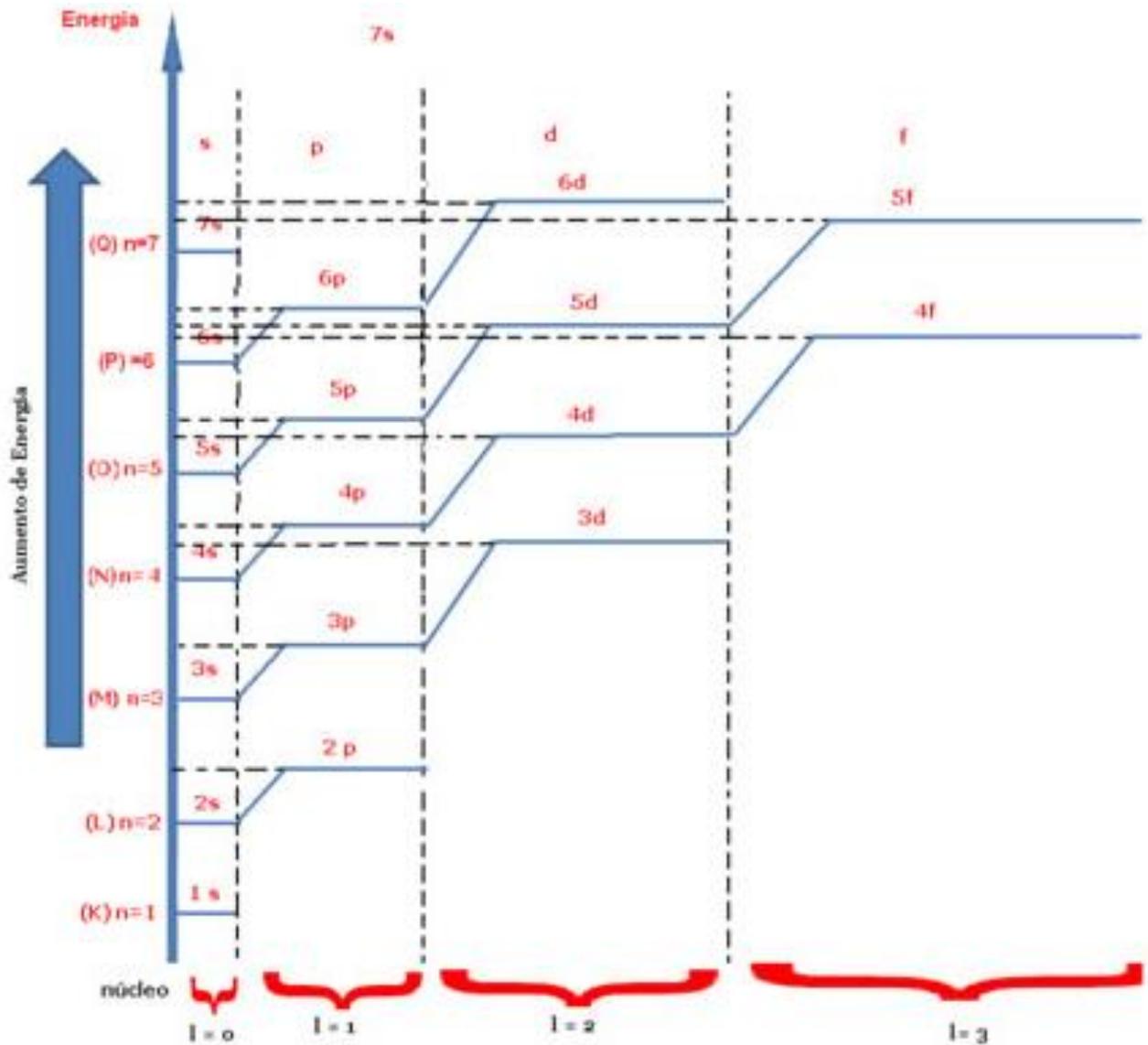


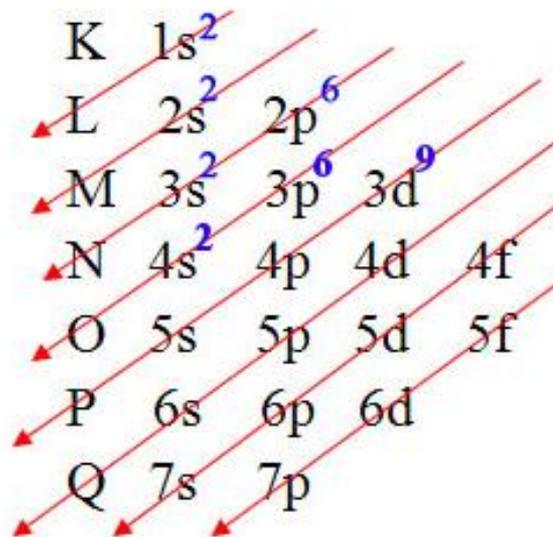
Diagrama energético indicando o número quântico magnético

## EXEMPLO:

Indique os quatro números quânticos para o elétron mais energético do Cobre ( $Z = 29$ ):

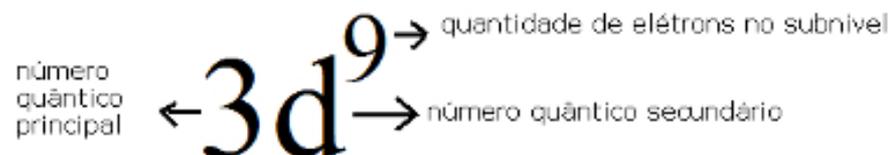
### Resolução:

Primeiro realizamos a distribuição eletrônica no Diagrama de Pauling dos 29 elétrons do cobre:



Distribuição eletrônica do cobre no diagrama de Pauling

Veja que o subnível mais energético é o último a ser preenchido, ou seja, o  $3d^9$ .

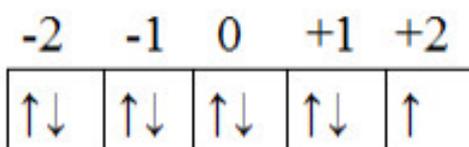


Subnível mais energético do cobre e sua relação com os números quânticos

\*O nível é o M, ou seja, o número principal é:  **$n = 3$** .

\*O subnível é o d, então, o número quântico secundário é:  **$l = 2$** .

\* Visto que são nove (9) elétrons e queremos saber o do nono elétron, que foi o último a ser preenchido e que é o mais energético, vamos realizar a distribuição deles nos orbitais para descobrir o número quântico magnético e o spin. Lembrando que primeiro vamos preencher com todas as setas para cima e depois preencher com as setas para baixo:



Distribuição eletrônica nos orbitais do subnível mais energético do cobre

A última seta a ser preenchida, que é o elétron mais energético, ficou no +1, então, o valor do número quântico magnético é:  **$m_l = +1$** .

\*Visto que a seta está para baixo, por convenção, adotamos que o número quântico spin é:  **$m_s = +1/2$** .

**Os elementos representativos possuem  
o elétron DIFERENCIAL (mais energético) em um  
subnível “s” ou “p” da última camada**



**Os elementos de transição possuem**

**o elétron DIFERENCIAL (mais energético) em um subnível “ d ” (transição externa) da penúltima camada**

**ou**

**“ f ” (transição interna) da antepenúltima camada**

**<sub>26</sub>Fe**

**$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$**

**<sub>57</sub>La**

**$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^1$**

## Elementos representativos

## Elementos representativos

1 IA												13 IIIA					14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
H	2 IIA	<b>Elementos de transição externa</b>										B	C	N	O	F	Ne				
Li	Be	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIIB	9 VIIIB	10 VIIIB	11 IB	12 IIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar				
Na	Mg	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
K	Ca	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
Rb	Sr		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
Cs	Ba		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn										
Fr	Ra																				

## Elementos de transição interna

Série dos lantanídeos

Série dos actinídeos

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

## Distribuição Eletrônica em Íons

Átomo:  $n^{\circ}$  de prótons =  $n^{\circ}$  de elétrons

Íon:  $n^{\circ}$  de prótons (p)  $\neq$   $n^{\circ}$  de elétrons

Íon positivo (cátion):  $n^{\circ}$  de p  $>$   $n^{\circ}$  de elétrons

Íon negativo (ânion):  $n^{\circ}$  de p  $<$   $n^{\circ}$  de elétrons

### Distribuição Eletrônica em Cátion

Retirar os elétrons mais externos do átomo correspondente. Exemplo:

Ferro (Fe)  $Z = 26 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$   **$4s^2$**   $3d^6$  (estado fundamental = neutro)

$Fe^{2+} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$  (estado iônico)

### Distribuição Eletrônica em Ânion

Colocar os elétrons no subnível incompleto. Exemplo:

Oxigênio (O)  $Z = 8 \rightarrow 1s^2 2s^2$   **$2p^4$**  (estado fundamental = neutro)

$O^{2-} \rightarrow 1s^2 2s^2$   **$2p^6$**

01) Para o elemento ferro ( $Z = 26$ ) a alternativa **verdadeira** que indica o conjunto de números quânticos do último elétron é:

- a) 4, 0, 0 e  $+1/2$ .
- b) 4, 0, 0 e  $-1/2$ .
- c) 3, 2,  $-2$  e  $+1/2$ .
- d) 3, 2,  $-2$  e  $-1/2$ .
- e) 4, 2,  $+2$  e  $+1/2$ .

- 1.** (Fafeod-MG) Quais são os valores dos números quânticos  $n$  e  $\ell$  do elétron de valência do elemento de  $Z = 29$ ?

	a	b	c	d	e
n	3	3	4	4	4
$\ell$	2	0	2	1	0

5. (UFGO) Observe o diagrama a seguir:

<b>K</b>	1s			
<b>L</b>	2s	2p		
<b>M</b>	3s	3p	3d	
<b>N</b>	4s	4p	4d	4f
<b>O</b>	5s	5p	5d	5f
<b>P</b>	6s	6p	6d	
<b>Q</b>	7s			

Sobre este diagrama, é correto afirmar-se que:

- a) as letras **s**, **p**, **d** e **f** representam o número quântico secundário;
- b) o número máximo de orbitais por subnível é igual a dois;
- c) a ordem crescente de energia segue a direção horizontal, da direita para a esquerda;
- d) o elemento de número atômico 28 possui o subnível **3d** completo;
- e) o nível **M** possui, no máximo, nove orbitais.

02) (UNICAP-PE) Esta questão diz respeito à estrutura atômica.

0	0	Um orbital "p" comporta, no máximo, dois elétrons.
1	1	Dois elétrons, em um orbital "p", devem ser representados assim: 
2	2	O átomo de nitrogênio ( $Z = 7$ ) apresenta três elétrons não emparelhados.
3	3	O número de orbitais vazios, no terceiro nível de um átomo que apresenta $Z = 13$ , é 2.
4	4	O elemento que tem configuração eletrônica $1s^2$ apresenta dois elétrons não emparelhados.