

Aluno:

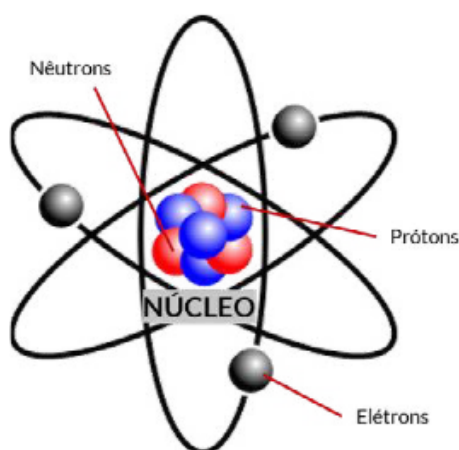
Turma:

Data

1 Ligações Químicas

As ligações químicas são nada mais, nada menos, do que o fenômeno que une os átomos! Assim, eles podem formar **compostos iônicos** (como sais, óxidos e bases), **moléculas** (água, gás carbônico, oxigênio), **ligas metálicas** (ferro, alumínio, ouro) – e toda a matéria que existe no universo.

Primeiramente, é preciso entender que as ligações químicas acontecem na eletrosfera: a região em torno do núcleo onde se concentram os elétrons. Mais especificamente, acontecem na **camada de valência** de um átomo – que é a camada mais externa.



Assim, são os elétrons dessa camada de valência que vão participar das ligações químicas.

As ligações químicas dependem da força de atração eletrostática existente entre cargas de sinais opostas e da tendência que os elétrons apresentam de formar pares.

Deste modo para ocorrer uma ligação química é necessário que os átomos percam ou ganhem elétrons, ou, então, compartilhem seus elétrons de sua última camada.

Na maioria das ligações, os átomos ligantes possuem distribuição eletrônica semelhante à de um gás nobre, isto é, apenas o nível K, completo, ou, 8 elétrons em uma outra camada.

Esta ideia foi desenvolvida pelos cientistas Kossel e Lewis e ficou conhecida como teoria do octeto.

Existem muitas exceções a esta regra, porém ela continua sendo usada por se tratar de uma introdução a ligação química.

O número de elétrons que um átomo deve perder, ganhar ou associar para se tornar estável recebe o nome de valência ou poder de combinação do átomo.

1.1 Regra do Octeto

A regra do octeto dita que o elemento terá estabilidade quando tiver oito elétrons na camada de valência, ou seja, o oxigênio, por exemplo, que tem seis elétrons na camada de valência ($1s^2 2s^2 2p^4$), precisa receber ou compartilhar outros dois elétrons. Como cada elétron simboliza uma ligação simples, o oxigênio, portanto, faz duas ligações.

Expansão do octeto: ocorre principalmente com fósforo (P) e enxofre (S), átomos grandes com subnível *d* desocupado, podendo comportar mais de oito elétrons na 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):

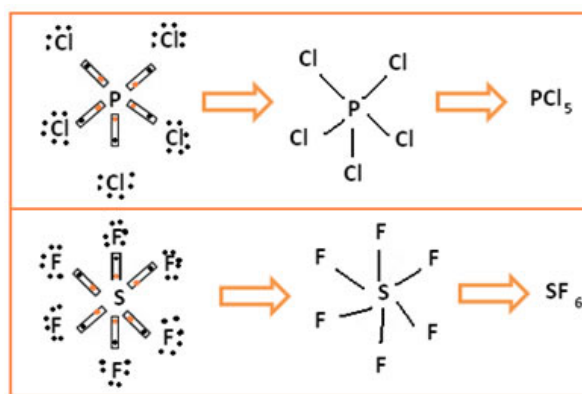


Figura 1: Expansão do octeto

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 XeF_2 e o XeF_4 .

Contração do octeto: é quando o átomo alcança estabilidade com menos de oito elétrons na camada de valência. Acontece, principalmente, com elementos do segundo período da Tabela Periódica, como berílio (Be) e boro (B).

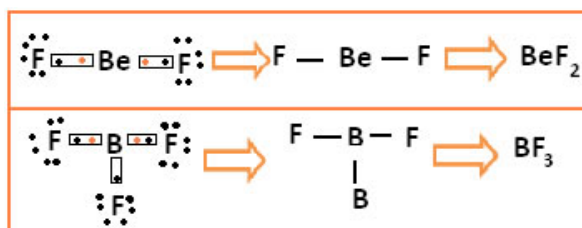


Figura 2: Contração do octeto

No primeiro caso temos o difluoreto de berílio. Note que apenas com duas ligações, isto é, com 4 elétrons na camada de valência, o berílio já atinge a estabilidade eletrônica.

Já no segundo caso, no trifluoreto de boro, o boro adquire estabilidade compartilhando seus três elétrons de valência

com três átomos de flúor, assim ele fica estável com apenas 6 elétrons na camada de valência.

Em ambos os casos os átomos do flúor ficam com o octeto completo, mas o elemento central não.

Estáveis com um número ímpar de elétrons: São poucos os elementos em que isso ocorre, mas os mais comuns são os radicais livres NO, NO₂ e ClO₂, em que os elétrons na camada de valência dos átomos centrais são apenas 7. Veja um desses casos:

1.2 Ligação Iônica

Ligação Iônica: Entendemos a ligação iônica como uma atração eletrostática entre dois íons. Geralmente são formadas pela ligação entre um metal e um ametal.

O exemplo mais tradicional da ligação iônica é a interação entre o sódio (Z = 11) e o cloro (Z = 17) para a formação do cloreto de sódio (NaCl).

O sódio tem configuração eletrônica:

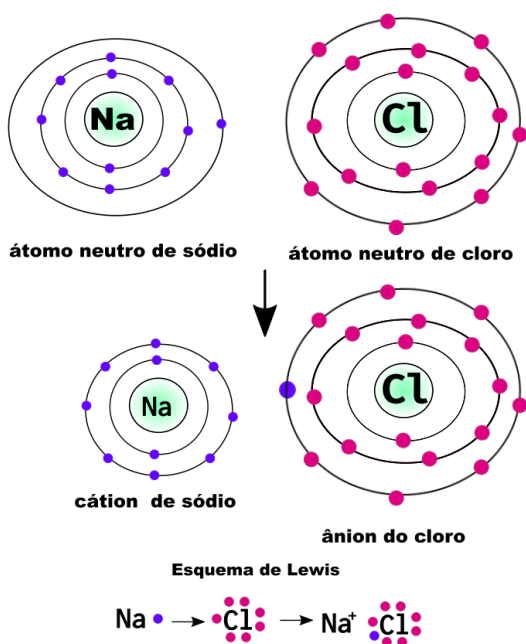
$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$

A tendência normal dele é perder **1 elétron** ficando com uma configuração eletrônica semelhante à do neônio e, se tornando um **cátion monovalente**.

$(1s^2, 2s^2, 2p^6)^{1+}$

O cloro tem configuração eletrônica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

A tendência normal dele é ganhar 1 elétron ficando com uma configuração eletrônica semelhante à do argônio e, se tornando um **ânion monovalente**.

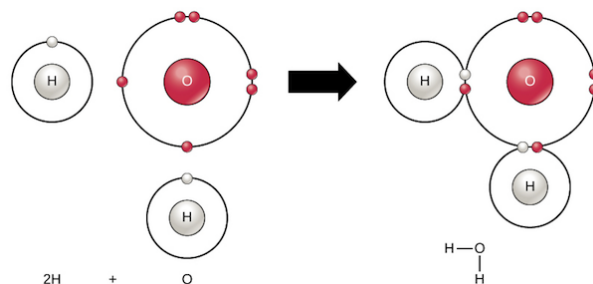


1.3 Ligações Covalentes

Uma outra maneira pela qual os átomos podem tornar-se mais estáveis é por compartilhamento de elétrons (em vez de ganhá-los ou perdê-los totalmente), formando assim ligações covalentes. Ligações covalentes são mais comuns do que ligações iônicas nas moléculas de organismos vivos.

Por exemplo, as ligações covalentes são fundamentais para a estrutura de moléculas orgânicas com base em carbono tais como o DNA e as proteínas. As ligações covalentes são também encontradas em moléculas inorgânicas menores como H₂O, CO₂ e O₂. Um, dois ou três pares de elétrons podem ser compartilhados entre os átomos, resultando em ligações simples, duplas ou triplas, respectivamente. Quanto maior o número de elétrons compartilhados entre dois átomos, mais forte será a ligação entre eles.

Como um exemplo de ligação covalente, vamos ver a água. Uma única molécula de água, H₂O, consiste de dois átomos de hidrogênio ligados a um átomo de oxigênio. Cada hidrogênio compartilha um elétron com o oxigênio, e o oxigênio compartilha um dos seus elétrons, com cada hidrogênio:



A ligação covalente geralmente é realizada entre:

- Ametais + ametais
- Hidrogênio + hidrogênio
- Hidrogênio + ametais

Os ametais é uma classificação dentro da tabela periódica, que engloba aos elementos químicos que possuem quatro ou mais elétrons na camada de valência. Tais elementos pertencem às famílias 14, 15, 16, e 17, que possuem nessa ordem, quatro, cinco, seis e sete elétrons na última camada.

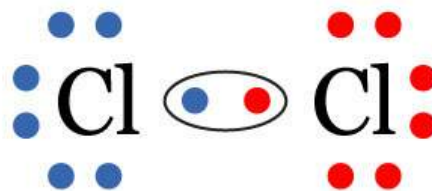
O hidrogênio é uma exceção, pois ele tem apenas um elétron na camada de valência e para atingir a estabilidade, assim como o gás hélio, precisa adquirir mais um elétron. É importante reforçar que o hidrogênio não irá perder seu único elétron, mas sim compartilhar com um ametal.

Observe o quadro abaixo que mostra o máximo de ligações covalentes que os ametais podem realizar:

Existem quatro tipos de ligações covalentes: simples, dupla, tripla e dativa. Confira abaixo a descrição de cada uma:

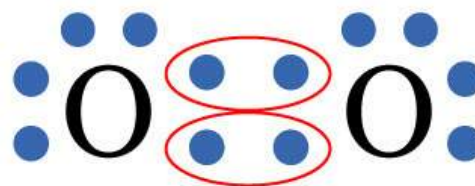
1. Ligação covalente simples

Os átomos dividem um elétron de cada elemento, buscando a estabilidade de ambos. Por exemplo, na formação do gás cloro (Cl₂), cada átomo de cloro compartilha um elétron:



2. Ligação covalente dupla

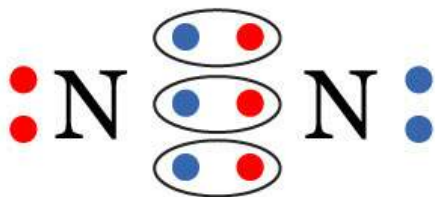
Os átomos agora dividem dois elétrons de cada elemento, buscando a estabilidade de ambos. Por exemplo, na formação do gás oxigênio (O₂), cada átomo de oxigênio compartilha entre si dois pares de elétrons.



3. Ligação covalente tripla

Segue os preceitos das ligações anteriores e os átomos dividem três elétrons de cada elemento, buscando a

estabilidade. No exemplo do gás nitrogênio (N_2) há o compartilhamento de três elétrons de cada átomo de nitrogênio entre si:



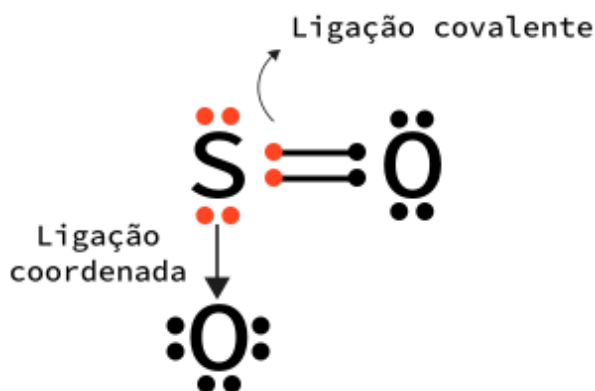
1.4 Ligação compartilhada

A **ligação compartilhada**, também conhecida como **ligação coordenada**, é um tipo de ligação que se caracteriza por ser uma ligação covalente em que um dos átomos “doa” pares de elétrons para um outro átomo qualquer, apesar de já estar estável.

Esse tipo de ligação é muito comum para os elementos cloro (Cl), enxofre (S) e fósforo (P).

Nesse tipo de ligação, para fins didáticos, costuma-se representar o par de elétrons a ser doado com uma seta, para diferenciar de ligações covalentes normais que podem ser representadas pela estrutura de Lewis ou ainda por traços que ligam dois elétrons.

Exemplo: Dióxido de Enxofre (SO_2):

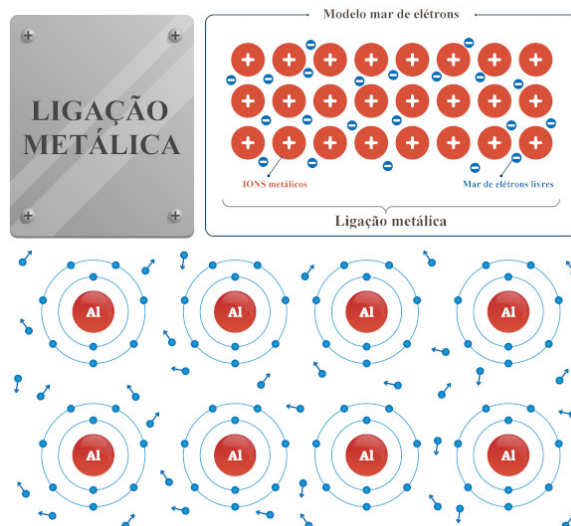


1.5 Ligação metálica

A ligação metálica acontece entre átomos de um único elemento metálico.

Os metais puros são formados por aglomerados de átomos de um mesmo elemento chamados de retículos cristalinos. Esses retículos são um aglomerado iônico formado por cátions do metal, uma vez que os elétrons da camada de valência dos átomos do metal se deslocam, saindo da camada de valência, tornando o átomo um cátion. Quando deslocados, os elétrons começam a rodear os cátions formando um grande fluxo de elétrons, sendo que cada um desses tem capacidade de se mover livremente pelo retículo cristalino.

Esse tipo de ligação química acontece entre metais da mesma espécie e metais de espécies diferentes (ligas metálicas). Nela haverá a movimentação dos elétrons entre um átomo e outro da molécula (mar de elétrons livres), os quais ficam presos à estrutura por atração eletrostática.



2 Exercícios

1 (1.00) (FUVEST) A ligação química entre os átomos de sódio e cloro no NaCl é classificada como:

- (a) Covalente polar
- (b) Iônica
- (c) Metálica
- (d) Covalente apolar
- (e) Covalente

2 (1.00) (UNICAMP) Em qual das opções a ligação entre os átomos é predominantemente covalente?

- (a) NaCl
- (b) CaF_2
- (c) H_2O
- (d) MgO
- (e) KBr

3 (1.00) (UFSC) Qual característica é típica de substâncias com ligação metálica?

- (a) Baixo ponto de fusão
- (b) Alta solubilidade em água
- (c) Alta condutividade elétrica
- (d) Formação de íons em solução
- (e) Estrutura molecular definida

4 (1.00) (UFRJ) Qual das seguintes substâncias possui ligação covalente dativa?

- (a) HCl
- (b) O_2
- (c) NH_4^+
- (d) NaCl
- (e) CO_2

5 (1.00) (ENEM) A ligação química nos metais pode ser explicada por:

- (a) Compartilhamento de elétrons entre dois ametais
- (b) Doação de elétrons de um metal para um ametal
- (c) Nuvem de elétrons deslocalizados ao redor de cátions
- (d) Formação de pares eletrônicos
- (e) Interação dipolo-dipolo

6 (1.00) (PUC-RIO) Substância com ligação predominantemente iônica:

- (a) CH₄
- (b) H₂O
- (c) CaCℓℓ₂
- (d) O₂
- (e) NH₃

7 (1.00) (UFPE) A ligação presente no gás oxigênio (O₂) é:

- (a) Iônica
- (b) Covalente simples
- (c) Covalente dupla
- (d) Covalente tripla
- (e) Covalente polar

8 (1.00) (UEM) Uma ligação covalente ocorre entre:

- (a) Um metal e um ametal
- (b) Dois metais
- (c) Dois ametais
- (d) Um cátion e um ânion
- (e) Um átomo e um íon

9 (1.00) (UFBA) Qual das propriedades abaixo está mais relacionada à ligação iônica?

- (a) Condutividade elétrica no estado sólido
- (b) Solubilidade em solventes orgânicos
- (c) Baixo ponto de ebulição
- (d) Fragilidade ao impacto
- (e) Maleabilidade

10 (1.00) (UFG) Qual alternativa apresenta somente compostos com ligações covalentes?

- (a) H₂O, O₂, CH₄
- (b) NaCl, H₂O, NH₃
- (c) HCl, CaCl₂, CO₂
- (d) NH₃, NaCl, H₂
- (e) CO, KBr, CH₄

11 (1.00) (UFPR) O modelo de mar de elétrons é utilizado para explicar:

- (a) Ligações covalentes em moléculas polares
- (b) Propriedades de compostos iônicos
- (c) Condutividade dos metais
- (d) Formação de íons
- (e) Forças de Van der Waals

12 (1.00) (UNESP) A molécula de CO₂ apresenta ligações:

- (a) Duplas e covalentes
- (b) Simples e iônicas
- (c) Triplas e polares
- (d) Duplas e metálicas
- (e) Duplas e dativas

13 (1.00) (IFSP) Em uma ligação iônica, o que ocorre com os elétrons?

- (a) Compartilhamento entre dois ametais
- (b) Formação de nuvem eletrônica
- (c) Transferência de elétrons de um átomo para outro
- (d) Doação de prótons
- (e) Repulsão entre elétrons

14 (1.00) (UFRGS) Um composto metálico é caracterizado por:

- (a) Ligações por pontes de hidrogênio
- (b) Interações dipolo-dipolo
- (c) Ligações com elétrons deslocalizados
- (d) Ligações covalentes apolares
- (e) Presença de íons negativos

15 (1.00) (UNB) Qual afirmação sobre ligações químicas é verdadeira?

- (a) Ligações iônicas ocorrem entre ametais
- (b) Ligações covalentes envolvem transferência de elétrons
- (c) Metais não formam ligações
- (d) Ligações metálicas permitem a condução elétrica
- (e) A ligação dativa é típica dos metais

16 (1.00) Explique, com base na teoria eletrônica, como se forma uma ligação iônica e dê um exemplo de composto com essa ligação.

17 (1.00) Compare as propriedades físicas de substâncias com ligações iônicas, covalentes e metálicas.

18 (1.00) (Dissertativa) Descreva o que caracteriza uma ligação covalente e cite dois exemplos de moléculas covalentes.

19 (1.00) O que é uma ligação covalente compartilhada? Dê um exemplo e explique.

20 (1.00) Explique como o modelo do "mar de elétrons" justifica as propriedades dos metais, como condutividade elétrica e maleabilidade.