

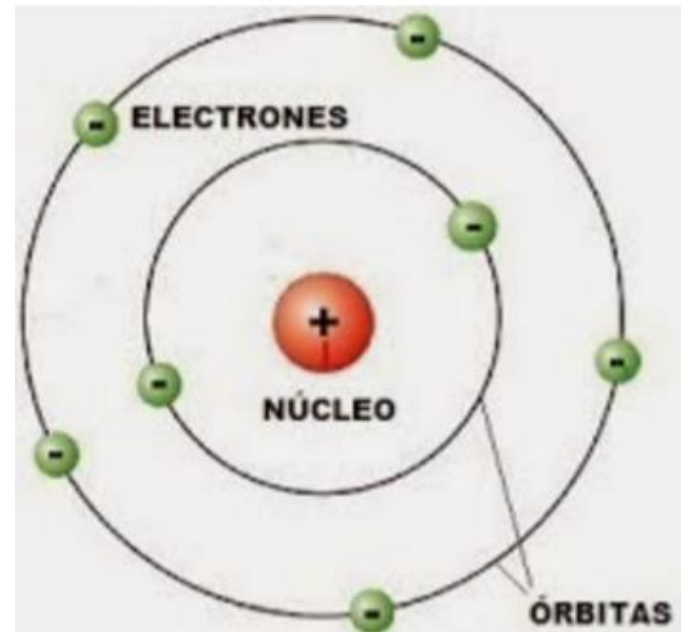


ELETROSFERA DO ÁTOMO

No modelo atômico de Bohr a eletrosfera seguia a seguinte teoria:

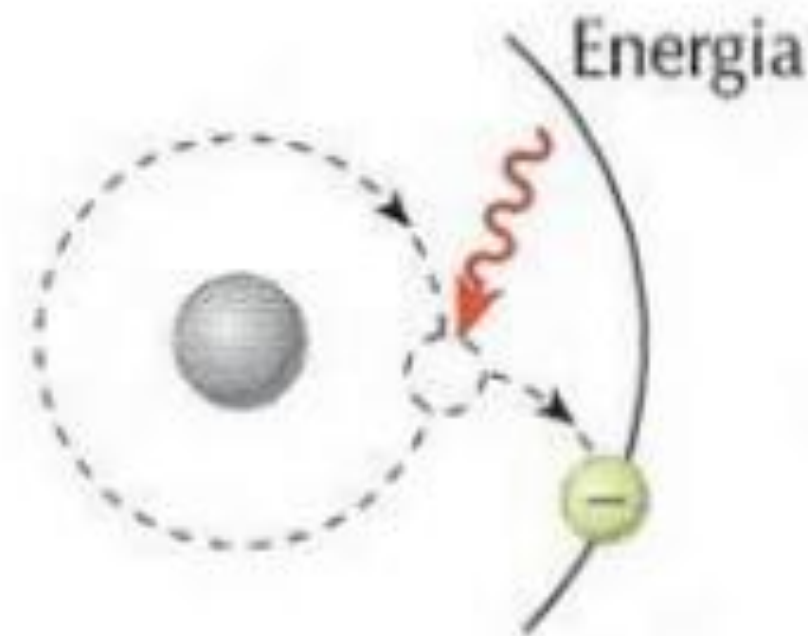
- Os elétrons giram em torno do núcleo em determinadas regiões chamadas órbitas estacionárias;
- Girando em uma mesma órbita estacionária, os elétrons não perdem nem ganham energia.

Se nada perturbar o elétron ele tem a tendência de ficar ali no mesmo lugar, por isso não vai gastar ou receber energia. Portanto continuam girando na órbita.



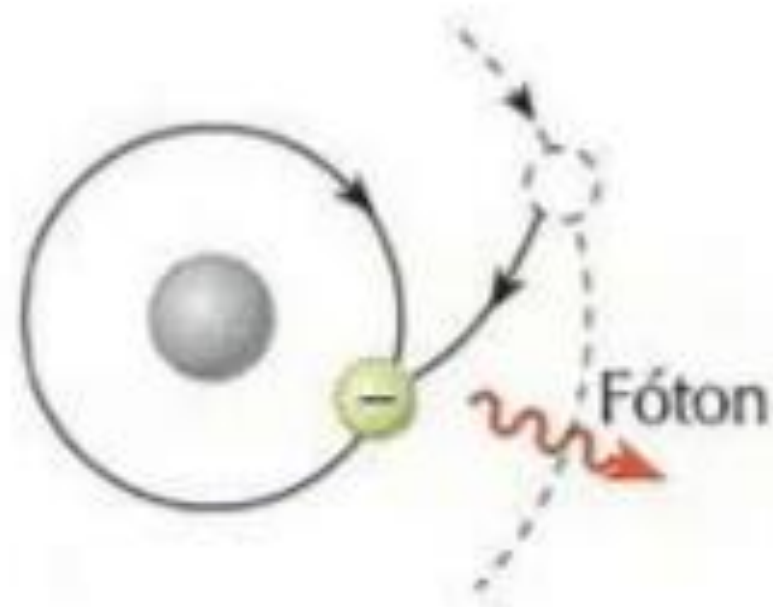
- Quando se fornece energia (calor, luz e eletricidade) ao átomo, seus elétrons absorvem uma quantidade definida dessa energia (denominado quantum de energia) e saltam de uma órbita estacionária mais próxima para uma mais afastada do núcleo.

Agora o elétron ganhou energia, com isso ele vai sair do lugar, indo pra uma órbita mais externa



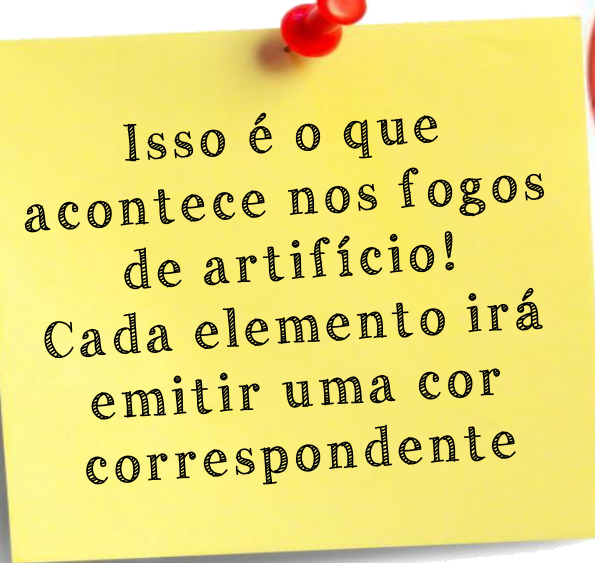
- Quando um elétron volta da órbita mais externa para a sua órbita de origem, emite energia na forma de ondas eletromagnéticas (como luz). E com isso cada elemento emite uma determinada luz.

Todo mundo quer voltar pra casa depois de uma viagem, o elétron também! E quando ele retorna pra sua órbita ele emite luz.



Essa emissão de luz pode ser vista em um teste de chamas. Quando colocamos o elemento no fogo, ele absorve energia, ou seja, vai pra uma órbita mais externa. Quando ele retorna ele libera essa energia em forma de luz, que podemos ver na mudança de cor da chama:





Isso é o que
acontece nos fogos
de artifício!
Cada elemento irá
emitir uma cor
correspondente



VERMELHO

SAIS DE ESTRÔNCIO

Nitrato de Estrôncio
Carbonato de Estrôncio
Sulfato de Estrôncio



LARANJA

SAIS DE CÁLCIO

Carbonato de Cálcio
Cloreto de Cálcio
Sulfato de Cálcio



AMARELO

SAIS DE SÓDIO

Nitrato de Sódio
Oxalato de Sódio
Cromito



VERDE

SAIS DE BÁRIO

Nitrato de Bário
Carbonato de Bário
Cloreto de Bário
Clorato de Bário



AZUL

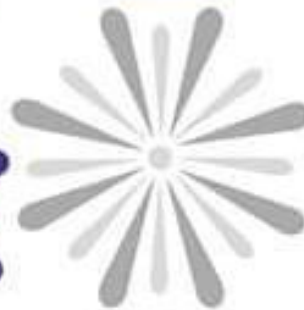
SAIS DE COBRE

Cobre (II) Cloreto
Carbonato de Cobre
Óxido de Cobre



ROXO

COMBINAÇÃO DE
COMPOSTOS DE
COBRE & ESTRÔNCIO



PRATA

MAGNÉSIO &
ALUMÍNIO
METÁLICOS



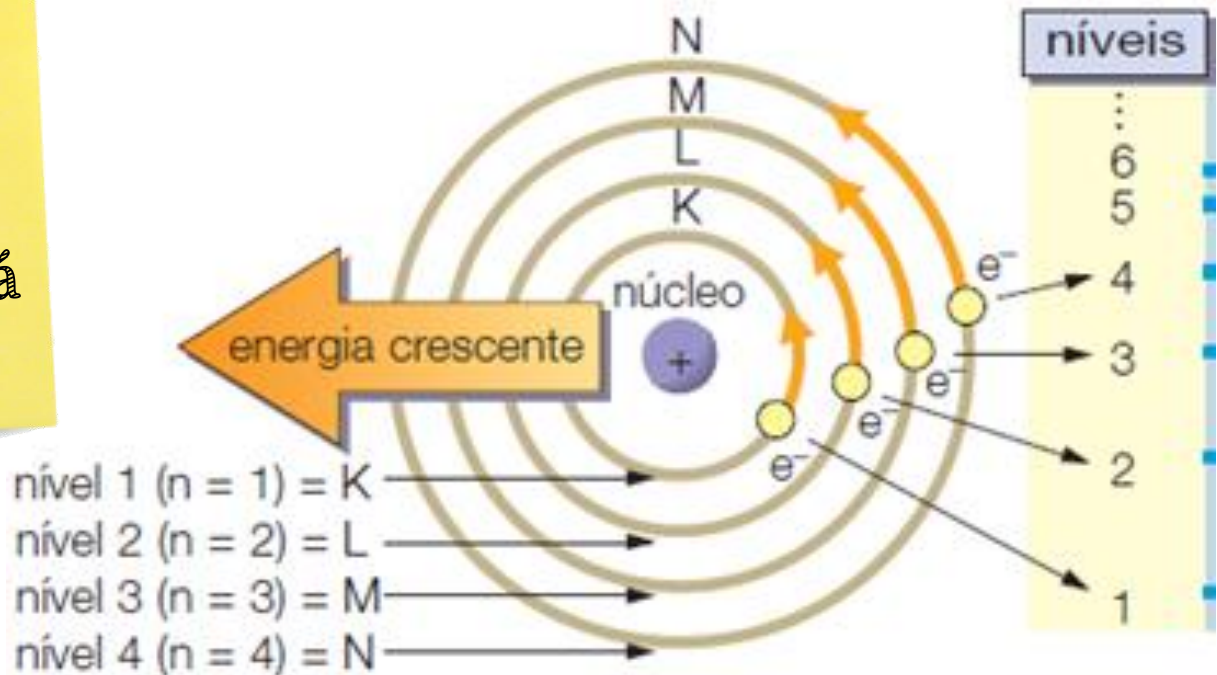
BRANCO

METAL INCANDESCENTE
Magnésio
Alumínio
Titânio

Continuando ...

- Quando um átomo não recebe energia externa, os elétrons se encontram em um estado de menor energia possível, denominado estado fundamental. Ao receber energia, seus elétrons a absorvem e, nesse caso, estão no estado ativado ou excitado

Quanto mais distante do núcleo mais energético será o orbital!

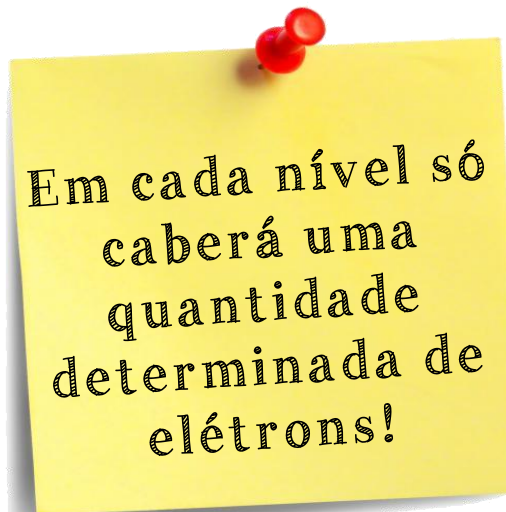


As órbitas estacionárias são os níveis de energia nas quais os elétrons giram ao redor do núcleo e são representados por números ou letras.

Os números indicam o número quântico principal (n) e seus valores, partindo do núcleo, vão de 1 a 7.

Cada nível está associado a uma letra e há um número máximo de elétrons.

CAMADA	NÍVEL	Nº DE ELÉTRONS
K	1	2
L	2	8
M	3	18
N	4	32
O	5	32
P	6	18
Q	7	8



Em cada nível só caberá uma quantidade determinada de elétrons!

Em cada nível de energia (em cada orbital) existem subníveis de energia, onde estão localizados os elétrons.

O número de subníveis em determinado nível depende do número máximo de elétrons que o nível pode conter:

NÍVEL	Nº DE ELÉTRONS PARA CADA NÍVEL	SUBNÍVEIS
K = 1	2	s^2
L = 2	8	$s^2 p^6$
M = 3	18	$s^2 p^6 d^{10}$
N = 4	32	$s^2 p^6 d^{10} f^{14}$
O = 5	32	$s^2 p^6 d^{10} f^{14}$
P = 6	18	$s^2 p^6 d^{10}$
Q = 7	8	$s^2 p^6$

Cada número elevado no subnível significa que a quantidade de elétrons, ou seja, no subnível s só encontramos no máximo 2 elétrons, no p 6 elétrons, no d 10 elétrons e no f 14 elétrons.

Se somarmos essa quantidade será exatamente igual a quantidade de elétrons em cada nível:

NÍVEL	Nº DE ELÉTRONS PARA CADA NÍVEL	SUBNÍVEIS	QUANTIDADE DE ELÉTRONS
K = 1	2	s^2	2
L = 2	8	$s^2 p^6$	$2 + 6 = 8$
M = 3	18	$s^2 p^6 d^{10}$	$2 + 6 + 10 = 18$
N = 4	32	$s^2 p^6 d^{10} f^{14}$	$2 + 6 + 10 + 14 = 32$
O = 5	32	$s^2 p^6 d^{10} f^{14}$	$2 + 6 + 10 + 14 = 32$
P = 6	18	$s^2 p^6 d^{10}$	$2 + 6 + 10 = 18$
Q = 7	8	$s^2 p^6$	$2 + 6 = 8$

Professora não estou entendendo mais nada!

Calma!

Vamos de novo:

O átomo tem orbitais que ficam ao redor do núcleo.

Ao todo são 7 orbitais na eletrosfera.

Os orbitais são chamados de níveis de energia também. Quanto mais externo mais energia ele tem. Em cada nível só cabe uma determinada quantidade de elétrons.

E essa determinada quantidade está distribuída em subníveis de energia.

É como se ampliásse o orbital e achasse os subníveis. Eles são como pacotinhos de energia em que guardamos os elétrons.

Quando o elétron ganha ou perde energia ele muda de subnível, e conseqüentemente, pode mudar sua posição na órbita.

Mas como podemos ver isso?

Através da distribuição eletrônica dos elétrons!

The image shows a series of high-voltage power lines and towers stretching across the frame. The towers are silhouetted against a clear blue sky. The lines are numerous and create a complex web of diagonal lines across the image. The overall scene is a typical representation of an electrical power distribution network.

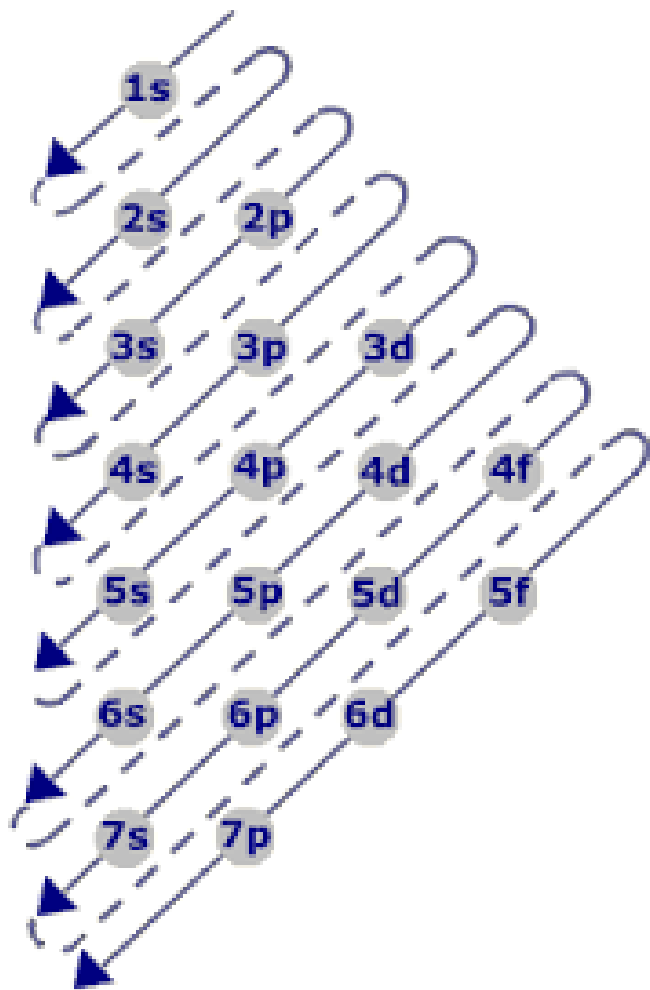
DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA

A distribuição eletrônica é a forma como os elétrons estão ao redor do núcleo.

Essa distribuição é feita em ordem de energia!

E essa ordem é determinada pelo diagrama de

Pauling:

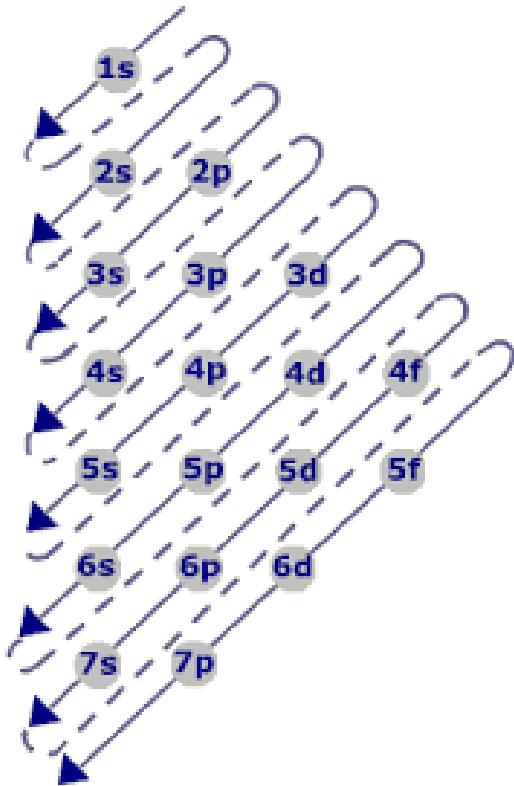


O diagrama é lido na diagonal! Por isso as setas em diagonal

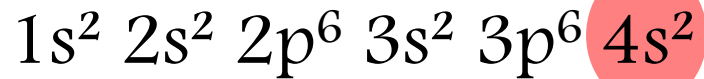
Exemplo:

Vamos fazer a distribuição eletrônica do Cálcio (${}_{20}\text{Ca}$)

O número atômico do cálcio é 20, ou seja, ele possui 20 prótons e como está no estado fundamental também possui 20 elétrons.



Com isso a distribuição eletrônica fica assim:



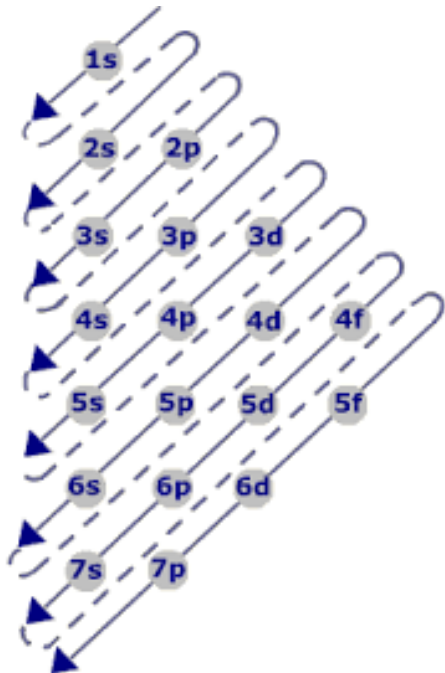
O nível mais externo do átomo com elétrons é conhecido como **camada de valência**



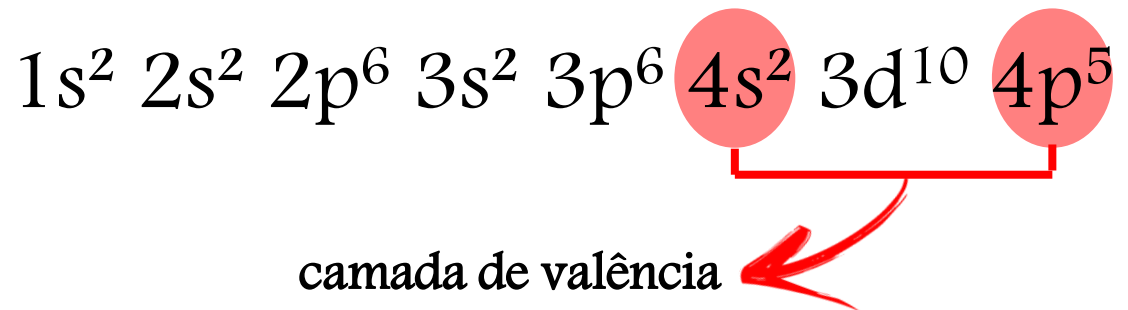
Exemplo 2:

Vamos fazer a distribuição eletrônica do Bromo
(${}_{35}\text{Br}$)

O número atômico do bromo é 35, ou seja, ele possui 35 prótons e como está no estado fundamental também possui 35 elétrons.



Com isso a distribuição eletrônica fica assim:



O átomo pode não estar em estado fundamental.

Quando isso acontece o átomo ganhou ou perdeu elétrons e com isso possui uma carga.

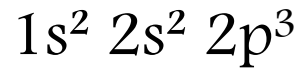
Se no estado fundamental a quantidade de prótons e elétrons é exatamente a mesma, quando o átomo perde elétrons significa que agora ele possui mais cargas positivas e assim se torna um **cátion**.

Exemplo:

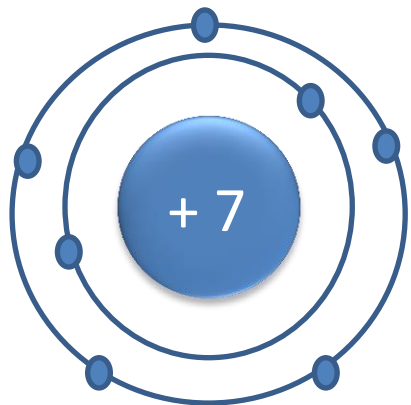
Vamos analisar o Lítio

$${}_7\text{Li}$$

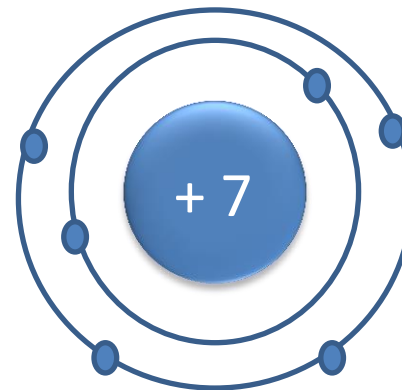
Primeiro vamos fazer a distribuição eletrônica:



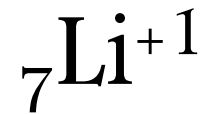
Com isso podemos ver que temos dois níveis, onde o nível 1 tem dois elétrons e o nível 2 tem 5 elétrons, então:



Estado Fundamental



7 cargas positivas – 6 cargas negativas =
1 carga positiva



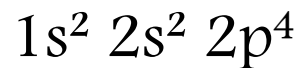
Representação
do cátion

Se no estado fundamental a quantidade de prótons e elétrons é exatamente a mesma, quando o átomo ganha elétrons significa que agora ele possui mais cargas negativas do que positivas e assim se torna um ânion.

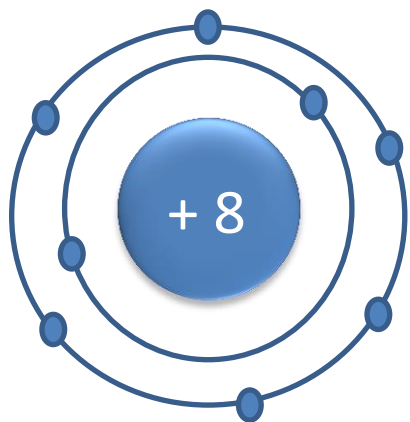
Exemplo: Vamos analisar o Lítio



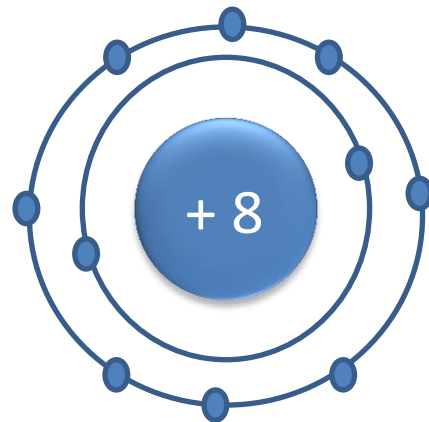
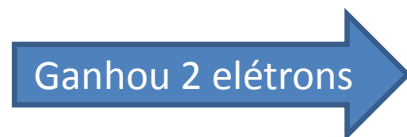
Primeiro vamos fazer a distribuição eletrônica:



Com isso podemos ver que temos dois níveis, onde o nível 1 tem dois elétrons e o nível 2 tem 6 elétrons, então:



Estado Fundamental



10 cargas negativas – 8 cargas positivas =
2 cargas negativas



Representação
do ânion

Resumindo:

Quando o átomo está no estado fundamental a quantidade de elétrons é igual a quantidade de prótons.

Quando o átomo perde elétrons ele terá carga elétrica positiva e será chamado de cátion

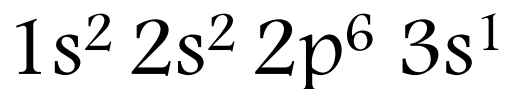
Quando o átomo ganha elétrons ele terá carga elétrica negativa e será chamado de ânion.

Podemos fazer a distribuição eletrônica de cátions e ânions também!

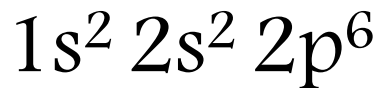
Exemplo:



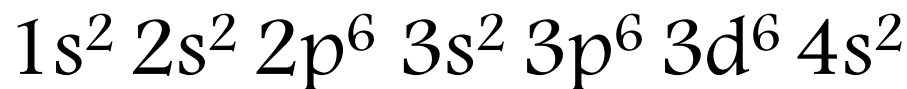
Primeiro fazemos a distribuição eletrônica no estado fundamental:



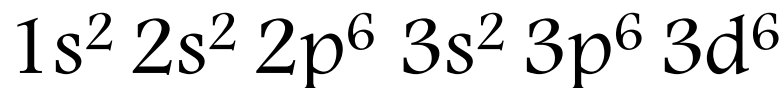
Depois retiramos os 2 elétrons:



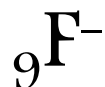
Primeiro fazemos a distribuição eletrônica no estado fundamental:



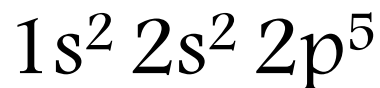
Depois retiramos os 2 elétrons:



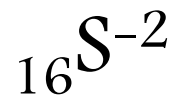
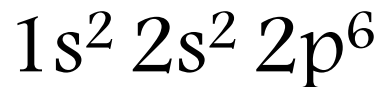
Exemplo 2:



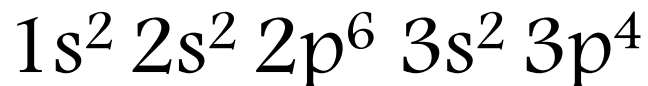
Primeiro fazemos a distribuição eletrônica no estado fundamental:



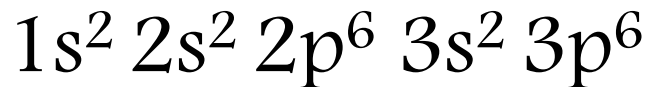
Depois acrescentamos 1 elétron:



Primeiro fazemos a distribuição eletrônica no estado fundamental:

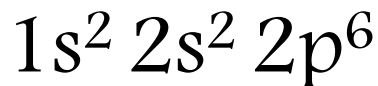
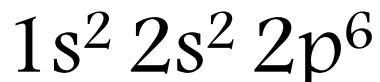


Depois acrescentamos os 2 elétrons:



Espécies químicas (íons ou átomos) que apresentam o mesmo número de elétrons são chamadas de isoeletrônicas.

ISÓTOELETRÔNICOS = mesmo n° de elétrons



Ambos tem 10 elétrons, portanto,
são isoeletrônicos

