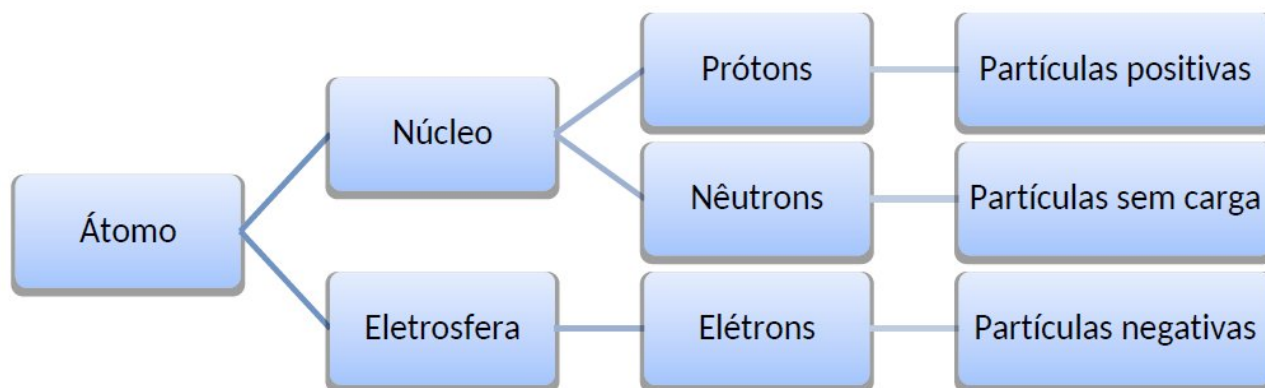


Qual é a estrutura de um átomo?

De maneira simples, o átomo é constituído de duas regiões: o núcleo e a eletrosfera. Elas são formadas pelo que chamamos de **partículas subatômicas**, como os **prótons**, **nêutrons** e **elétrons**.



O conceito mais importante é o **número atômico** ou **carga nuclear**, que corresponde à quantidade de prótons no núcleo. Já o **número de massa (A)** é determinado pelo somatório da **quantidade de prótons e nêutrons**. Confira:

$$A = Z + n$$

A: número de massa

Z: número atômico

n: número de nêutrons

De posse desses conhecimentos, podemos obter o número de prótons e de nêutrons em diversos átomos. Quer ver alguns exemplos?

Átomo	Número Atômico	Número de Massa	Número de Nêutrons
${}^1_1\text{H}$	1	1	$1 - 1 = 0$
${}^4_2\text{He}$	2	4	$4 - 2 = 2$
${}^{55}_{25}\text{Mn}$	25	55	$55 - 25 = 30$
${}^{206}_{82}\text{Pb}$	82	206	$206 - 82 = 124$

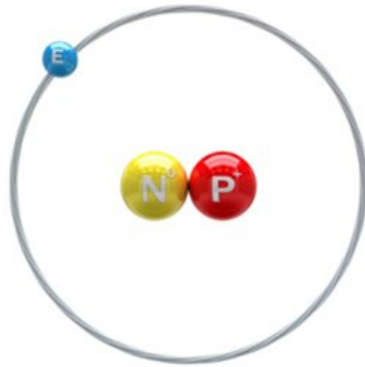
O conjunto de átomos que apresentam o mesmo número atômico (Z) é chamado de **elemento químico**.

Portanto, o **elemento químico** – ou, “tipo de átomo” – é **identificado pela quantidade de cargas positivas**, ou cargas nucleares, presentes no núcleo.

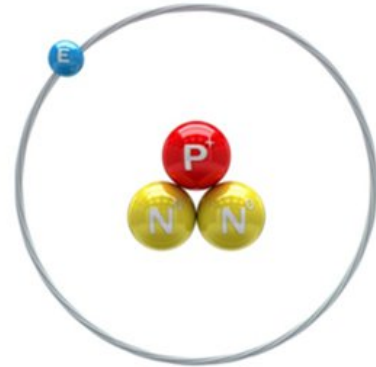
Por exemplo, os átomos a seguir pertencem ao mesmo elemento químico (hidrogênio), porque todos eles possuem o mesmo número de prótons.



Prótio (${}^1_1\text{H}$)



Deutério (${}^2_1\text{H}$)



Trítio (${}^3_1\text{H}$)

Outro ponto importante é que **o átomo é eletricamente neutro**. Isso significa que o **número de cargas positivas (prótons) é igual ao número de cargas negativas (elétrons)**.

Por exemplo, se o átomo de carbono neutro possui 6 prótons, ele deve ter também 6 elétrons.

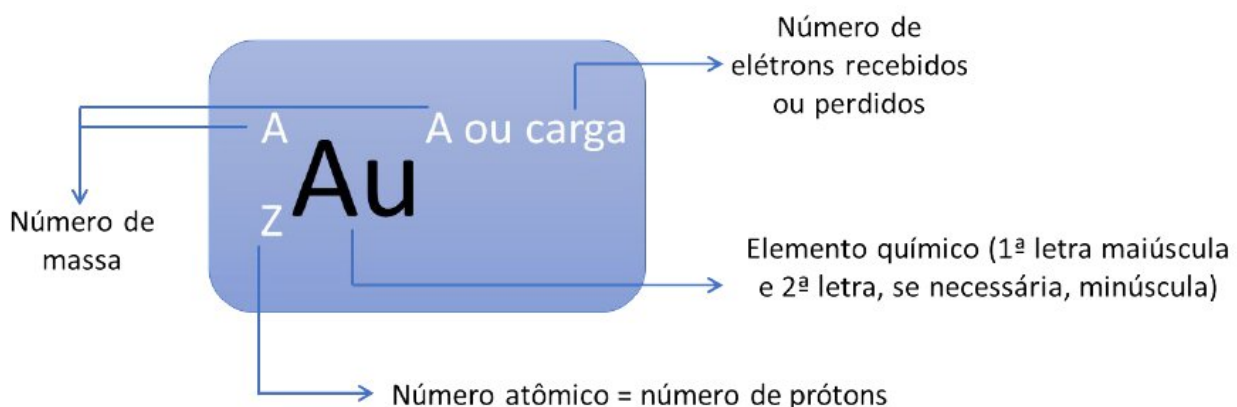
No entanto, quando uma espécie química apresenta **desigualdade na quantidade de cargas positivas e negativas é denominada íon**. O íon pode ser classificado em:

- **Cátion** – espécie positiva; ou
- **Ânion** – espécie negativa.



A quantidade de elétrons recebidos ou doados é indicada por monovalente, bivalente (ou divalente), trivalente, tetravalente etc.

Tanto átomos quanto íons são representados por uma notação científica específica:



Um átomo neutro apresenta o **Z** com o mesmo número de elétrons. Agora os cátions apresentam divergência. No caso de um **cátion**, o **Z** é maior que o número de elétrons, enquanto que, nos **ânions**, ele é menor que o número de elétrons.

Veja alguns exemplos na tabela abaixo:

Elemento	${}_6\text{C}^{14}$	${}_7\text{N}^{15}$	${}_{13}^{27}\text{Al}^{3+}$	${}_{9}^{19}\text{F}^{-}$
Determinação do número de massa	A = 14	A = 15	A = 27	A = 19
Determinação do número de prótons	6 prótons	7 prótons	13 prótons	9 prótons
Determinação do número de nêutrons	A = Z + n 14 = 6 + n n = 8 8 nêutrons	A = Z + n 15 = 7 + n n = 8 8 nêutrons	A = Z + n 27 = 13 + n n = 14 14 nêutrons	A = Z + n 19 = 9 + n n = 10 10 nêutrons
Determinação do número de elétrons	6 prótons, logo 6 elétrons	7 prótons, logo 7 elétrons	Perdeu 3 elétrons 13 prótons, teria 13 elétrons, se fosse neutro. Portanto, 13 - 3 = 10 elétrons.	Ganhou 1 elétron 9 prótons, teria 9 elétrons, se fosse neutro. Portanto, 9 + 1 = 10 elétrons.

Semelhanças Atômicas

Os átomos apresentam **relações de semelhança que interferem em suas propriedades** químicas e físicas. Eles podem ser classificados em relação à semelhança de:

- número de prótons;
- número de massa;
- número de nêutrons; e
- número de elétrons.

Isótopos

Os isótopos são espécies que apresentam o **mesmo número de prótons, mas possuem número de massa (A) diferentes**. Vale notar que o número de prótons vem sempre identificado abaixo do átomo – e essa é a chave para identificá-los rapidamente. Vamos ver alguns exemplos?



Os isótopos apresentam as mesmas propriedades químicas, mas podem diferir em algumas propriedades físicas, como densidade, temperatura de fusão e ebulição..

Isótonos

Já os Isótonos são espécies que apresentam o **mesmo número de nêutrons, mas têm número de prótons diferentes**. Nesse caso, a forma prática de identificar isótonos é pela diferença entre o número de massa e número atômico.

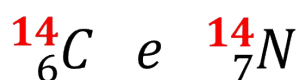
Os dois são isótonos porque apresentam 7 nêutrons em seus núcleos atômicos.

$$\begin{array}{ccc} {}^{13}_{6}\text{C} & e & {}^{14}_{7}\text{N} \\ n = 13 - 6 = 7 & & n = 14 - 7 = 7 \end{array}$$

Isóbaros

Isóbaros são espécies que apresentam o **mesmo número de massa, mas possuem número de prótons diferentes**..

Vale notar que o número de massa vem acima na notação do átomo – e é assim que podemos reconhecê-los. Vamos ver um exemplo?



Exemplos: Carbono-14 e nitrogênio-14. Ambos apresentam número de massa 14.

Isoeletrônicos

São espécies que apresentam a **mesma quantidade de elétrons, mas possuem número de prótons diferentes**..

Exemplos: ${}_{18}\text{Ar}$, ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$ e ${}_{17}\text{Cl}^{-}$, todos apresentam 18 elétrons

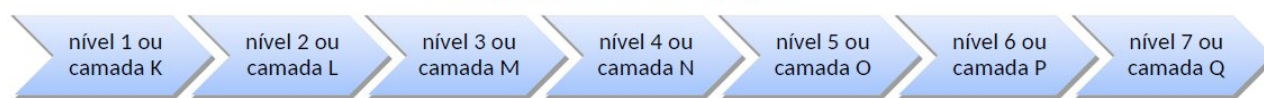
Então para resumir:

Tipo	Iguais em número de...	Diferentes em número de...
Isótopos	Prótons	Massa
Isótonos	Nêutrons	Prótons
Isóbaros	Massa	Prótons
Isoeletrônicos	Elétrons	Prótons

Distribuição eletrônica

De acordo com a teoria atômica moderna, **os elétrons se organizam em níveis e subníveis de energia**. Os níveis podem ser também chamados de **camadas eletrônicas**. Utilizam-se números para indicar os níveis de energia e letras para indicar as camadas eletrônicas.

Ordem crescente de energia



Segundo os postulados do modelo de Bohr, a energia da camada corresponde à energia do elétron, portanto, **quanto mais externo o elétron estiver, mais energia ele tem**. Existem infinitas camadas eletrônicas, porém cada átomo apresenta uma força de atração característica, que consegue, ou não, reter um elétron em um estado de energia.

Na natureza, qualquer espécie química tende a manter o menor nível de energia possível, ou seja, estabiliza-se. Até o momento, **não se conhecem átomos estáveis que consigam reter elétrons em níveis mais externos ao sétimo** no seu estado fundamental.

Diagrama de Pauling

Assim como os níveis, **os subníveis diferem-se pela quantidade de energia**. O nível de energia de um elétron é determinado pela soma de sua energia potencial e de sua energia cinética.

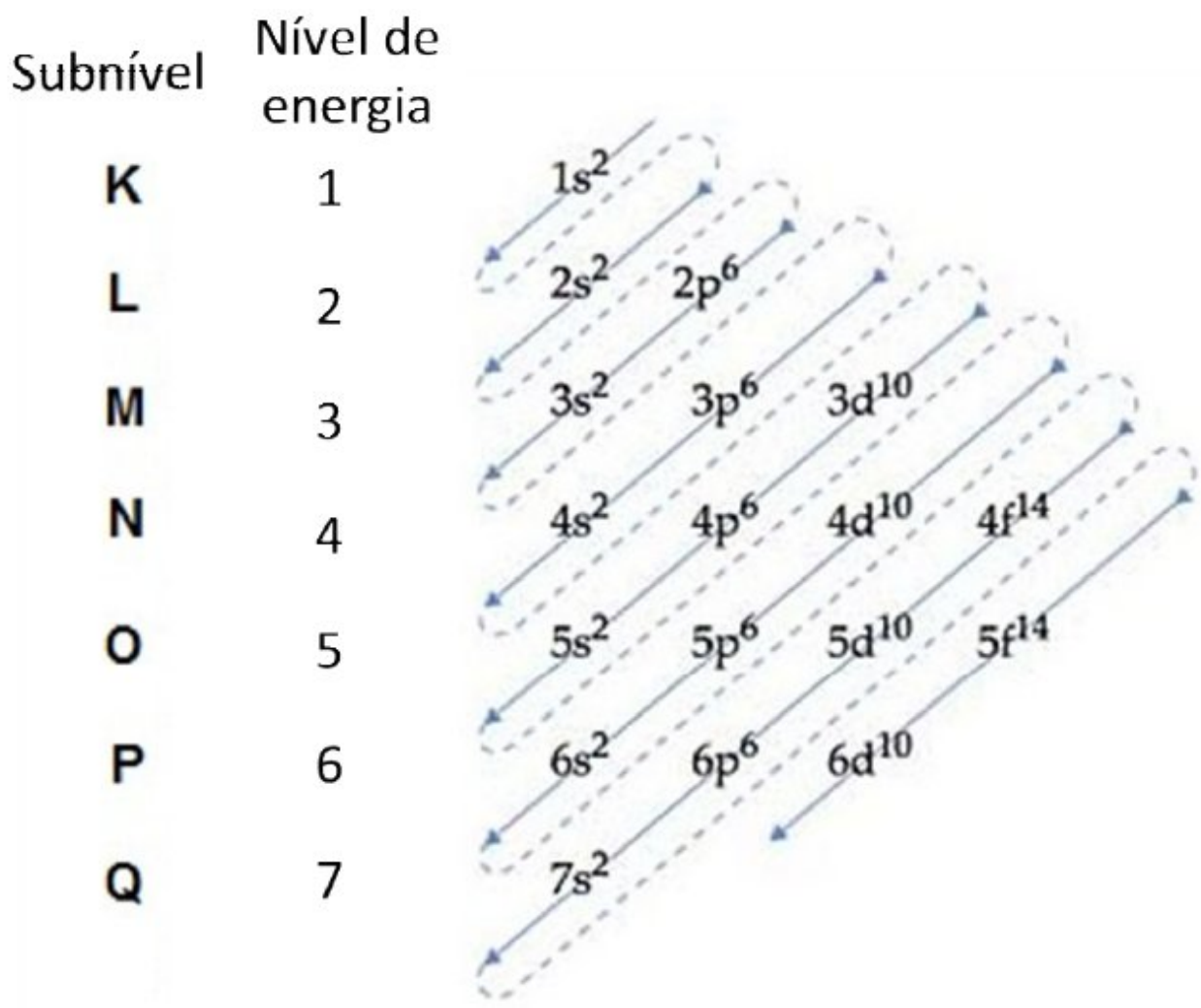
A energia potencial de um elétron corresponde ao nível de energia da camada em que ele se encontra, de acordo com o modelo atômico de Bohr. Já a energia cinética de um elétron está relacionada ao movimento cinético do elétron no subnível.

Cada nível apresenta o acréscimo de um subnível, conforme representado abaixo:

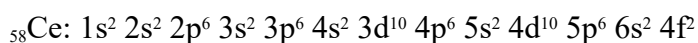
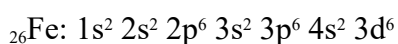
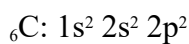
nível 1	subnível s
nível 2	subnível s, p
nível 3	subnível s, p, d
nível 4	subnível s, p, d, f
nível 5	subnível s, p, d, f, g*
nível 6	subnível s, p, d, f, g*, h*
nível 7	subnível s, p, d, f, g*, h*, i*

Os subníveis g, h e i apresentam elevada energia cinética, portanto jamais foram identificados átomos estáveis que apresentem elétrons nesses subníveis no seu estado fundamental. Atualmente, nenhum dos 118 elementos químicos conhecidos apresenta elétron, em condição estável, em subníveis g, h ou i.

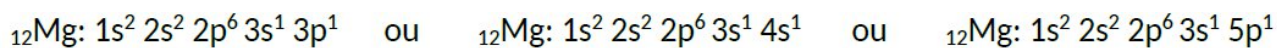
Linus Pauling construiu o diagrama de distribuição dos elétrons em ordem crescente de energia. A distribuição eletrônica se inicia no subnível de menor energia 1s. Quando esse é completado, os elétrons restantes são distribuídos no subnível de energia seguinte e assim por diante.



Confira abaixo exemplo de distribuição eletrônica no **estado fundamental**, ou estado de menor energia possível:



Agora, caso o átomo esteja em seu estado excitado, a distribuição difere um pouco. O estado estável do magnésio ($Z=12$), por exemplo, é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. No entanto, **se o elétron absorve energia e muda de nível e/ou subnível, dizemos que o magnésio se encontra em estado excitado e pode apresentar as seguintes distribuições:**

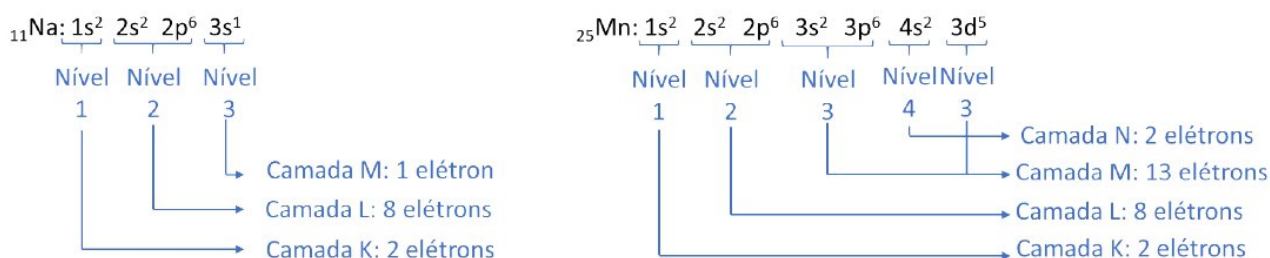


A partir da **distribuição eletrônica**, é possível inferir diversas informações:

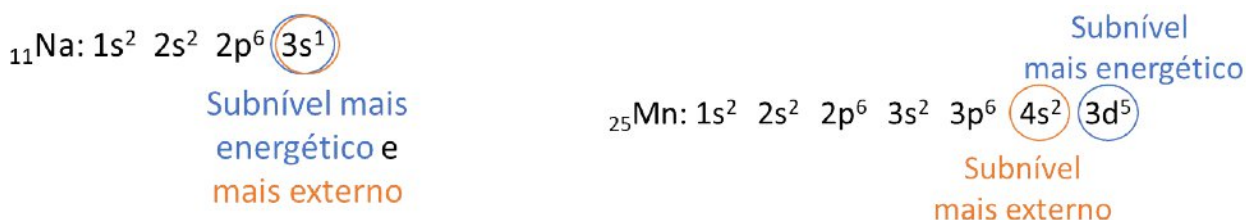
- número de camadas eletrônicas ocupadas;
- quantidade de elétrons por camada;
- número de elétrons na camada de valência (última camada);
- subnível mais energético; e
- subnível mais externo.

Como exemplo, veja a **análise da distribuição eletrônica** do sódio ($Z = 11$) e o manganês ($Z = 25$) de acordo com os diferentes critérios:

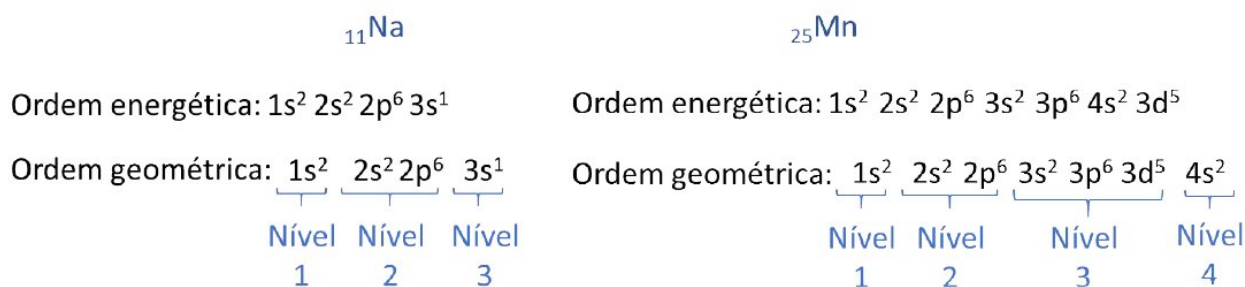
- **Número de elétrons por camada eletrônica:**



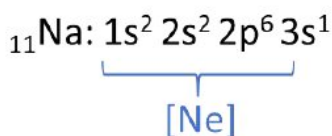
- **Identificação do subnível mais externo e mais energético:**



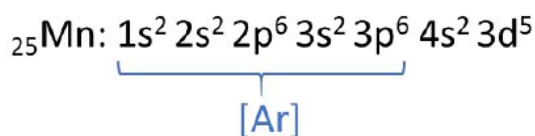
- **Ordem energética x ordem geométrica:**



- **Abreviação com cerne do gás nobre:** a abreviação da distribuição eletrônica pode ser realizada utilizando o cerne do gás nobre inferior mais próximo.



Distribuição abreviada: [Ne] $3s^1$



Distribuição abreviada: [Ar] $4s^2 3d^5$





Com relação à **distribuição eletrônica de íons**, o processo é: a partir dos átomos neutros, **retire os elétrons da camada de valência e os adicione nos subníveis incompletos**, conforme os exemplos abaixo:

Orbitais

Dentro do nível de energia do átomo existe o subnível de energia; e dentro desse subnível, existe o orbital. **Orbital é a região de maior probabilidade – acima de 90% – de encontrar um elétron.**

Cada orbital suporta, no máximo, **dois elétrons que rotacionam em torno de seus eixos em sentidos opostos**. Quando dois elétrons ocupam um mesmo orbital, as forças de atração magnética geradas pela rotação de cada um diminuem a repulsão eletrostática entre eles.

O magnetismo gerado pelo spin, ou girar, de um elétron é anulado pelo campo magnético do spin do outro elétron inserido no mesmo orbital. Os orbitais são representados por bolas ou quadrados. Sabendo que cada orbital suporta dois elétrons, a quantidade de orbitais por subnível é:

Subnível	Capacidade máxima de elétrons	Número de orbitais	Distribuição eletrônica, máxima, em orbitais por subnível.
s	2	1	
p	6	3	
d	10	5	
f	14	7	

Os **elétrons de spins opostos são representados em setas contrárias** dentro de um mesmo orbital. Não existe uma regulamentação química que define o sentido da seta e o sentido da rotação – por exemplo, a seta para cima não significa rotação horária ou anti-horária.

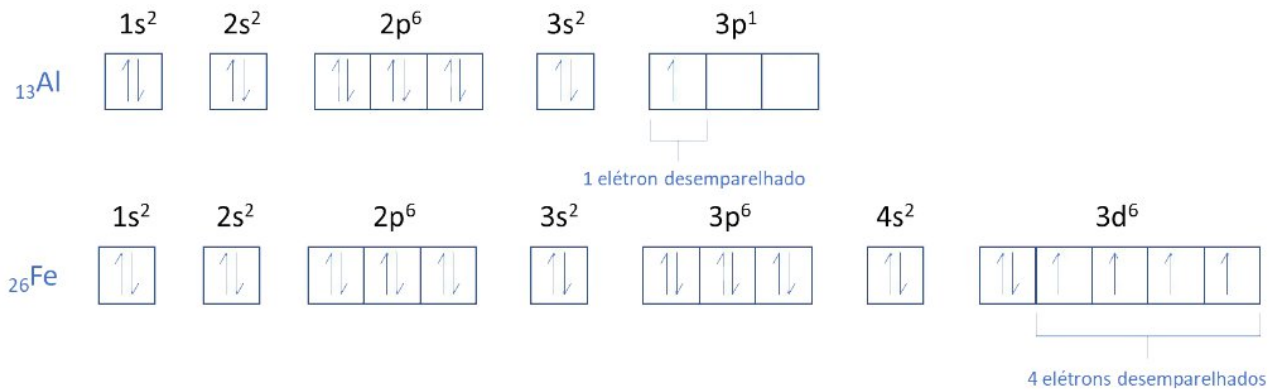
Porém, **todos os elétrons indicados com seta para cima giram para um mesmo lado e**, consequentemente, todos os elétrons indicados pela seta para baixo giram no sentido oposto.

Portanto, a partir de dois princípios realiza-se a distribuição eletrônica em orbitais:

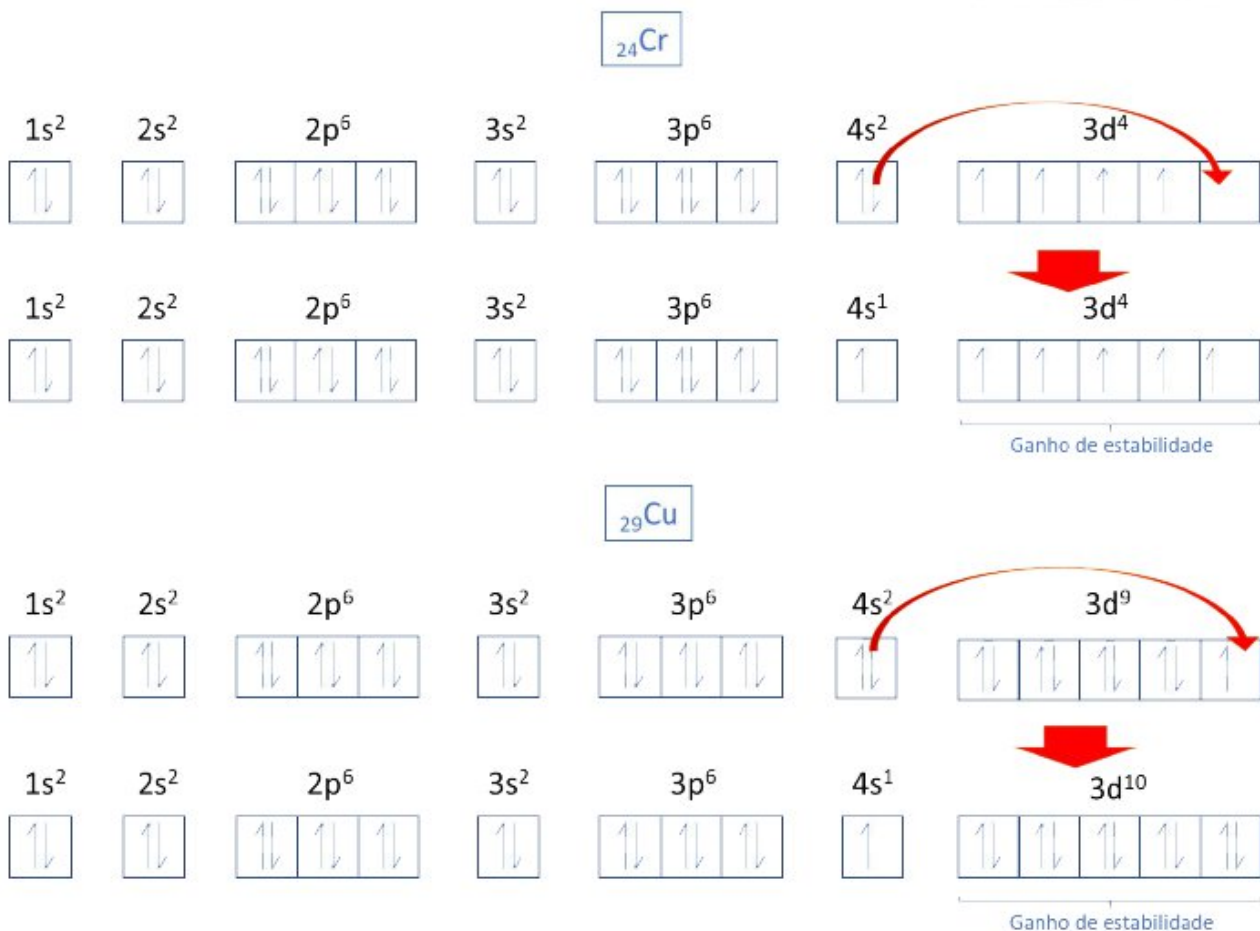
- **Princípio de exclusão de Pauli:** em um átomo, não existe um elétron que apresente o mesmo estado quântico que outro. Entende-se estado quântico como a combinação de nível, subnível, orbital e spin.

- **Regra de Hund:** a distribuição dos elétrons em um subnível deve ser feita de modo a obter a maior quantidade de elétrons desemparelhados (isolados).

Quer um exemplo? Veja a distribuição eletrônica em orbitais do alumínio e do ferro:



No entanto, há algumas exceções nesse modelo de Linus Pauling. **Existem alguns elementos que se estabilizam provocando alterações na ordem da distribuição eletrônica.** Os seletivos não cobram todos os casos, apenas o dos elementos que terminariam a distribuição em ordem energética, ou seja, em d⁴ e d⁹.



Os elementos que apresentam elétrons ocupando subníveis f e terminam em d^4 ou d^9 não promovem seus elétrons do subnível s para o subnível d, como mostrado acima. Isso ocorre devido à blindagem do subnível f. Entende-se blindagem por uma barreira energética que atrapalha a promoção dos elétrons.

Portanto, as distribuições eletrônicas dos elementos tungstênio (W) e seabórgio (Sg) terminam em d^4 e as distribuições eletrônicas dos elementos ouro (Au) e roentgênio (Rg) terminam em d^9 .

Números quânticos

O posicionamento de qualquer elétron em um átomo pode ser classificado a partir de um código matemático chamado **números quânticos**. Eles descrevem os quatro estados de energia de um elétron:

- **Quântico principal;**
- **Quântico secundário** (ou azimutal);
- **Magnético; e**
- **Spin.**

Não existem dois elétrons, em um mesmo átomo, com os mesmos quatro números quânticos.

Número quântico principal (n)

O principal número quântico (n) indica **o afastamento do elétron em relação ao núcleo**, ou seja, a camada que está posicionado.

3 4 5 6 7
3 4 5 6 7

Número quântico secundário ou azimutal (l)

O número quântico secundário indica **o subnível que o elétron está localizado**. O valor matemático é determinado por $n-1$.

Número quântico magnético (m)

O número quântico magnético indica **o orbital onde se encontra o elétron no subnível**. O código matemático correspondente varia de $-\star$ a $+\star$, sendo zero o orbital central do subnível.

Subnível:	s	p	d	f
Orbital:	<div></div>	<div></div> <div></div> <div></div>	<div></div> <div></div> <div></div> <div></div> <div></div>	<div></div> <div></div> <div></div> <div></div> <div></div> <div></div> <div></div>
Número quântico magnético (m _l):	0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3

Vale notar que o número magnético determina quantos orbitais cada subnível possui. Então, podemos concluir que o subnível:

- **s possui 1 orbital;**
- **p possui 3 orbitais;**
- **d possui 5 orbitais;**
- **f possui 7 orbitais.**

Número quântico spin (s ou m_s)

O número quântico spin representa **o sentido de rotação do elétron em torno de seu próprio eixo**, podendo ser horário ou anti-horário.

Rotação:	sentido de rotação	sentido de rotação
	↑	↓
Número quântico secundário (s)	$-\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$

Na prática, a probabilidade de encontrar o elétron com ambos os números de spin é igual. Porém, **por convenção, nas questões de prova**, prefira sempre colocar o primeiro elétron de cada orbital com seta para cima (spin $+\frac{1}{2}$), **a não ser que o próprio enunciado te dê uma orientação contrária.**