

Os subníveis são indicados por letras: **s** (sharp), **p** (principal), **d** (difuse), **f** (fundamental).

Os números de elétrons existentes em cada subnível são dados pela equação:

$$x = 4l + 2$$

onde **x** é o número máximo de elétrons que interessa, e **l** é o valor correspondente ao subnível.

Utilizando a equação temos:

<i>l</i>	0	1	2	3
número máximo de elétrons	2	6	10	14
Subnível	s <sup>2</sup>	p <sup>6</sup>	d <sup>10</sup>	f <sup>14</sup>

## NÚMERO QUÂNTICO MAGNÉTICO (M OU M<sub>l</sub>)

Indica a orientação espacial do orbital no subnível de energia.

Seus valores podem variar entre  $-l$  até  $+l$ , inclusive o zero.

$$m_l = -l \text{ ao } +l$$

Cada valor de **m** corresponde a um só orbital.

**Orbital:** região do espaço ao redor do núcleo onde a possibilidade de encontrar o elétron é máxima.

Cada orbital pode ser representado por  ou .

Subnível	<i>l</i>	Subnível
s	0	0
p	1	-1, 0, +1
d	2	-2, -1, 0, +1, +3
f	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3

O quadro acima permite observar que os subníveis s, p, d e f são constituídos, respectivamente, por 1, 3, 5 e 7 orbitais, cujos números são indicados a seguir:

subnível s

subnível p

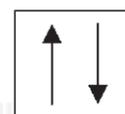
subnível d

subnível f

			0			
			-1	0	+1	
		-2	-1	0	+1	+2
-3	-2	-1	0	+1	+2	+3

## NÚMERO QUÂNTICO SPIN (S OU M<sub>s</sub>)

Por possuírem a mesma carga elétrica os elétrons se repelem eletricamente. Isso provoca um movimento de rotação sobre si. Esse sentido de rotação pode ser horário ou anti-horário. **Spin é a rotação do elétron sobre seu próprio eixo.** O número quântico spin indica o sentido da rotação. Os valores do número quântico spin são  $-1/2$  ou  $+1/2$ . Spins opostos se atraem magneticamente e são representados por meio de setas contrárias.



### Observação:

Alguns textos didáticos **convencionam** que o primeiro elétron a entrar num orbital tem spin negativo e é representado por seta orientada para cima. Em qualquer questão de vestibular onde o procedimento acima for adotado é **obrigatório** que o elaborador inclua no texto a convenção adotada.

## REGRA DE HUND

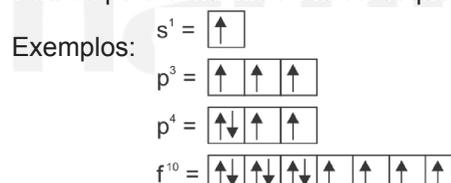
A **Regra de Hund**, também denominada **Regra da Máxima Multiplicidade**, rege o preenchimento eletrônico nos subníveis.

**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, segundo os dois princípios, ocorrem:

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

O primeiro elétron a preencher os orbitais vazios é sempre voltado para cima iniciando da esquerda para direita.



## PRINCÍPIO DA EXCLUSÃO DE PAULI

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 consequência deste princípio, **podem existir, em um mesmo orbital, no máximo dois elétrons, porém com spins contrários.**



Assim:

Subnível (ℓ)	Orbital	n° 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	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$

Ex.:



## PROPRIEDADES MAGNÉTICAS

O spin do elétron é responsável pela maioria das propriedades magnéticas associadas aos átomos e moléculas.

Assim, os materiais **diamagnéticos** não são atraídos por um campo magnético, pois não apresentam elétrons desemparelhados. Os materiais **paramagnéticos** são fracamente atraídos por um ímã, pois apresentam elétrons desemparelhados.

As substâncias **ferromagnéticas**, das quais o ferro é o exemplo mais comum, são fortemente atraídas por um ímã, devido a interações entre os átomos paramagnéticos no estado sólido.

**Observação:**



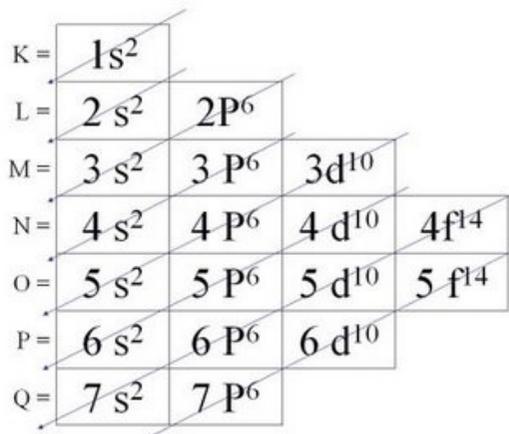
elétron desemparelhado ou não emparelhado.



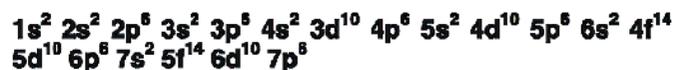
elétrons emparelhados

## DIAGRAMA DE LINUS PAULING

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



Assim, temos:



Energia dos subníveis aumenta  $\rightarrow$

## CONFIGURAÇÃO ELETRÔNICA DE UM ÁTOMO NEUTRO

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

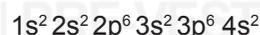
- 1º construir o diagrama de Pauling.
- 2º verificar quantos elétrons o átomo contém.
- 3º preencher o diagrama a partir do subnível de menor energia (1s).
- 4º nunca ultrapassar o número máximo de elétrons de um subnível.
- 5º uma vez preenchido um subnível, passar para o subnível de energia imediatamente superior (segundo a sequência do diagrama).

**Exemplos:**

**a) Escreva a configuração eletrônica do átomo de Cálcio (Z = 20), no estado fundamental.**

No estado fundamental (neutro), o cálcio apresenta

20 elétrons que ocupam os subníveis de menor energia e seguem o diagrama.



**b) Escreva a configuração eletrônica para o elemento Cromo (Z = 24), no estado neutro.**

Apresenta 24 elétrons distribuídos segundo o diagrama.



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