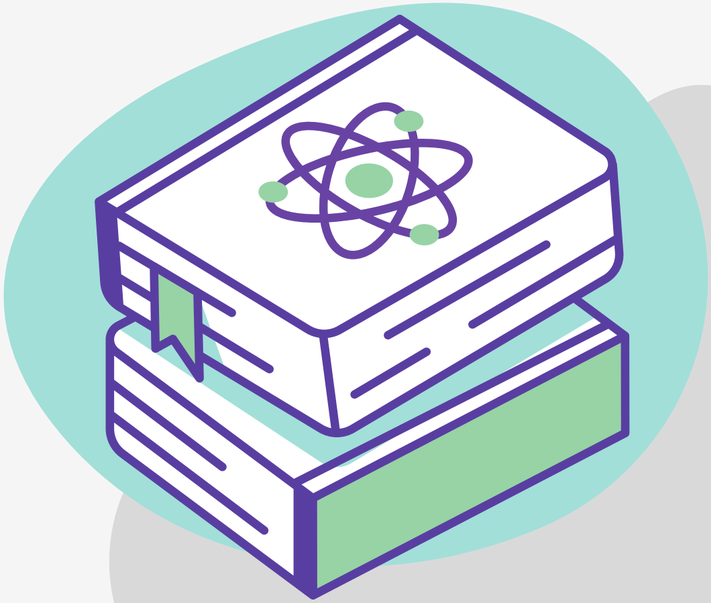
LIGAÇÕES QUÍMICAS

Professor
Rodolpho Caeiro

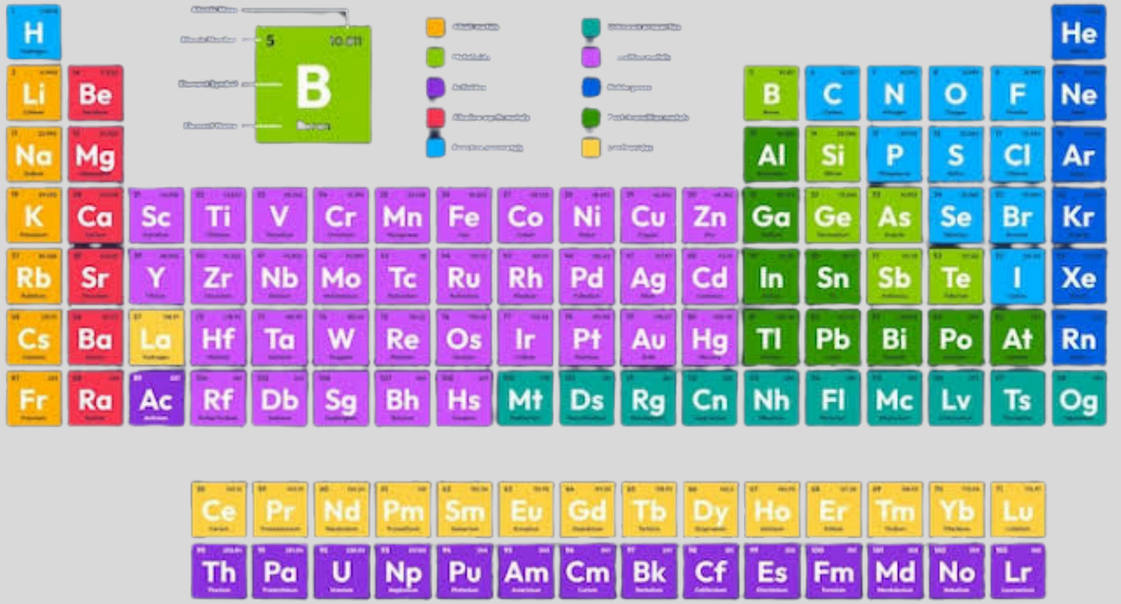


Definição

As ligações químicas são a forma que os átomos encontram para alcançar a estabilidade eletrônica.

Essa é alcançada quando um átomo adquire a configuração eletrônica da camada de valência de um gás nobre. Daí surgem duas regras essenciais:

- Regra do dueto
- Regra do octeto



A regra do dueto

Alguns elementos químicos são conhecidos por adquirirem a estabilidade com 2 elétrons na camada de valência.

Assumindo, portanto, a valência do Hélio, um gás nobre com 2 elétrons na camada de valência.

$$_{2}He: 1s^{2}$$

Os principais elementos que seguem esta regra são o hidrogênio e o lítio.

A regra do octeto

A maioria dos elementos químicos adquirirem a estabilidade com 8 elétrons na camada de valência.

Assumindo, portanto, a valência dos demais gases nobres.

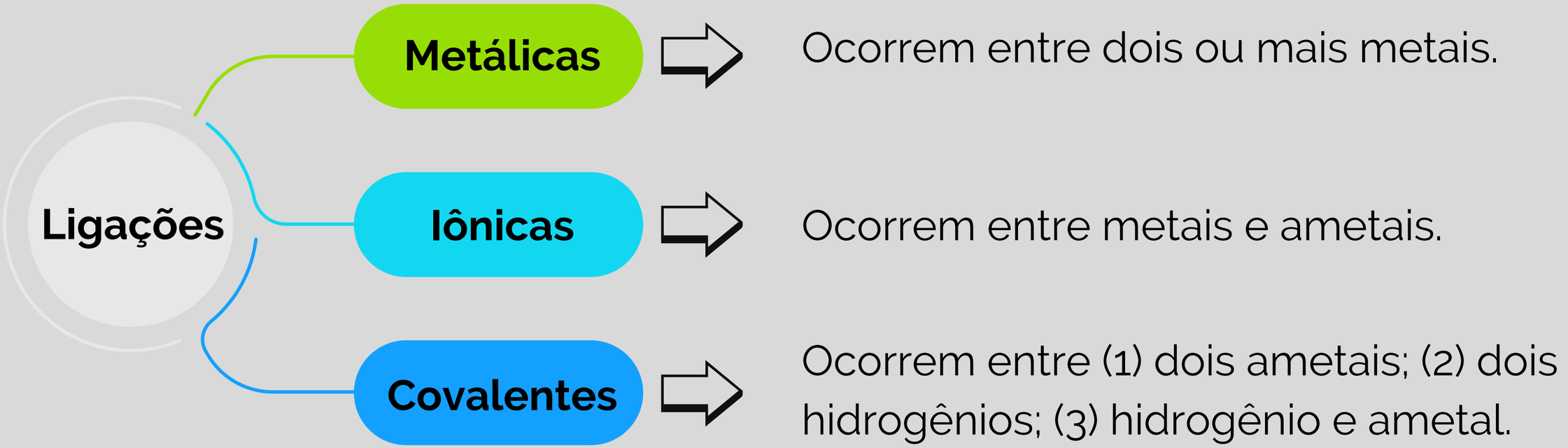
$$_{10}Ne: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$$

Todos os demais gases nobres seguirão a mesma configuração eletrônica da camada de valência, ou seja, **$ns^2\ np^6$.**

O estudo de algumas substâncias químicas revelam a existência de algumas exceções às regras vistas anteriormente. Como é o caso do berílio (Be), do enxofre (S), do fósforo (P) e até do xenônio (Xe).

As ligações químicas

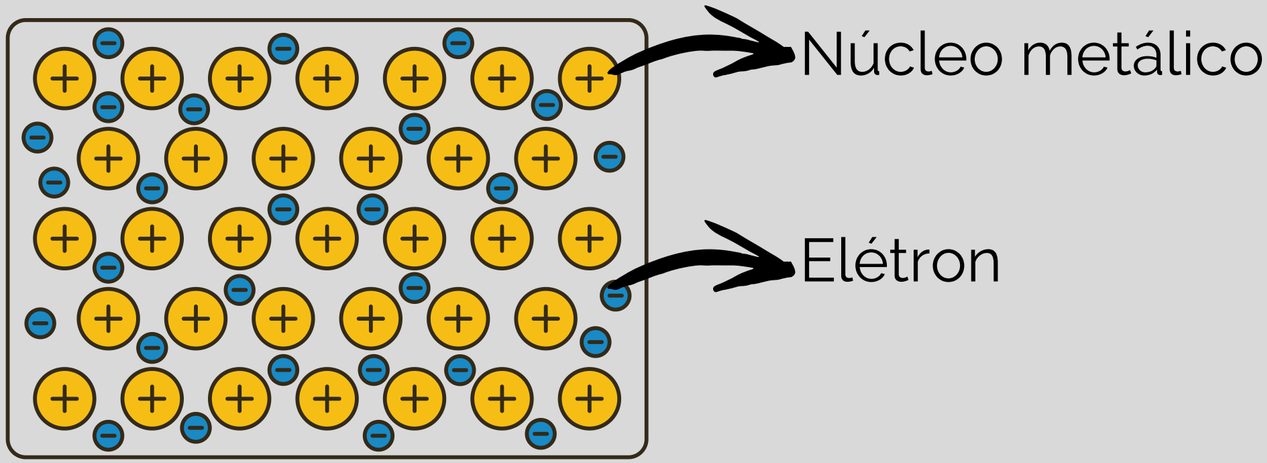
Os tipos de ligações químicas têm a sua ocorrência dependente da natureza dos elementos químicos envolvidos.



As ligações metálicas

Essas ligações são governadas por um modelo apelidado de "mar de elétrons".

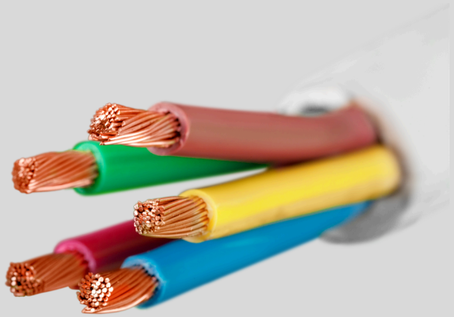
Esta foi a forma encontrada para se refeir ao fato de que os elétrons de valência dos átomos metálicos estão circulando "livremente" ao seu redor.



As ligações metálicas

A partir do momento que isso ocorre, torna-se possível a compreensão das propriedades dos metais.

- Condutividade elétrica
- Condutividade térmica
- Maleabilidade
- Ductibilidade



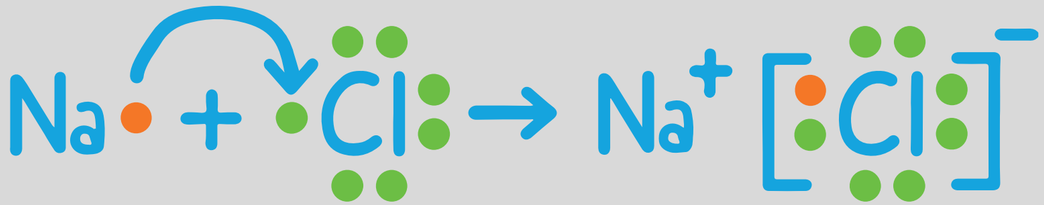
As ligações iônicas

Essas ligações são fundamentadas no princípio da doação de elétrons da valência do metal para a do ametal.

Para que isso fique mais claro, vejamos o exemplo abaixo:

$_{11}Na: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ ⇨ 1 elétron na C. Val. ⇨ Perde 1 elétron ⇨ Na^+

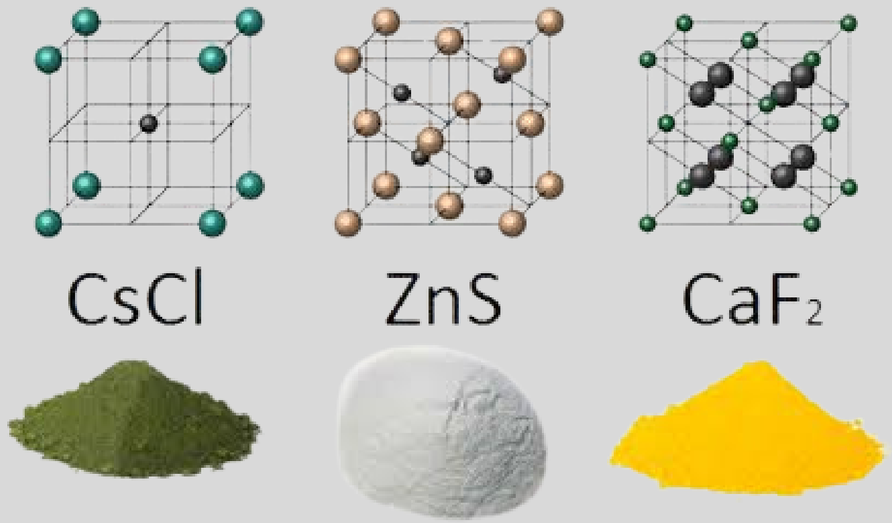
$_{17}Cl: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ ⇨ 7 elétrons na C. Val. ⇨ Ganha 1 elétron ⇨ Cl^-



As ligações iônicas

Os compostos iônicos, após formados, possuem as seguintes características:

- Mantidos por forças eletrostáticas
- Sólidos à temperatura ambiente
- Isolantes térmicos
- Condutores de corrente elétrica quando fundidos ou em meio aquoso



As ligações covalentes

Essas ligações são fundamentadas no princípio do compartilhamento de elétrons da valência dos átomos envolvidos.

A depender da quantidade de compartilhamentos tem-se ligações:

- Simples ⇨ 1 compartilhamento
- Duplas ⇨ 2 compartilhamentos
- Triplas ⇨ 3 compartilhamentos

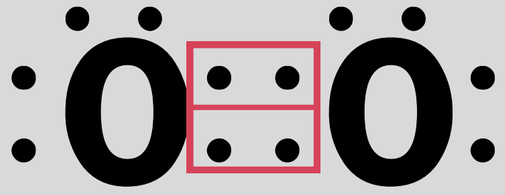
Entendendo as conexões atômicas

a) H_2

$_1H: 1s^1$ ⇨ 1 elétron na C. Val. ⇨ Ganha 1 elétron ⇨ Faz 1 ligação

b) O_2

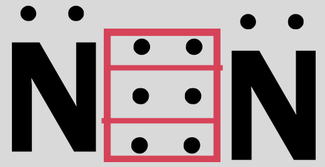
$_8O: 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ ⇨ 6 elétrons na C. Val. ⇨ Ganha 2 elétrons ⇨ Faz 2 ligações



Entendendo as conexões atômicas

c) N_2

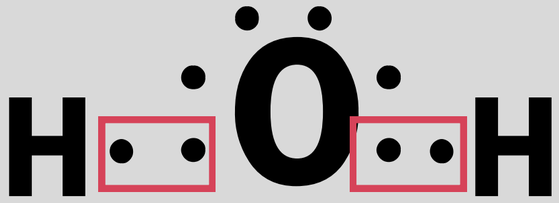
$_{7}N: 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ ⇨ 5 elétrons na C. Val. ⇨ Ganha 3 elétrons ⇨ Faz 3 ligações



d) H_2O

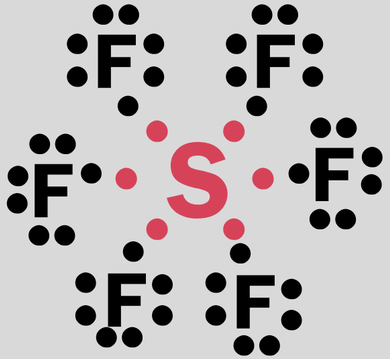
$_{8}O: 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ ⇨ 6 elétrons na C. Val. ⇨ Ganha 2 elétrons ⇨ Faz 2 ligações

$_{1}H: 1s^1$ ⇨ 1 elétron na C. Val. ⇨ Ganha 1 elétron ⇨ Faz 1 ligação



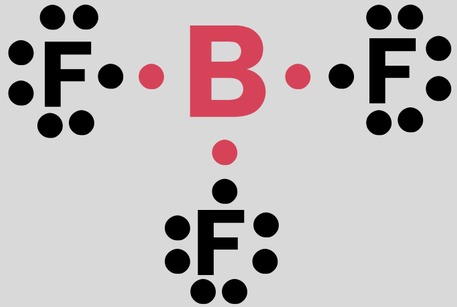
As ligações covalentes: exceções

Caso SF6



Caso BeH2

Caso BF3



Aqui presenciamos os casos de expansão e contratação da regra do octeto.

As ligações covalentes coordenadas

Em algumas moléculas, por mais que haja a possibilidade de se expandir o octeto, o átomo não faz.

Deste modo, a saída para gerar estabilidade atômica, é o estabelecimento da ligação covalente coordenada.

Exemplo: SO_2 e SO_3.