

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:

l	0	1	2	3
número máximo de elétrons	2	6	10	14
Subnível	s ²	p ⁶	d ¹⁰	f ¹⁴

NÚMERO QUÂNTICO MAGNÉTICO (M OU M_l)

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	l	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

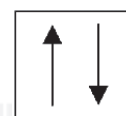
subnível d

subnível f

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

NÚMERO QUÂNTICO SPIN (S OU M_s)

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

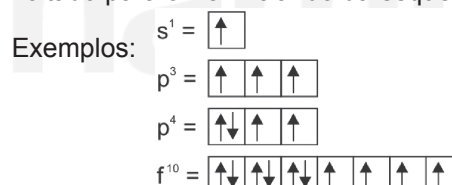
A **Regra de Hund**, também denominada **Regra da Máxima Multiplicidade**, rege o preenchimento eletrônico nos subníveis.

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.

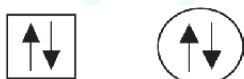
O primeiro elétron a preencher os orbitais vazios é sempre voltado para cima iniciando da esquerda para direita.



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:



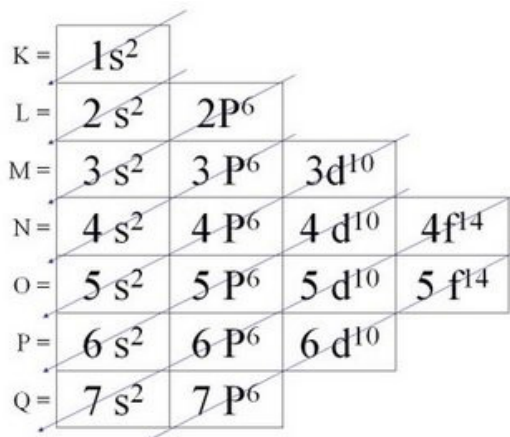
elétron desemparelhado ou não emparelhado.



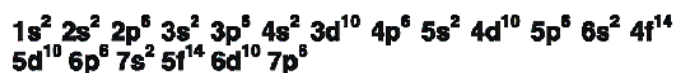
elétrons emparelhados

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.

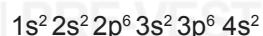
- 1º construir o diagrama de Pauling.
- 2º verificar quantos elétrons o átomo contém.
- 3º preencher o diagrama a partir do subnível de menor energia (1s).
- 4º nunca ultrapassar o número máximo de elétrons de um subnível.
- 5º uma vez preenchido um subnível, passar para o subnível de energia imediatamente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