

Ligações Químicas

Por que os elementos químicos se ligam?

Para adquirir a estabilidade e formar as moléculas que formarão toda a matéria. Esta estabilidade é adquirida quando o átomo adquire configuração eletrônica de gás nobre, ou seja, 8 elétrons na última camada (Teoria do Octeto).

Onde as ligações químicas ocorrem?

Na camada mais externa do átomo, também chamada de camada de valência. Os elétrons desta camada são doados, recebidos ou compartilhados, com o objetivo de adquirir a configuração eletrônica de um gás nobre.

Tipos de Ligação Química

IÔNICA	COVALENTE	METÁLICA
--------	-----------	----------

VALÊNCIA

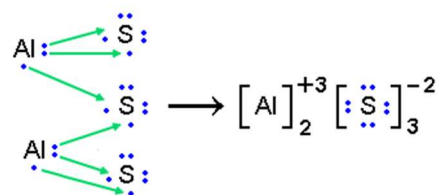
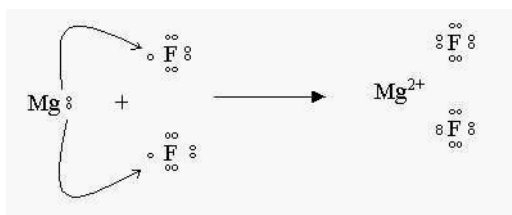
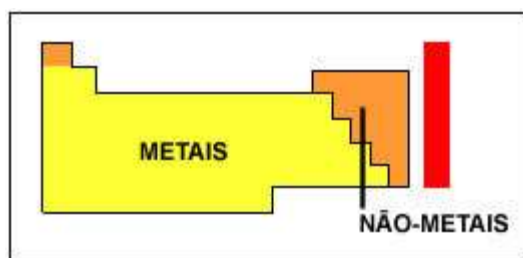
Indica quantas ligações um átomo precisa fazer para alcançar a estabilidade (configuração eletrônica de gás nobre).

Vamos realizar a distribuição eletrônica de um elemento de cada família dos elementos representativos, a fim de determinarmos a valência de cada um.

1A	2A		3A	4A	5A	6A	7A	0
s ¹	s ²		s ² p ¹	s ² p ²	s ² p ³	s ² p ⁴	s ² p ⁵	s ² p ⁶

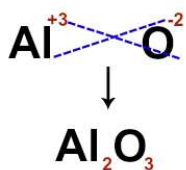
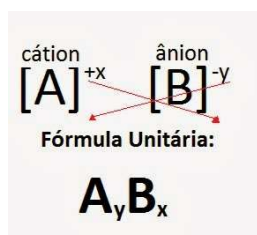
LIGAÇÃO IÔNICA

- Ocorre entre: METAL + AMETAL ou METAL + HIDROGÊNIO
- Elementos com diferença de eletronegatividade.
- TRANSFERÊNCIA DEFINITIVA de elétrons
- Força eletrostática (atração de cargas opostas)



DETERMINAÇÃO DA FÓRMULA DE UM COMPOSTO IÔNICO

É só determinar a família em que o elemento se encontra e sua valência.

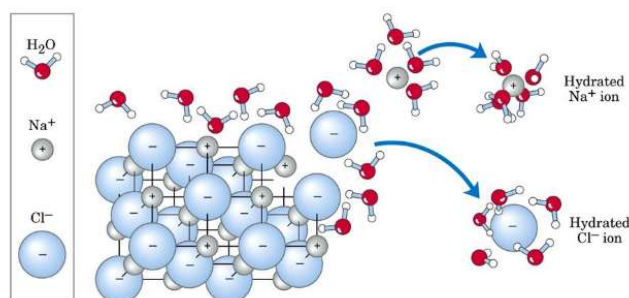


Determinar a fórmula do composto iônico:

- a) Ca e Cl
- b) Na e F
- c) Al e OH
- d) Ca e O

CARACTERÍSTICAS DOS COMPOSTOS IÔNICOS

- Não formam moléculas, mas sim **RETÍCULOS CRISTALINOS**
- **Altos pontos de fusão e ebulição**, devido à força de atração entre os íons.
Ex: PF NaCl: 801°C. Por isso são **sólidos à temperatura ambiente**
- **Bons condutores de corrente elétrica** quando fundidos ou dissolvidos em água, pois os íons são separados pelo processo de solvatação.



O lado da molécula da água que contém os átomos de hidrogênio (+) atrairá os íons Cl⁻; e os íons Na⁺ serão atraídos pelo lado do átomo de oxigênio (-) da água.

- São solúveis em água, visto que são compostos bem polarizados (cargas + ou -).

LIGAÇÃO COVALENTE

- Ocorre entre AMETAL + AMETAL, AMETAL + HIDROGÊNIO ou HIDROGÊNIO + HIDROGÊNIO
- Elementos com baixa diferença de eletronegatividade.
- **COMPARTILHAMENTO** de elétrons.
- Força ELETROMAGNÉTICA que mantém os átomos unidos.



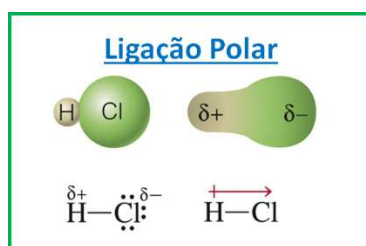
LIGAÇÃO COVALENTE APOLAR

- Ocorre entre átomos iguais, sem diferença de eletronegatividade.
- O par de elétrons é atraído igualmente, pois os átomos possuem a mesma eletronegatividade, não formando pólos (positivo e negativo).



LIGAÇÃO COVALENTE POLAR

- Ocorre entre átomos diferentes. Neste caso, há diferença de eletronegatividade entre os átomos, sendo o par de elétrons não compartilhado igualmente.
- Neste caso, há a formação de pólos (positivo e negativo), por isso a ligação é dita POLAR.



LIGAÇÃO COVALENTE DATIVA OU COORDENADA

- “Empréstimo” de par de elétrons, do elemento central **QUE JÁ SE ENCONTRA COM O OCTETO COMPLETO**, para o átomo da periferia.
- Nunca vem sozinho em uma molécula (são feitas antes ligações covalentes normais)

Exemplos:

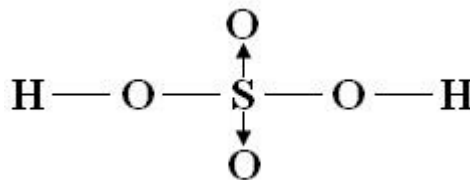
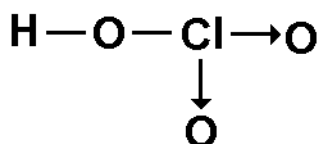


LIGAÇÃO DOS ÁCIDOS

Regras: 1) Colocar o átomo central, com os átomos de oxigênios ao redor;

2) Colocar os hidrogênios próximos aos átomos de oxigênio;

3) A ligação começa dos hidrogênios com os oxigênios, compartilhando um par de elétrons.

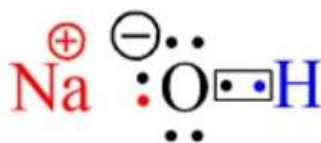


Exceção: H_3PO_3 e H_3PO_2 (Veremos no capítulo de Funções Inorgânicas)

LIGAÇÃO DAS BASES E SAIS

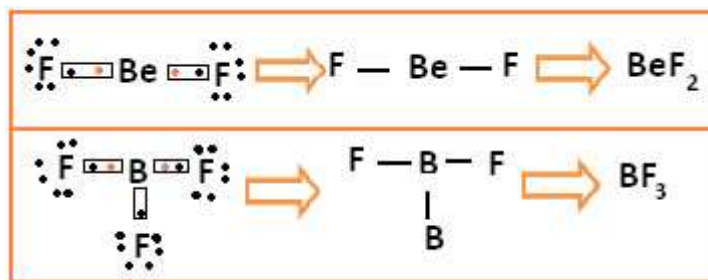
Regras: 1) Há ligação iônica (que ocorre entre o metal e o oxigênio)

2) Há ligação covalente (que ocorre entre o oxigênio e o hidrogênio, no caso das bases)



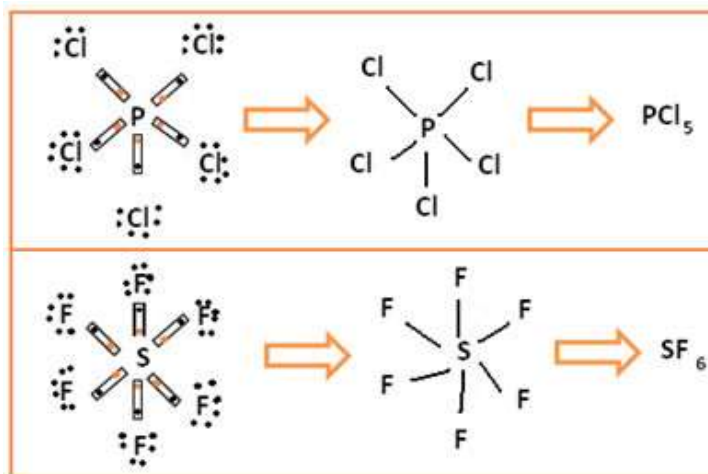
EXCEÇÕES À REGRA DO OCTETO

Ocorrem nos elementos do segundo período em diante, principalmente nas moléculas que apresentam o berílio e o boro, além também de alguns óxidos de nitrogênio.

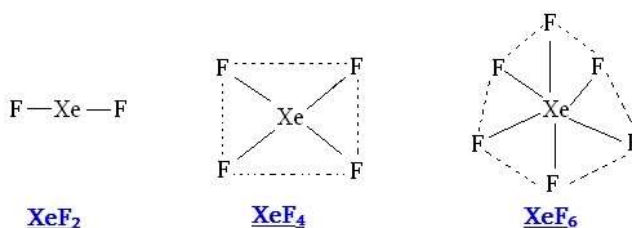


EXPANSÃO DA CAMADA DE VALÊNCIA.

Esse caso ocorre em elementos do terceiro período em diante, pois, visto que são mais de oito elétrons que terão que se comportar na camada de valência, o átomo precisa ser relativamente grande. É por isso que os elementos do segundo período nunca se expandem. Os elementos principais nos quais essa expansão do octeto ocorre são o fósforo (P) e o enxofre (S):

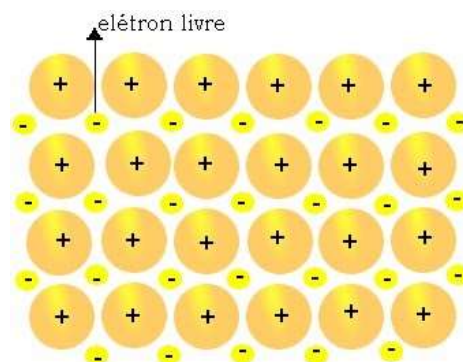


No primeiro caso, o fósforo ficou estável com 10 elétrons em sua camada de valência; já no segundo exemplo, o enxofre ficou com 12 elétrons. Isso pode ocorrer também em compostos de gases nobres formados em laboratório, como o XeF₂, o XeF₄ e o XeF₆.



LIGAÇÃO METÁLICA

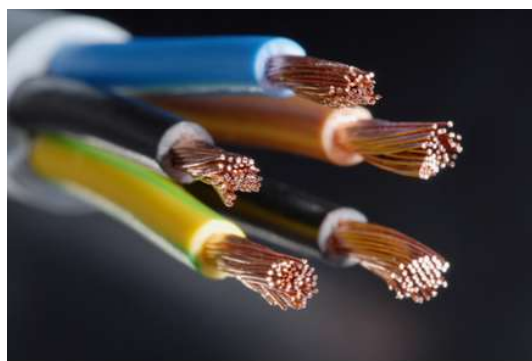
Uma das principais características dos metais é a condução fácil da eletricidade. A consideração de que a corrente elétrica é um fluxo de elétrons levou à criação da chamada **teoria da nuvem eletrônica (ou teoria do mar de elétrons)**, que passamos a explicar. Em geral, os átomos dos metais têm apenas 1, 2 ou 3 elétrons na última camada eletrônica; essa camada está normalmente afastada do núcleo, que, conseqüentemente, atrai pouco aqueles elétrons. Como resultado, os elétrons escapam facilmente do átomo e transitam livremente pelo reticulado. Desse modo, os átomos que perdem elétrons transformam-se em cátions, os quais podem, logo depois, receber elétrons e voltar à forma de átomo neutro, e assim sucessivamente.



Concluindo, podemos dizer que, segundo essa teoria, o metal seria um aglomerado de átomos neutros e cátions, mergulhados em uma nuvem (ou “mar”) de elétrons livres (costuma-se também dizer que esses elétrons estão deslocalizados). Assim, a “nuvem” de elétrons funcionaria como uma **ligação metálica**, mantendo os átomos unidos.

Os metais são **bons condutores térmicos e elétricos** devido aos elétrons livres, que permitem o trânsito rápido de calor e eletricidade.

Seus **elevados pontos de fusão e ebulição**, bem como sua **resistência à tração** são conseqüências da grande força da ligação metálica, porque os átomos ficam unidos com muita intensidade. Assim, para desfazer esse tipo de ligação é necessário fornecer muita energia ao sistema.



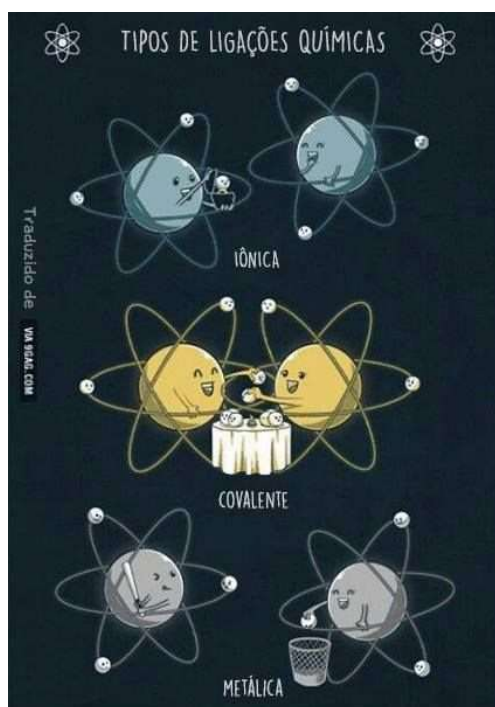
A **densidade elevada** e o fato da maioria dos metais serem **sólidos** em temperatura e pressões ambientes é conseqüência das estruturas compactas e cristalinas.

E a **maleabilidade (lâminas)** e a **ductibilidade (fios)** vêm do fato de que os átomos dos metais podem “escorregar” uns sobre os outros.

LIGAS METÁLICAS: Os metais puros geralmente não apresentam todas as características necessárias para serem aplicados na fabricação de produtos utilizados na sociedade. Por isso, surgiram as ligas metálicas, que são misturas de dois ou mais metais ou de um metal com outra substância simples por meio de aquecimento.

Esses componentes se fundem em temperatura elevada e depois esfriam, solidificando-se.

Exemplos: Aço (Fe + C), Bronze (Cu + Sn), Latão (Cu + Zn), Amálgama Dental (Hg + Ag).



RESUMO DE LIGAÇÕES QUÍMICAS

Ligação	Características	Elementos	
Covalente	Compartilhamento de elétrons	Ametal H	Ametal H Semimetal
Iônica	Transferência de elétrons	Ametal H	Ametal H Semimetal
Metálica	Cátions de elementos metálicos envoltos por nuvem de elétrons	Metal	Metal

Geometria Molecular e Polaridade das Moléculas

GEOMETRIA MOLECULAR

Determinamos a Geometria Molecular a partir do número de átomos na molécula:

2 átomos	Linear	HBr, O ₂
3 átomos	<ul style="list-style-type: none"> Linear: sem pares de elétrons sobrando no átomo central; Angular: 1 ou 2 pares de elétrons sobrando no átomo central; 	CO ₂ , H ₂ O
4 átomos	<ul style="list-style-type: none"> Trigonal Plana: sem pares de elétrons sobrando no átomo central; Piramidal: 1 par de elétron sobrando no átomo central; 	SO ₃ , NH ₃
5 átomos	<ul style="list-style-type: none"> Tetraédrica: sem pares de elétrons sobrando no átomo central; Quadrado Planar: com 2 pares de elétrons sobrando no átomo central 	CH ₄ , SF ₄ , XeF ₄
6 átomos	<ul style="list-style-type: none"> Bipirâmide Trigonal 	PCl ₅

7 átomos	<ul style="list-style-type: none"> • Octaédrica 	XeF ₆
----------	--	------------------