

ESTRUTURA
DO
ÁTOMO



PROF. AGAMENON ROBERTO

< >

NÚMERO ATÔMICO (Z)

Os diferentes tipos de átomos (elementos químicos) são identificados pela quantidade de prótons (P) que possui. Esta quantidade de prótons recebe o nome de **número atômico** e é representado pela letra **Z**.

$$Z = P$$

Verifica-se que **em um átomo o n.º de prótons é igual ao n.º de elétrons (E)**, isto faz com que esta partícula seja um sistema eletricamente neutro.

$$P = E$$

NÚMERO DE MASSA (A)

Outra grandeza muito importante nos átomos é o seu **número de massa (A)**, que corresponde **à soma do número de prótons (Z ou P) com o n.º de nêutrons (N)**.

$$A = Z + N$$

Com esta mesma expressão poderemos, também calcular o **n.º atômico** e o **n.º de nêutrons** do átomo.

$$Z = A - N \quad \text{e} \quad N = A - Z$$

ELEMENTO QUÍMICO

É o **conjunto de átomos que possuem o mesmo número atômico**.

Os elementos químicos são **representados por símbolos**, que podem ser **constituído por uma ou duas letras**.

Quando o símbolo do elemento é constituído por **uma única letra, esta deve ser maiúscula**. Se for constituída **por duas letras, a primeira é maiúscula e a segunda minúscula**.

Alguns símbolos são tirados do nome do elemento em latim.

Nome	Símbolo	Nome	Símbolo
Hidrogênio	H	Telúrio	Te
Hélio	He	Polônio	Po
Lítio	Li	Flúor	F
Berílio	Be	Cloro	Cl
Boro	B	Bromo	Br
Índio	In	Germânio	Ge

Nome	Símbolo	Nome	Símbolo
Vanádio	V	Actínio	Ac
Cálcio	Ca	Iodo	I
Bário	Ba	Astato	At
Rádio	Ra	Neônio	Ne
Sódio	Na	Argônio	Ar
Potássio	K	Criptônio	Kr
Césio	Cs	Xenônio	Xe
Magnésio	Mg	Radônio	Rn
Alumínio	Al	Zinco	Zn
Carbono	C	Ouro	Au
Silício	Si	Prata	Ag
Estanho	Sn	Mercúrio	Hg
Chumbo	Pb	Ferro	Fe
Nitrogênio	N	Cobre	Cu
Fósforo	P	Urânio	U
Arsênio	As	Cobalto	Co
Antimônio	Sb	Platina	Pt
Bismuto	Bi	Níquel	Ni
Oxigênio	O	Manganês	Mn
Enxofre	S	Urânio	U
Selênio	Se	Tório	Th

Aplicações:

- 01) (Covest-2003) Isótopos radiativos são usados no diagnóstico e tratamento de inúmeras doenças. Qual é a principal propriedade que caracteriza um elemento químico?
- Número de massa
 - Número de prótons
 - Número de nêutrons
 - Energia de ionização
 - Diferença entre o número de prótons e de nêutrons
- 02) Um átomo que é constituído por 17 prótons, 18 nêutrons e 17 elétrons apresenta, respectivamente, número atômico e número de massa iguais a:
- 17 e 17.
 - 17 e 18.
 - 18 e 17.
 - 17 e 35.
 - 35 e 17.
- 03) Um átomo de certo elemento químico tem número de massa igual a 144 e número atômico 70. Podemos afirmar que o número de nêutrons que encontraremos em seu núcleo é:
- 70.
 - 74.
 - 144.
 - 210.
 - 284.

04) São dados os átomos A, B e C:

- A: número atômico 20 e tem 21 nêutrons.
- B: número de massa 40 e 22 nêutrons.
- C: 20 prótons e 20 nêutrons.

Pertencem ao mesmo elemento químico os átomos:

- A e B.
- A e C.
- B e C.
- A, B e C.
- A, B e C são de elementos diferentes.

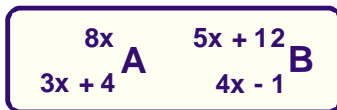
É comum usarmos uma notação geral para representá-lo. Nesta notação encontraremos, além do símbolo, o n.º atômico (Z) e o n.º de massa (A).



O n.º de massa poderá ficar no lado superior esquerdo do símbolo.

Exemplo: ${}_{80}\text{Hg}^{201}$

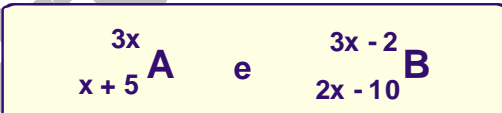
01) Os números atômicos e de massa dos átomos A e B são dados em função de "x".



Sabendo-se que o número de massa de A é igual ao número de massa de B, podemos concluir que:

- A e B pertencem ao mesmo elemento químico.
- B possui 16 nêutrons.
- o número atômico de A é 15.
- o número de nêutrons é igual ao número de prótons para o átomo A.
- o número de massa de B é 33.

02) As espécies químicas



representam átomos com igual número de prótons. O número de nêutrons encontrado em A e B é, respectivamente:

- 25 e 23.
- 25 e 25.
- 5 e 15.
- 15 e 5.
- 23 e 25.

03) As três partículas fundamentais que compõem o átomo são: prótons, nêutrons e elétrons. Considere um átomo de um elemento X que é formado por 18 partículas fundamentais e que neste átomo o número de prótons é igual ao número de nêutrons. A melhor representação para indicar o número atômico e o número de massa para o átomo X é:

- ${}_6\text{X}^{18}$.
- ${}_9\text{X}^{18}$.
- ${}_{12}\text{X}^{24}$.
- ${}_6\text{X}^{12}$.
- ${}_9\text{X}^{24}$.

Um átomo pode **perder ou ganhar elétrons** para se tornar estável (detalhes em ligações químicas), nestes casos, será obtida uma estrutura **com carga elétrica chamada íon**.

Quando o átomo **perde elétrons** o íon terá **carga positiva** e será chamado de **CÁTION** e, quando o átomo **ganha elétrons** o íon terá **carga negativa** e é denominado **ÂNION**.

Assim:

Fe^{3+} é um cátion e o átomo de ferro **perdeu 3 elétrons** para produzi-lo

O^{2-} é um ânion e o átomo de oxigênio **ganhou 2 elétrons** para produzi-lo

Aplicações:

01) Os íons representados a seguir apresentam o mesmo(a):



- massa.
- raio atômico.
- carga nuclear.
- número de elétrons.
- energia de ionização.

02) As afirmações referem-se ao número de partículas constituintes de espécies atômicas:

0	0	Dois átomos neutros com o mesmo número atômico têm o mesmo número de elétrons.
1	1	Um ânion bivalente com 52 elétrons e número de massa 116 tem 64 nêutrons.
2	2	Um átomo neutro com 31 elétrons tem número atômico igual a 31.
3	3	Um átomo, neutro, ao perder três elétrons, mantém inalterado seu número atômico.
4	4	Um cátion trivalente com 47 elétrons e 62 nêutrons tem número de massa igual a 112.

03) (Covest-2002) Isótopos radiativos de iodo são utilizados no diagnóstico e tratamento de problemas da tireóide, e são, em geral, ministrados na forma de sais de iodeto. O número de prótons, nêutrons e elétrons no isótopo 131 do iodeto ${}_{53}^{131}\text{I}^-$ são, respectivamente:

- 53, 78 e 52.
- 53, 78 e 54.
- 53, 131 e 53.
- 131, 53 e 131.
- 52, 78 e 53.

04) Se o número total de elétrons no íon $[\text{M}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ é igual a 50, então o número atômico de **M** é:

- 10.
- 40.
- 8.
- 42.
- 12.

COMPARANDO ÁTOMOS

Comparando-se dois ou mais átomos, podemos observar algumas semelhanças entre eles. A depender da semelhança, teremos para esta relação uma denominação especial.



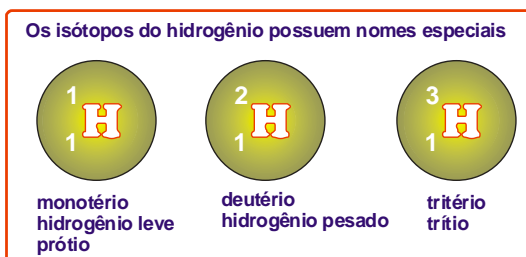
ISÓTOPOS

É quando os átomos comparados possuem **mesmo nº atômico** e **diferente número de massa**. Neste caso, os átomos são de mesmo elemento químico e apresentam também números de nêutrons diferentes.

Exemplos:

${}^1_1\text{H}^1$, ${}^1_1\text{H}^2$, ${}^1_1\text{H}^3$ (isótopos do hidrogênio).

${}^6_6\text{C}^{12}$, ${}^6_6\text{C}^{13}$, ${}^6_6\text{C}^{14}$ (isótopos do carbono).



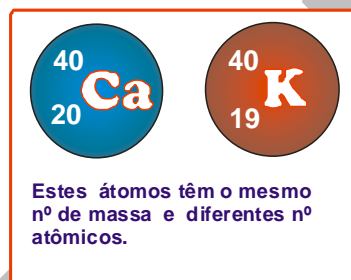
Os demais isótopos são identificados pelo **nome do elemento químico seguido do seu respectivo nº de massa**, inclusive os isótopos do hidrogênio.

${}^6_6\text{C}^{12}$ é o carbono 12

${}^6_6\text{C}^{13}$ é o carbono 13

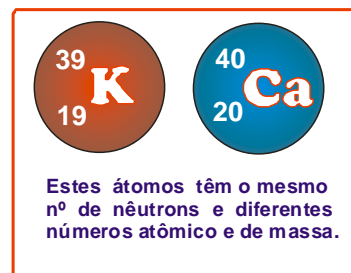
${}^6_6\text{C}^{14}$ é o carbono 14

Átomos **isótopos pertencem ao mesmo elemento químico**.



ISÓBAROS

São átomos que possuem **mesmo nº de massa** e **diferentes números atômicos**. Neste caso, os átomos **são de elementos químicos diferentes**.



ISÓTONOS

São átomos que possuem **mesmo nº de nêutrons** e **diferentes números atômicos e de massa**, sendo então, átomos de **elementos químicos diferentes**.

Exemplo:

${}_{19}^{39}\text{K}$ e ${}_{20}^{40}\text{Ca}$, ambos possuem 20 nêutrons.

Átomos isótonos são de **elementos químicos diferentes**.

ESPÉCIES ISOELETRÔNICAS

São as espécies químicas que **possuem a mesma quantidade de elétrons**.

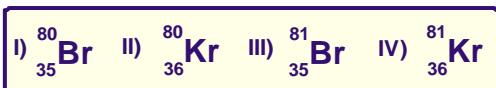
Exemplo:

${}_{11}^{23}\text{Na}^{1+}$; ${}_{10}^{20}\text{Ne}$ e ${}_{9}^{19}\text{F}^{1-}$

Todas possuem **10 elétrons**

Aplicações:

01) Dados os átomos:



0	0	I e II são isótopos.
1	1	II e IV são isóbaros.
2	2	I e IV são isótonos.
3	3	II e IV são isótopos.
4	4	III e IV são isóbaros

02) (Vunesp) O elemento químico B possui 20 nêutrons, é isótopo do elemento químico A, que possui 18 prótons, e isóbaro do elemento químico C, que tem 16 nêutrons. Com base nessas informações, pode-se afirmar que os elementos A, B e C apresentam, respectivamente, números atômicos iguais a:

- 16, 16 e 20.
- 16, 18 e 20.
- 16, 20 e 21.
- 18, 16 e 22.
- 18, 18 e 22.

03) Conhecem-se os seguintes dados referentes aos átomos A, B e C:

- B tem número atômico 15 e número de massa 30, sendo isótopo de C.
- A tem número atômico 14 e é isóbaro de B.
- A e C são isótonos entre si.

Qual o número de massa de C?

04) Sabendo que os elementos ${}_{x+5}M^{5x+4}$ e ${}_{x+4}Q^{6x+2}$ são isóbaros, podemos concluir que seus números atômicos são, respectivamente:

- 7 e 6.
- 14 e 6.
- 14 e 7.
- 2 e 2.
- 28 e 14.

05) (UNAMA) Os elementos químicos: cálcio, potássio e argônio, focalizados abaixo, são:



- isótopos.
- isômeros.
- isótonos.
- isóbaros.
- variedades alotrópicas.

06) (UNIFOR-CE) Sabendo que os átomos ${}_xY^{2x}$ e ${}_{18}\text{Ar}^{40}$ são isótopos, pode-se afirmar que o número de massa de Y é igual a:

- 10.
- 18.
- 20.
- 36.
- 40.

07) Um átomo X, isóbaro do ${}_{25}\text{Mn}^{54}$ e isótono do ${}_{22}\text{Ti}^{50}$, tem número atômico:

- 54.
- 50.
- 38.
- 26.
- 25.

ELETROFERA 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:

K	L	M	N	O	P	Q
2	8	18	32	32	18	8

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.

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

- 01) Um átomo tem número de massa 31 e 16 nêutrons. Qual o número de elétrons no seu nível mais externo?
- 2.
 - 4.
 - 5.
 - 3.
 - 8.

- 02) Um átomo **A** possui 15 nêutrons e distribuição eletrônica $K = 2, L = 8, M = 4$. Um outro átomo **B**, isóbaro de **A**, possui 14 nêutrons. Qual a sua distribuição eletrônica?

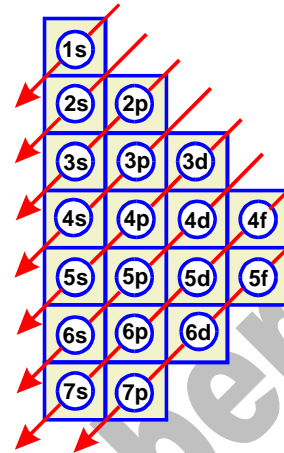
Pesquisando o átomo, Sommerfeld chegou à conclusão que os elétrons de um mesmo nível não estão igualmente distanciados do núcleo porque as trajetórias, além de circulares, como propunha Bohr, também podem ser elípticas. Esses subgrupos de elétrons estão em regiões chamadas de **subníveis** e podem ser de até 4 tipos:

subnível **s**, que contém até **2 elétrons**,
 subnível **p**, que contém até **6 elétrons**,
 subnível **d**, que contém até **10 elétrons**,
 subnível **f**, que contém até **14 elétrons**,

Os subníveis em cada nível são:

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

Cada subnível possui um **conteúdo energético, cuja ordem crescente é dada, na prática pelo diagrama de Linus Pauling.**



Os elétrons de um átomo **são localizados, inicialmente, nos subníveis de menores energias.**

Exemplos:

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:



Exercícios:

- 01) Agrupando os subníveis **4f, 6p, 5s** e **3d** em ordem crescente de energia, teremos:
- 5s, 3d, 4f, 6p.
 - 3d, 4f, 6p, 5s.
 - 6p, 4f, 5s, 3d.
 - 3d, 5s, 4f, 6p.
 - 4f, 6p, 5s, 3d.
- 02) O número de elétrons no subnível **4p** do átomo de manganês (${}_{25}\text{Mn}$) é igual a:
- 2.
 - 5.
 - 1.
 - 4.
 - zero.
- 03) O átomo ${}_{3x+2}\text{A}^{7x}$ tem 38 nêutrons. O número de elétrons existente na camada de valência desse átomo é:
- 1.
 - 2.
 - 3.
 - 4.
 - 5.

- 04) O átomo de um elemento químico tem 14 elétrons no 3º nível energético ($n = 3$). O número atômico desse elemento é:
- 14.
 - 16.
 - 24.
 - 26.
 - 36.
- 05) Dois elementos químicos são muito usados para preparar alguns dos sais utilizados em fogos de artifícios, para dar os efeitos de cores. Estes dois elementos possuem as seguintes configurações eletrônicas terminadas em $3d^9$ e $5s^2$. Quais os números atômicos destes elementos químicos, respectivamente:
- 27 e 28.
 - 27 e 48.
 - 29 e 38.
 - 29 e 48.
 - 27 e 38.

Quando um elétron recebe energia externa passa para um nível de maior energia e, quando retorna à orbital inicial, esta energia é devolvida na forma luz.

Exercícios:

- 01) Considere duas configurações de um mesmo átomo que possui dois prótons no núcleo:



Agora, assinale a alternativa correta:

- A passagem de I para II não envolve energia.
- O estado I é menos estável que o estado II.
- A passagem de II para I libera energia na forma de luz.
- O estado I corresponde a um íon de carga +2.
- O estado II corresponde a um íon de carga -2.

- 02) Dizemos que um átomo está no estado fundamental quando todos os seus elétrons estão nas posições de menor energia permitida. Agora veja as distribuições abaixo:



Não estão no estado fundamental as configurações:

- Apenas I.
- Apenas III.
- Apenas I e III.
- Apenas II
- Apenas I e II

- 03) Quando colocados no fogo, os sais de sódio conferem à chama uma coloração amarela característica. Baseando-se na teoria atômica, é **correto afirmar** que:

- os elétrons dos cátions Na^+ são excitados com absorção de energia e em seguida se desexcitam, emitindo luz amarela
- $NaCl$ não emite luz amarela quando colocado numa chama, pois ele não é amarelo
- a emissão da luz amarela se deve a átomos de oxigênio
- os elétrons dos cátions Na^+ , ao receberem energia da chama, saltam de uma camada mais externa para uma mais interna, emitindo luz amarela
- qualquer sal de outros elementos também produziria a mesma coloração

- 04) (UF-Vale Sapucaí) Se um elétron se move de um nível de energia de um átomo para outro nível de energia mais afastado do núcleo do mesmo átomo, pode-se afirmar que:

- há emissão de energia.
- não há variação de energia.
- há absorção de energia.
- há variação no número de oxidação do átomo.
- há emissão de luz num determinado comprimento de onda.

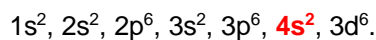
DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA DE ÍONS

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

Exemplo:



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.

Exemplo:



Configuração do íon:



Exercícios:

- 01) (UEL-PR) Quantos prótons há no íon X^{3+} , de configuração $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$?
- 25.
 - 28.
 - 31.
 - 51.
 - 56.
- 02) A seguinte configuração $1s^2 2s^2 2p^6$, da eletrosfera de uma espécie química com número atômico 8, refere-se a um:
- átomo neutro.
 - cátion monovalente.
 - ânion bivalente.
 - cátion bivalente.
 - ânion bivalente.
- 03) Qual a configuração do íon cálcio (Ca^{2+}), sendo, para o cálcio, $Z = 20$?
- 04) O enxofre tem número atômico 16. Qual a configuração eletrônica do íon S^{2-} ?
- 05) (UESC) As partículas Ne , F^{1-} , Na^+ , O^{2-} e Mg^{2+} são isoeletrônicas, isto é, possuem as mesmas configurações eletrônicas. Dentre elas, a que apresenta maior número de prótons é:
- Ne .
 - F^{1-} .
 - Na^+ .
 - O^{2-} .
 - Mg^{2+} .

ORBITAL

Devido à dificuldade de calcular a posição exata de um elétron na eletrosfera, o cientista Erwin Schrodinger foi levado a calcular a **região onde haveria maior probabilidade de encontrar um elétron**. Essa região foi chamada de **orbital**.

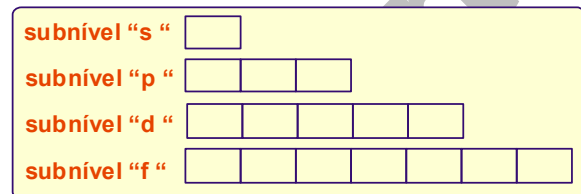
Nos subníveis teremos os seguintes números de orbitais:

subnível s:	1 orbital.
subnível p:	3 orbitais.
subnível d:	5 orbitais.
subnível f:	7 orbitais.

Cada orbital comporta, no máximo, 2 elétrons, que serão distribuídos nestes orbitais seguindo a regra de **Hund**.

Coloca-se um elétron em cada orbital, da esquerda para a direita e, quando todos os orbitais tiverem recebido o primeiro elétron é que colocamos o segundo elétron, com sentido oposto.

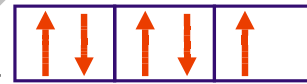
Em geral representamos os orbitais por quadrados, assim teremos:



Exemplo:

Distribuir nos orbitais os elétrons do subnível " $3p^5$ ".

O subnível possui três orbitais




- 01) Um sistema atômico apresenta configuração eletrônica representada por $1s^2, 2s^1$. Isto nos diz que existem elétrons no sistema, distribuídos em níveis de energia, e num total de orbitais.

A alternativa que completa corretamente é:

- 3, 3, 3.
- 3, 2, 3.
- 3, 2, 2.
- 2, 3, 3.
- 3, 3, 2.

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

0	0	Um orbital "f" 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.

03) Assinale na coluna I as afirmações verdadeiras e na II as afirmações falsas:

0	0	Teoricamente, um átomo apresenta infinitas camadas, mas apenas sete são conhecidas.
1	1	Orbital é a região do espaço onde temos absoluta certeza de encontrar um elétron.
2	2	spin é um número quântico associado à rotação do elétron.
3	3	O diagrama de Pauling serve para mostrar o tamanho do átomo.
4	4	O orbital "d" apresenta, no máximo, 10 elétrons.

Os elétrons de um átomo são identificados por 4 números chamados de **números quânticos**

Número quântico principal (n):

Identifica o nível de energia do elétron.

nível	K	L	M	N	O	P	Q
n	1	2	3	4	5	6	7

Número quântico secundário (λ):

Identifica o subnível do elétron.

subnível	s	p	d	f
λ	0	1	2	3

Número quântico magnético (m):

Identifica o orbital do elétron.

varia de $-\lambda$ até $+\lambda$.

Número quântico de spin (s)

Identifica o spin (rotação do elétron)

Pode ser: $-1/2$ ou $+1/2$.

Vamos adotar a convenção de que o **primeiro elétron seja $-1/2$ e o segundo $+1/2$.**

Exercícios:

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

- 4, 0, 0 e $+1/2$.
- 4, 0, 0 e $-1/2$.
- 3, 2, -2 e $+1/2$.
- 3, 2, -2 e $-1/2$.
- 4, 2, $+2$ e $+1/2$.

02) Em um subnível de número quântico azimutal 2, o número quântico magnético pode assumir os seguintes valores:

- 0 e 1.
- 0, 1 e 2.
- apenas $-1, 0, +1$.
- apenas 0, $+1$ e $+2$.
- $-2, -1, 0, +1, +2$.

03) Considere a configuração eletrônica a seguir do átomo de oxigênio no seu estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$. Os números quânticos do último elétron da camada de valência desse átomo são:

- 1, 0, 0, $-1/2$.
- 1, 1, $+1, +1/2$.
- 1, 0, 0, $+1/2$.
- 2, 1, $-1, +1/2$.
- 2, 1, $+1, +1/2$.

04) O último elétron de um átomo de um determinado elemento químico tem a ele associado os seguintes números quânticos: **4, 0, 0, $+1/2$.**

É correta afirmar que:

- O átomo tem os seus elétrons distribuídos em três camadas de energia.
- O átomo tem 10 elétrons distribuídos em orbitais do tipo "p".
- O último elétron distribuído desse átomo encontra-se em orbital tipo "s".
- O número total de elétrons desse átomo é igual a 16.
- O valor numérico do número quântico secundário associado ao penúltimo elétron desse átomo é igual a 2.

05) O número de nêutrons de um átomo isóbaro do ${}_{21}\text{Sc}^{42}$ e que possui para o último elétron do subnível mais energético o conjunto de números quânticos principal, secundário, magnético e spin: 4, 0, 0, $+1/2$ (o 1º elétron de um orbital possui spin $-1/2$).

- 22.
- 21.
- 20.
- 40.
- 42.

06) A distribuição eletrônica da espécie química As^{3-} (n° atômico = 33) apresenta, em relação aos números quânticos principal e secundário, os seguintes valores máximos, respectivamente:

- 3 e 2.
- 4 e 2.
- 4 e 3.
- 4 e 6.
- 6 e 4.

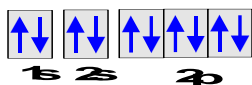
07) (UNICAP-98)

0	0	O ${}_{11}\text{Na}$ apresenta, no último nível, oito orbitais vazios.
1	1	O elétron mais externo do ${}_{24}\text{Cr}$ apresenta o seguinte conjunto de números quânticos principal, secundário, magnético e spin, respectivamente, 3, 2, +1, $-\frac{1}{2}$.
2	2	O elétron do ${}_{1}\text{H}^1$ está no primeiro nível de energia.
3	3	O Fe^{2+} apresenta, no nível mais energético, quatro elétrons.
4	4	O íon cloreto ${}_{17}\text{Cl}^{-1}$ apresenta a mesma configuração eletrônica do gás nobre ${}_{18}\text{Ar}$.

08) (UNIP-SP) Qual configuração eletrônica tem o valor 3/2 para a soma do número quântico de spin de todos os seus elétrons? Convencione que o número quântico de spin do primeiro elétron do orbital é + 1/2.

- $1s^2 2s^2 2p^1$.
- $1s^2 2s^2 2p^2$.
- $1s^2 2s^2 2p^3$.
- $1s^2 2s^2 2p^4$.
- $1s^2 2s^2 2p^5$.

09) (UDESC) Considere a configuração eletrônica do átomo de neônio a seguir:



Os números quânticos do elétron mais energético desse átomo são, respectivamente,

- $n = 2; \lambda = 1; m = -1; s = +1/2$.
- $n = 2; \lambda = 1; m = +1; s = +1/2$.
- $n = 1; \lambda = 0; m = 0; s = -1/2$.
- $n = 1; \lambda = 1; m = +1; s = +1/2$.
- $n = 1; \lambda = 0; m = 0; s = +1/2$.

10) (UEPB) Adotando-se, por convenção, que o primeiro elétron distribuído assume o valor de spin igual a $-1/2$, o conjunto de números quânticos do ELÉTRON DE DIFERENCIAÇÃO (maior energia) do átomo ${}_{20}\text{X}$ é:

- $n = 4; \lambda = 0; m = 0; s = -1/2$.
- $n = 3; \lambda = 2; m = -1; s = +1/2$.
- $n = 3; \lambda = 2; m = 0; s = +1/2$.
- $n = 4; \lambda = 0; m = 0; s = +1/2$.
- $n = 3; \lambda = 1; m = +1; s = -1/2$.

EXPERIÊNCIA

TESTE DA CHAMA

OBJETIVO:

Mostrar que cada elemento químico, quando recebe energia, emite uma luz de cor característica.

MATERIAL NECESSÁRIO:

- Chama de fogão (ou lâmparina à álcool).
- Arame (de preferência de resistência de chuveiro).
- Pegador de madeira.
- Sal de cozinha.
- Sulfato de cobre.
- Cal.
- Cloreto de potássio.
- Fita de magnésio.

MODO DE FAZER:

Corte um pedaço de arame de cerca de 10 cm. Faça uma pequena volta na sua ponta e fixe a outra ponta em um cabo de madeira ou pegador.

Molhe o arame com um pouco de água e coloque a sua ponta na chama para limpá-lo.

Deixe o arame esfriar e coloque agora a sua ponta em uma solução aquosa de sal de cozinha. Leve a ponta do arame ao fogo e observe. O que aconteceu?

Limpe novamente a ponta do arame até que a chama permaneça inalterada ao se levar ao fogo.

Repita estes procedimentos com as soluções de sulfato de cobre e teste e outro.

Observe as cores em cada situação.

- Ao se colocar as soluções na chama, observamos as seguintes cores:

sal de cozinha: uma intensa luz amarela

cal: fornece luz de cor vermelha.

sulfato de cobre: emite uma luz de cor azul-esverdeada.

cloreto de potássio: luz de cor violeta.

magnésio: emite luz branca

- Esta cor é devida a energia recebida pelo elétron, pela chama, que é devolvida na forma de luz. Esta luz tem comprimento de onda bem característico para cada material.

Aplicações:

- 01) (UF-Vale Sapucaí) Se um elétron se move de um nível de energia de um átomo para outro nível de energia mais afastado do núcleo do mesmo átomo, pode-se afirmar que:
- a) há emissão de energia.
 - b) não há variação de energia.
 - c) há absorção de energia.
 - d) há variação no número de oxidação do átomo.
 - e) há emissão de luz num determinado comprimento de onda.
- 02) Quando colocados no fogo, os sais de sódio conferem à chama uma coloração amarela característica. Baseando-se na teoria atômica, é **correto afirmar** que:
- a) os elétrons dos cátions Na^+ são excitados com absorção de energia e em seguida se desexcitam, emitindo luz amarela
 - b) NaCl não emite luz amarela quando colocado numa chama, pois ele não é amarelo
 - c) a emissão da luz amarela se deve a átomos de oxigênio
 - d) os elétrons dos cátions Na^+ , ao receberem energia da chama, saltam de uma camada mais externa para uma mais interna, emitindo luz amarela
 - e) qualquer sal de outros elementos também produziria a mesma coloração
- 03) Ao aquecermos uma fita de magnésio observamos a emissão de uma luz de cor:
- a) violeta.
 - b) amarela.
 - c) azul.
 - d) branca.
 - e) vermelha.

Vida de elétron na infância

E lá, naquela mesma nuvenzinha, de repente um grito se ouve, fazendo até os elétrons mais absortos precisarem de susto.

- Venha já para cá moleque safado!

Era um pequeno elétron, que acabava de assumir sua característica de partícula.

- E da outra vez que tentar se esconder utilizando a dualidade onda-partícula, vou colocá-lo preso a uma órbita, de spin para baixo – esbraveja a mãe.

- Quantas vezes já lhe falei para não brincar com os fótons! Quer mudar de órbita? Tudo bem que você já tem carga -1 mas saltos quânticos não são coisa para criança – continua a mãe em tom áspero.

O pequeno elétron, oscilando em torno de sua posição em frente da mãe, pede desculpas:

- Desculpa mãe, mas são eles que vivem se chocando com a gente o tempo todo. E eu só estava brincando com os menos energéticos.

- Tudo bem, desta vez passa. Mas, por falar nisso, onde está seu irmão?

- E como é que eu posso saber? – retruca o pequeno elétron.

- Isto é jeito de responder para a sua mãe, moleque?

- Ué, não foi a senhora que me ensinou que não se pode conhecer a posição e velocidade de um elétron por causa do princípio da incerteza? E como a gente está sempre em movimento, logo não posso saber onde está meu irmão.

- Está querendo me provocar, eletronzinho? Você sabe o que eu quis dizer!– responde a mãe com um olhar de reprovação.

- Caraca, a culpa é do Heisenberg e eu é que levo a bronca! – reclama o elétron.

Quando tudo se acalma, o pequeno elétron se aproxima da mãe e, em tom de curiosidade, pergunta:

- Mãe! Como foi que eu nasci?

- Ora, como a maioria dos elétrons. Você nasceu do encontro entre dois elétrons, como está devidamente registrado num diagrama de Feynman.

- E eu já nasci com muita velocidade?

- Mais ou menos, filho, mas não muita – explica a mãe.

- Mas como um amiguinho meu disse que nasceu quase com a velocidade da luz? – insiste o pequeno elétron.

- Ah, tá. Ele deve ter nascido como radiação beta no decaimento de um próton. É outra forma de um elétron nascer – justifica a mãe.

- Mãe, o que é um pósitron? – continua o elétron.

- Pósitron? Bem, filho, pósitron é um elétron também. Mas, só que...- e, se agachando junto ao ouvido do pequeno elétron, sussura:

- Eles sentem atração por elétrons – e, se recompondo – Hoje em dia isto é comum, mas antigamente havia certo preconceito. Mas, de qualquer forma, não se aproxime deles, pois qualquer contato e você vira radiação!

- Ui mãe, Deus me livre. Não quero morrer – responde o pequeno elétron, encolhido de medo.

- Eu sei filho, ninguém quer morrer, mas um dia isto vai acontecer. Está gravado nas sagradas escrituras eletrônicas: “Tu vieste da radiação eletromagnética e a ela retornarás”.

- Quer dizer que eu vou me transformar em radiação eletromagnética de novo? – indaga, curioso, o pequeno elétron.

- Um dia filho, um dia.

- E eu vou reencarnar?

- Certamente que sim, filho, mas não necessariamente como elétron – responde a mãe, já cansada com as perguntas.

- Mas agora, chega de perguntas. E alinhe este seu spin! Já não lhe ensinei a postura correta? Quer ter problemas com seu campo magnético?

- Então posso ir brincar com meus amigos? – pergunta o pequeno elétron.

- Pode, mas comporte-se. Não vá gastar muita energia. E lembre-se: nunca queira ocupar o lugar dos outros. Respeite o princípio da exclusão de Pauli. E não me inventem de quererem ir até o zoológico de partículas! – recomenda a zelosa mãe.

E lá vai o pequeno elétron ao encontro da turma.

- E aí, pessoal, vamos brincar no campo magnético? Vamos ver quem faz a curva com maior raio?

- Tudo bem – responde um amiguinho – Mas depois vamos lá no campo elétrico. Adoro deslizar nas linhas de força.

- Legal – concorda o pequeno elétron – Mas vamos por um só caminho. Não vale ir pela soma de histórias de Feynman. Quem chegar por último é um múon!

E assim, todos viveram irradiados para sempre.

Leia também

Vida de elétron