

Aula 6

CLASSIFICAÇÃO DAS LIGAÇÕES QUÍMICAS

META

Apresentar os tipos de ligações químicas.

OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá:
reconhecer e diferenciar os tipos de ligações químicas.

PRÉ-REQUISITOS

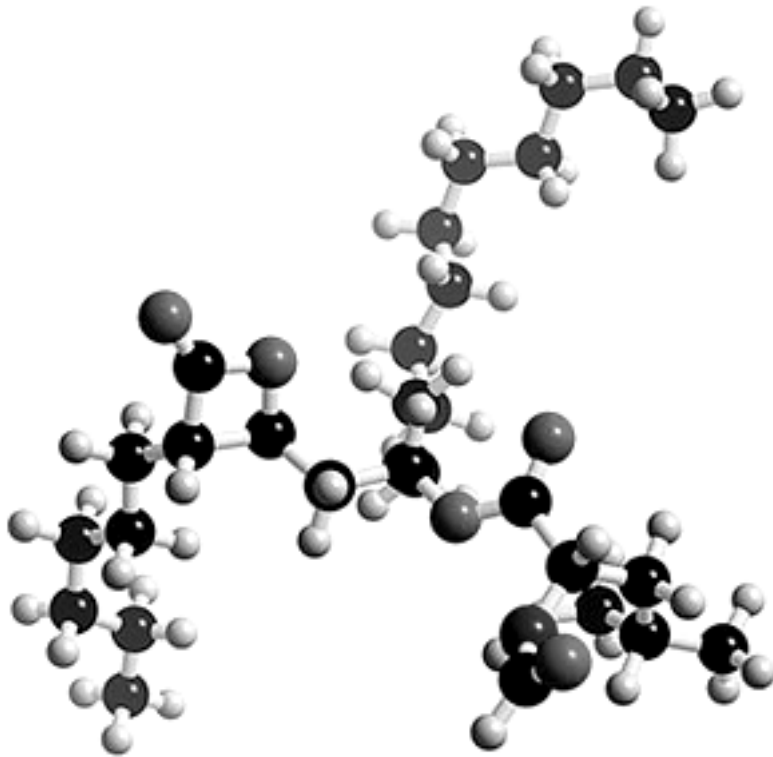
Conhecer a classificação dos elementos através da sua configuração eletrônica, e correlacionar cada elemento com as respectivas propriedades periódicas..

Eliana Midori Sussuchi
Samísia Maria Fernandes Machado
Valéria Regina de Souza Moraes

INTRODUÇÃO

Na aula sobre Estrutura Atômica, nós aprendemos como os elétrons estão arrançados nos átomos e vimos que existe um conjunto de átomos que compõem a Tabela Periódica denominados GASES NOBRES. Vimos também que todos os demais elementos tendem a reagir de maneira a adquirir a configuração de um gás nobre.

Hoje nós vamos falar das ligações químicas entre os átomos, o que determina o tipo de ligação em cada substância e as propriedades das substâncias determinadas em grande parte por esta ligação. Para tanto, examinaremos as relações entre estrutura eletrônica, forças das ligações químicas e tipos de ligações químicas. Veremos também como as propriedades das substâncias iônicas e covalentes são originadas a partir das distribuições de carga eletrônica nos átomos, íons e moléculas.



(Fonte: <http://www.secdslb.com.pt>).

LIGAÇÕES QUÍMICAS

Antes de falarmos de Ligações Químicas, faremos um breve comentário a respeito de algumas substâncias que fazem parte do nosso dia-a-dia e que, embora tenham aparências similares, são substâncias completamente diferentes. À luz deste olhar, tomaremos como exemplo o sal de cozinha e o açúcar refinado que são substâncias brancas cristalinas.

Vejamos então: enquanto o sal de cozinha é o cloreto de sódio, NaCl, que consiste em íon sódio, Na⁺ e íons cloreto, Cl⁻, o açúcar refinado não contém íons e é composto por moléculas de sacarose, C₁₂H₂₂O₁₁.

Muito bem! No caso do sal de cozinha, o que mantém a estrutura unida são as atrações entre os íons com cargas de sinais contrários às quais podemos chamar de ligações iônicas. Por outro lado, o açúcar refinado não contém íons sob condição nenhuma e consiste em moléculas cujos átomos são mantidos unidos por ligações covalentes.

Agora, uma vez que entendemos a diferença na forma como as substâncias são formadas, nós podemos de fato definir ligações químicas como sendo: uniões estabelecidas entre átomos para formarem as moléculas, que constituem a estrutura básica de uma substância ou composto.

Entretanto, para entendermos os tipos de ligações químicas, também serão necessários outros conceitos. Vejamos a seguir.

SÍMBOLOS DE LEWIS

Os elétrons envolvidos em ligações químicas são os elétrons de valência, ou seja, aqueles localizados no nível incompleto mais externo de um átomo. Para um melhor entendimento através de figuras sobre a localização dos elétrons em um átomo, representamos os elétrons como pontos ao redor do **símbolo do elemento**. Esta representação é denominada de símbolo de Lewis e consiste de um ponto para cada elétron de valência. As configurações eletrônicas e os símbolos de Lewis para os elementos representativos do segundo e terceiro períodos da tabela periódica estão dispostos na Tabela 10.

Ver glossário no final da Aula

A REGRA DO OCTETO

Todos os gases nobres, com exceção do He, têm uma configuração s²p⁶. Assim, os demais átomos freqüentemente ganham, perdem ou compartilham seus elétrons para atingir a configuração de gás nobre mais próximo dele na tabela periódica, ou seja, oito elétrons de valência (4 pares de elétrons).

Tabela 10 - Símbolos de Lewis

| Elemento | Configuração eletrônica | Símbolo de Lewis | Elemento | Configuração eletrônica | Símbolo de Lewis |
|----------|-------------------------------------|------------------|----------|-------------------------------------|------------------|
| Li | [He]2s ¹ | Li· | Na | [Ne]3s ¹ | Na· |
| Be | [He]2s ² | ·Be· | Mg | [Ne]3s ² | ·Mg· |
| B | [He]2s ² 2p ¹ | ·B· | Al | [Ne]3s ² 3p ¹ | ·Al· |
| C | [He]2s ² 2p ² | ·C· | Si | [Ne]3s ² 3p ² | ·Si· |
| N | [He]2s ² 2p ³ | ·N· | P | [Ne]3s ² 3p ³ | ·P· |
| O | [He]2s ² 2p ⁴ | :O: | S | [Ne]3s ² 3p ⁴ | :S: |
| F | [He]2s ² 2p ⁵ | ·F· | Cl | [Ne]3s ² 3p ⁵ | ·Cl· |
| Ne | [He]2s ² 2p ⁶ | :Ne: | Ar | [Ne]3s ² 3p ⁶ | :Ar: |

(Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005).

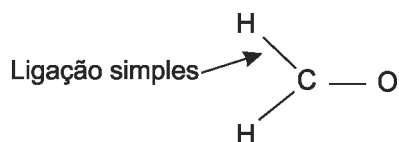
Existe uma aproximação sistemática para se construir as estruturas de Lewis de moléculas e íons. Como exemplo, tomaremos o formaldeído, CH₂O.

1. Escolha do átomo central. O átomo é geralmente aquele com a afinidade eletrônica mais baixa. No CH₂O, por exemplo, o átomo central é C. Você reconhecerá que certos átomos aparecem freqüentemente como átomo central, entre eles C, N, P e S. Halogênios são freqüentemente átomos terminais que formam uma única ligação com outro átomo, mas podem ser átomo central quando combinados com O nos oxiácidos (como HClO₄). O oxigênio é átomo central na água, mas em conjunção com o carbono, nitrogênio, fósforo e halogênios é, em geral, um átomo terminal. Agora, dentro deste raciocínio, o hidrogênio deve ser classificado como um átomo central ou terminal?

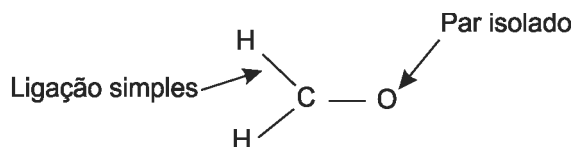
2. Determinação do número de elétrons de valência na molécula ou íon. Em uma molécula neutra, esse número será a soma dos elétrons de valência de cada átomo. Para um ânion, adicione um número de elétrons igual à carga negativa; para um cátion, subtraia um número de elétrons igual à carga positiva. O número de pares de elétrons de valência será metade do número total de elétrons de valência. Para o CH₂O:

$$\begin{aligned} \text{Elétrons de valência} &= 12 \text{ elétrons (ou 6 pares de elétrons)} \\ &= 4 \text{ para C} + (2 \times 1 \text{ para dois átomos de H}) + 6 \\ &\quad \text{para O} \end{aligned}$$

3. Coloque um par de elétrons entre cada par de átomos ligados para formar uma ligação simples.

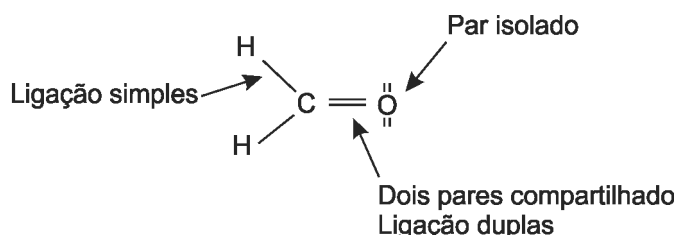


Aqui três pares de elétrons são usados para fazer três ligações simples (que são representadas por linhas únicas). Faltam usar três pares de elétrons. 4. Use todos os pares restantes como pares isolados em torno de cada átomo terminal (exceto H) de modo que cada átomo esteja rodeado por oito elétrons. Se, depois disso feito, houver elétrons sobrando, distribua-os ao átomo central. Se o átomo central for um elemento do terceiro período ou de um período maior, ele pode acomodar mais de oito elétrons.



Aqui todos os seis pares foram atribuídos, mas o átomo de carbono tem participação em apenas três pares.

5. Se o átomo central tiver menos de oito elétrons nesse ponto, mova um ou mais pares isolados dos átomos terminais para uma posição intermediária entre o átomo central e o terminal para formar ligações múltiplas.



1. Como regra geral, ligações duplas ou triplas são formadas quando ambos os átomos pertencem à seguinte lista: C, N, O, ou S. Isto é, ligações como C=C, C=N, C=O e S=O serão encontradas freqüentemente.

Exemplo 4.1 Desenhe estruturas de Lewis para a amônia (NH_3) e o íon nitrônio (NO_2^+).

Estratégia: siga as cinco etapas descritas acima.

Solução para NH_3

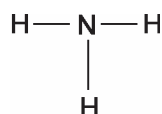
(1) Escolha átomo central. Os átomos de H são sempre terminais, portanto o N deve ser o átomo central na molécula.

(2) Determine o número de elétrons de valência. O total é oito (ou 4 pares de valência).

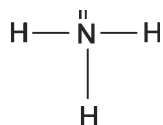
Elétrons de valência = 5 (para N) + 3 (1 para cada H)

(3) Forme ligações covalentes simples entre cada par de átomos. São necessários três dos quatro pares disponíveis:

(4) Coloque os pares de elétrons restantes no átomo central.



Cada átomo de H tem participação em um par de elétrons como necessário, e o átomo central de N conseguiu uma configuração do octeto



com quatro pares de elétrons. Nenhuma etapa adicional é necessária; esta é a estrutura de Lewis correta.

SOLUÇÃO PARA NO_2^+

1 - O nitrogênio é o átomo central porque sua afinidade eletrônica é menor do que a do oxigênio.

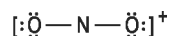
2 - Elétrons de valência = 16 (ou 8 pares de valência)
= 5 (para N) + 12 (seis para cada O) – 1 (para a carga positiva)

3 - Dois pares de elétrons formam ligações simples entre o nitrogênio e cada oxigênio:

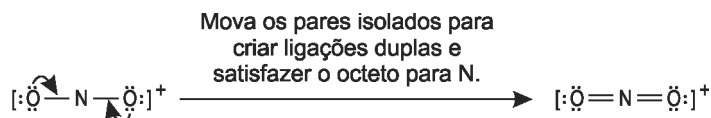
4 - Distribua os seis pares de elétrons restantes nos átomos de oxigênio terminais:



5 - O átomo central de nitrogênio tem dois pares de elétrons a menos do que o necessário. Assim, um par isolado de elétrons de cada átomo do



oxigênio é convertido em um par de elétrons de ligação para formar duas ligações duplas $\text{N}=\text{O}$. Cada átomo no íon possui agora quatro pares de elétrons. O nitrogênio tem quatro pares ligados, e cada átomo de oxigênio tem dois pares isolados e dois pares ligados.



EXCEÇÕES À REGRA DO OCTETO

Embora a maioria dos compostos e íons moleculares obedeça à regra do octeto, existem três classes de exceções à regra:

- moléculas com **número ímpar de elétrons**: poucos exemplos. Geralmente, moléculas como ClO_2 , NO e NO_2 têm um número ímpar de elétrons;
- moléculas nas quais um átomo tem menos de um octeto, ou seja, moléculas deficientes em elétrons: relativamente raro.

As moléculas com menos de um octeto são típicas para compostos dos Grupos 1A, 2A, e 3A;

- o exemplo mais típico é o BF₃.
- as estruturas de Lewis nas quais existe uma ligação dupla B—F são menos importantes que aquela na qual existe deficiência de elétrons.
- moléculas nas quais um átomo tem mais do que um octeto, ou seja, moléculas com expansão de octeto;
- esta é a maior classe de exceções;
- os átomos do 3º período em diante podem acomodar mais de um octeto.

Além do terceiro período, os orbitais d são baixos o suficiente em energia para participarem de ligações e receberem a densidade eletrônica extra.

CARGA FORMAL

É possível desenhar mais de uma estrutura de Lewis obedecendo-se à regra do octeto para todos os átomos. Entretanto, para determinar qual estrutura é mais razoável, usamos a **carga formal**.

A carga formal é a carga que um átomo teria em uma molécula se todos os outros átomos tivessem a mesma **eletronegatividade**. Para calcular a carga formal, devemos proceder da seguinte forma: todos os elétrons não compartilhados (não-ligantes) são atribuídos ao átomo no qual estão localizados.

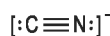
Ver glossário no final da Aula

Metade dos elétrons ligantes é atribuída a cada átomo em uma ligação.

Portanto,

Carga formal = elétrons de valência – o número de ligações - os elétrons de um único par.

Exemplo 4.2 Vejamos um exemplo: considere o íon abaixo e calcule a carga formal para os átomos de C e N.



Solução para C:

- Existem 4 elétrons de valência (pela tabela periódica).
- Na estrutura de Lewis, existem 2 elétrons não-ligantes e 3 da ligação tripla.
- Há 5 elétrons pela estrutura de Lewis.
- Carga formal: $4 - 5 = -1$.

Solução para N:

- Existem 5 elétrons de valência.
- Na estrutura de Lewis, existem 2 elétrons não-ligantes e 3 da ligação tripla.
- Há 5 elétrons pela estrutura de Lewis.
- Carga formal = $5 - 5 = 0$.

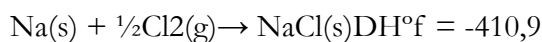
LIGAÇÕES QUÍMICAS

Agora, estamos prontos para entender as diferenças nos três tipos de ligações químicas: iônica, covalente e metálica.

Ver glossário no final da Aula

Ligações iônicas: referem-se às forças eletrostáticas que existem entre íons de cargas de sinais contrários. Estes íons devem ser formados a partir de átomos pela transferência de um ou mais elétrons de um átomo para outro. As substâncias iônicas geralmente são resultantes da interação de metais do lado esquerdo da tabela periódica com não-metais do lado direito da tabela periódica (excluindo os gases nobres, grupo 8A).

Vejamos como exemplo: quando o sódio metálico, $\text{Na}_{(s)}$, é colocado em contato com o gás cloro, $\text{Cl}_{2(g)}$, ocorre uma reação violenta. O produto dessa reação muito violenta é o cloreto de sódio, $\text{NaCl}_{(s)}$. Esta reação é representada pela equação abaixo:



O cloreto de sódio é composto de íons Na^+ e Cl^- , arranjados em uma rede tridimensional regular, como mostrado na Figura 33.

A formação de Na^+ e Cl^- a partir de Na e Cl_2 indica que um átomo de sódio perdeu um elétron, e um átomo de cloro ganhou um. A transferência de elétrons para formar íons de cargas opostas ocorre quando os átomos envolvidos diferem enormemente em suas atrações por elétrons. O NaCl é um composto iônico comum porque consiste em um metal de baixa energia de ionização e um não-metal com alta afinidade por elétrons. Usando os símbolos de pontos de elétrons de Lewis (e um átomo de cloro em vez da molécula Cl_2), podemos representar essa reação como a seguir:



A seta indica a transferência de um elétron do átomo de Na para um átomo de Cl . Cada íon tem um octeto de elétrons, o octeto no Na^+ sendo os elétrons $2s^2 2p^6$ que estão abaixo do único elétron de valência $3s$ do átomo de Na . Os colchetes foram colocados ao redor do íon cloro (íon cloreto) para enfatizar que os oito elétrons estão localizados exclusivamente neste íon.

ENERGIAS ENVOLVIDAS NA FORMAÇÃO DA LIGAÇÃO IÔNICA

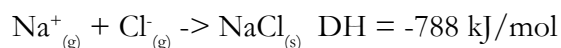
Os compostos iônicos existem como sólidos sob condições normais. Suas estruturas contêm íons positivos e negativos arranjados em um retículo tridimensional, Figura 33. No exemplo acima, a reação do sódio com o cloro é violentamente exotérmica e por isso inferimos que o NaCl é mais

estável do que os elementos que o constituem. Se observarmos que o Na perdeu um elétron para se transformar em Na^+ e que o cloro ganhou um elétron para se transformar em Cl^- , veremos que o Na^+ tem a configuração eletrônica do Ne e o Cl^- tem a configuração do Ar. Isto é, tanto o Na^+ como o Cl^- tem um octeto de elétrons circundando o íon central. Para um melhor entendimento resolva o exercício seguinte.

Exercício 1 - Faça a distribuição eletrônica para os íons Na^+ e Cl^- e, em seguida, compare-os com o Ne e Ar, respectivamente.

Na formação de $\text{Na}^+_{(g)}$ e $\text{Cl}^-_{(g)}$ a partir de $\text{Na}_{(g)}$ e $\text{Cl}_{(g)}$ a reação é endotérmica, porém, a formação de $\text{NaCl}_{(s)}$ é exotérmica. Este fato pode ser explicado observando-se os seguintes pontos:

- A reação $\text{NaCl}_{(s)} \rightarrow \text{Na}^+_{(g)} + \text{Cl}^-_{(g)}$ é endotérmica ($\Delta H = +788 \text{ kJ/mol}$).
- A formação de uma rede cristalina a partir dos íons na fase gasosa é exotérmica:



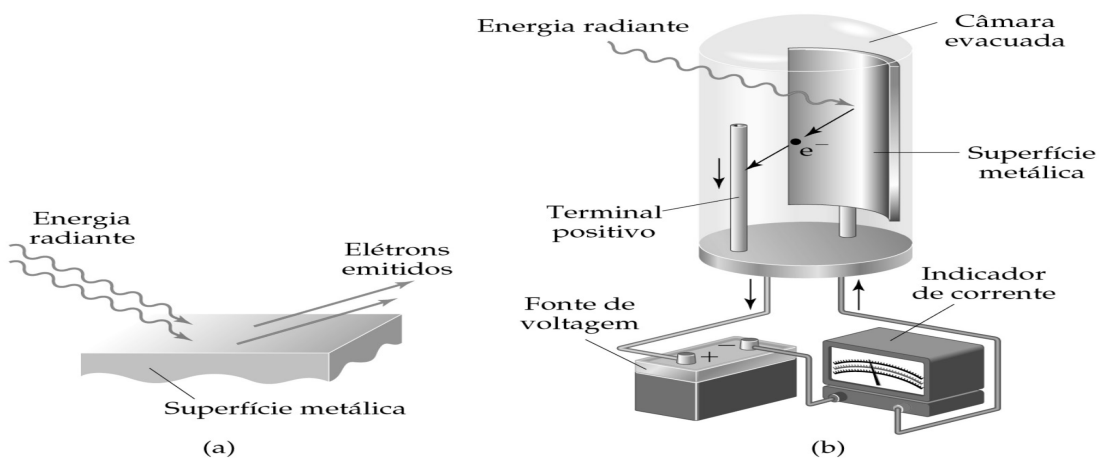
- Energia de rede: é a energia necessária para separar completamente um mol de um composto sólido iônico em íons gasosos. Esta energia depende das cargas nos íons e dos tamanhos dos íons,

$$E_I = K \frac{Q_1 Q_2}{d}$$

onde k é uma constante ($8,99 \times 10^9 \text{ J m/C}^2$), Q_1 e Q_2 são as cargas nas partículas e d é a distância entre seus centros.

Portanto, a energia de rede aumenta à medida que as cargas nos íons aumentam e a distância, entre os mesmos, diminui. A tabela 11 mostra as energias de rede para alguns compostos iônicos.

Tabela 11 - Energias de rede para alguns compostos iônicos.



(Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005).

CONFIGURAÇÕES ELETRÔNICAS DE ÍONS DOS ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

O estudo das energias envolvidas na formação da ligação iônica ajuda a explicar a tendência que muitos íons possuem de adquirir configurações eletrônicas de gás nobre porque estas configurações eletrônicas podem prever a formação de um íon estável. Vejamos alguns exemplos:

| | |
|--|-------------|
| - Mg: [Ne]3s ² | não estável |
| - Mg ⁺ : [Ne]3s ¹ | não estável |
| - Mg ²⁺ : [Ne] | estável |
| - Cl: [Ne]3s ² 3p ⁵ | não estável |
| - Cl ⁻ : [Ne]3s ² 3p ⁶ = [Ar] | estável |

ÍONS DE METAIS DE TRANSIÇÃO

Como as energias de ionização aumentam de forma rápida para cada elétron removido sucessivamente, as energias de rede dos compostos iônicos são, em geral, grandes o suficiente para compensar apenas a perda de até três elétrons. Naturalmente, encontramos cátions com cargas 1⁺, 2⁺ e 3⁺ em compostos iônicos. Entretanto, muitos metais de transição têm mais de três elétrons além do cerne de gás nobre e quase sempre **não** formam íons com configuração de gás nobre.

Lembre-se de que, quando um íon positivo é formado a partir de um átomo, os elétrons são sempre perdidos do subnível de maior energia (maior valor de n). Portanto, ao formar íons, os metais de transição perdem primeiro os elétrons s do nível de valência, em seguida, tantos elétrons **d** quantos necessários para atingir a carga do íon.

ÍONS POLIATÔMICOS

Vários cátions e muitos ânions comuns são poliatômicos e nestes íons dois ou mais átomos estão ligados predominantemente por ligações covalentes. Eles formam um grupo estável que possui carga positiva ou negativa. Por exemplo, SO₄²⁻, NO₃⁻, CO₃²⁻, NH₄⁺.

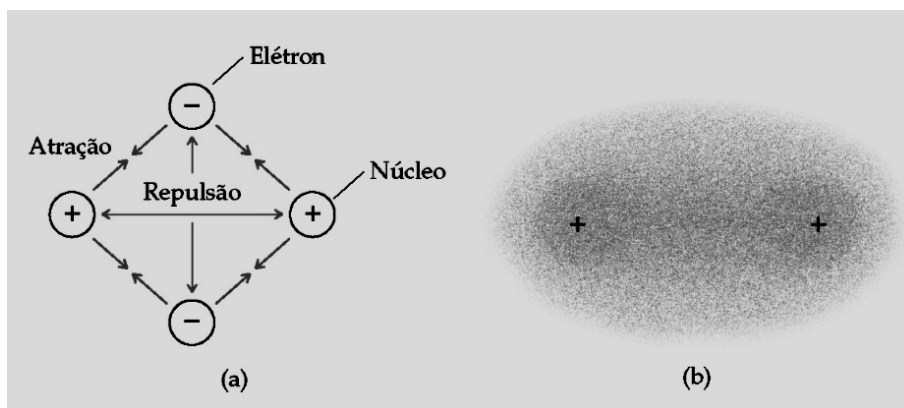
Ligações Covalentes: resultam do compartilhamento de um ou mais pares de elétrons entre átomos, tantos quantos necessários para se atingir um octeto de elétrons ao redor de cada átomo. Os exemplos mais conhecidos de ligação covalente são vistos nas interações entre elementos não-metálicos. Neste tipo de ligação, pares de elétrons serão geralmente compartilhados respeitando-se os seguintes itens:

- quando dois átomos similares se ligam, nenhum deles quer perder ou ganhar um elétron para formar um octeto;

Ver glossário no final da Aula

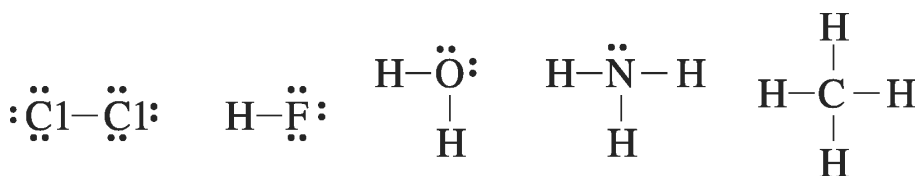
- quando átomos similares se ligam, eles compartilham pares de elétrons para que cada um atinja o octeto;
- cada par de elétrons compartilhado constitui uma **ligação química**.
- Por exemplo: $H + H \rightarrow H_2$ tem elétrons em uma linha conectando os dois núcleos de H.

Ver glossário no final da Aula



(Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005).

- As ligações covalentes podem ser representadas pelos símbolos de Lewis dos elementos. Nas estruturas de Lewis, cada par de elétrons em uma ligação é representado por uma única linha:



LIGAÇÕES MÚLTIPLAS

Vemos que o compartilhamento de um par de elétrons constitui uma ligação covalente simples, geralmente chamada ligações simples (exemplo, a molécula de H_2). Entretanto, é possível que mais de um par de elétrons seja compartilhado entre dois átomos (ligações múltiplas):

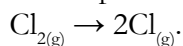
- dois pares de elétrons compartilhados = ligação dupla (Exemplo: O_2);
- três pares de elétrons compartilhados = ligação tripla (Exemplo: N_2).

Em geral, a distância entre os átomos ligados diminui à medida que o número de pares de elétrons compartilhados aumenta.

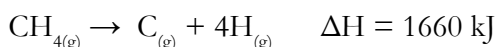
FORÇAS DAS LIGAÇÕES COVALENTES

A estabilidade de uma molécula está relacionada à força das ligações covalentes que ela contém. Como a força de uma ligação covalente entre dois átomos é determinada pela energia necessária para quebrar esta ligação,

é mais fácil relacionar a força de ligação com a variação de entalpia (ΔH) nas reações nas quais as ligações são quebradas. Logo, precisamos saber que: - a energia necessária para quebrar uma ligação covalente é denominada entalpia de dissociação de ligação, D . Isto é, para a molécula de Cl_2 a $D(\text{Cl}-\text{Cl})$ é dada pelo ΔH para a reação:



- quando mais de uma ligação é quebrada:



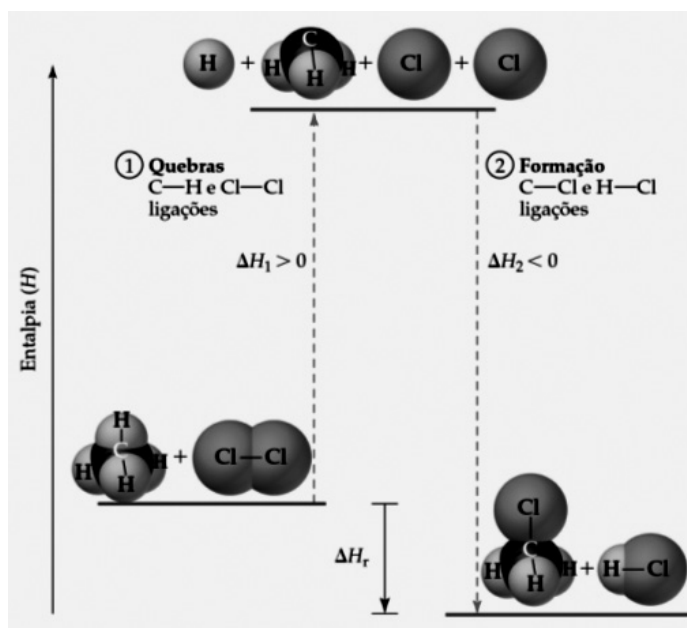
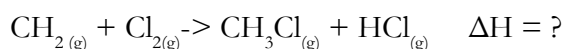
A entalpia de ligação é uma fração do ΔH para a reação de atomização:



ENTALPIAS DE LIGAÇÃO E ENTALPIAS DE REAÇÃO

Admitimos que em qualquer reação química as ligações precisam ser quebradas para que novas ligações sejam formadas. A entalpia da reação é dada pela soma das entalpias de ligações quebradas menos a soma das entalpias das ligações formadas.

Ilustramos o conceito com a reação entre o metano, CH_4 , e o cloro:



(Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005).

Nessa reação, uma ligação C-H e uma ligação Cl-Cl são quebradas enquanto uma ligação C-Cl e uma ligação H-Cl são formadas.

$$H_{\text{rxn}} = \{ [D(\text{C-H}) + D(\text{Cl-Cl})] - [D(\text{C-Cl}) + D(\text{H-Cl})] \} = -104 \text{ KJ}$$

A reação como um todo é exotérmica, o que significa que as ligações formadas são mais fortes do que as ligações quebradas.

O resultado acima é consistente com a **lei de Hess**.

Ver glossário no final da Aula

Tabela 12 - Entalpias médias de ligação (KJ/mol).

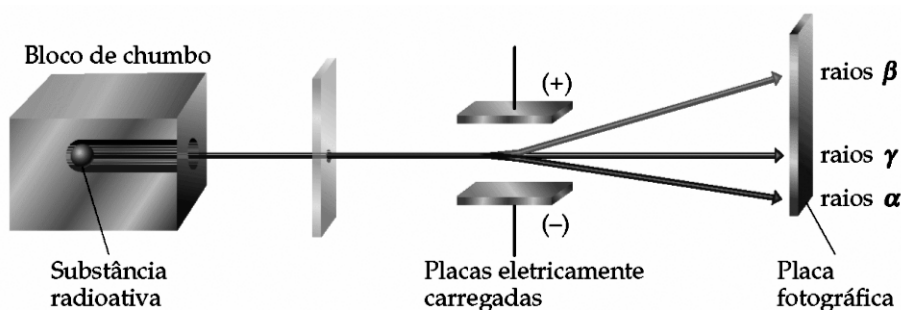


Tabela 4.3 Entalpias médias de ligação (KJ/mol).

ENTALPIA DE LIGAÇÃO E COMPRIMENTO DE LIGAÇÃO

Sabemos que as ligações múltiplas são mais curtas do que as ligações simples. Podemos mostrar que as ligações múltiplas são mais fortes do que as ligações simples. Quando o número de ligações entre os átomos aumenta, os átomos são mantidos mais próximos e mais firmemente unidos.

ELETRONEGATIVIDADE E POLARIDADE DE LIGAÇÃO

A diferença na eletronegatividade entre dois átomos é uma medida da polaridade de ligação. De uma maneira geral:

As diferenças de eletronegatividade próximas a 0 (zero) resultam em ligações covalentes apolares (compartilhamento de elétrons igual ou quase igual);

As diferenças de eletronegatividade próximas a 2 resultam em ligações covalentes polares (compartilhamento de elétrons desigual);

As diferenças de eletronegatividade próximas a 3 resultam em ligações iônicas (transferência de elétrons).

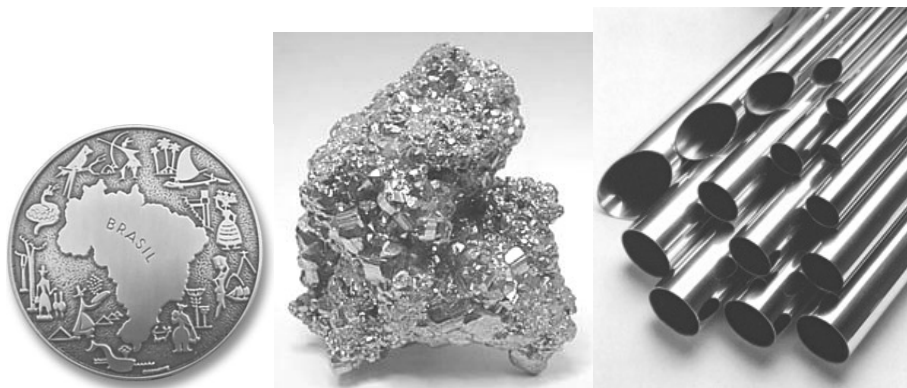
Não há distinção acentuada entre os tipos de ligação.

A extremidade positiva (ou pólo) em uma ligação polar é representada por δ^+ e o pólo negativo por δ^- .

LIGAÇÕES METÁLICAS

São encontradas em metais, como o cobre, ferro e alumínio. Nesses metais cada átomo está ligado a vários átomos vizinhos. Os elétrons ligantes estão relativamente livres para mover-se pela estrutura tridimensional do metal. As **ligações metálicas** dão origem às propriedades metálicas, tais como altas condutividades elétricas e brilho.

Ver glossário no final da Aula



(Fonte: <http://www.eb23-paranhos.rcts.pt>).

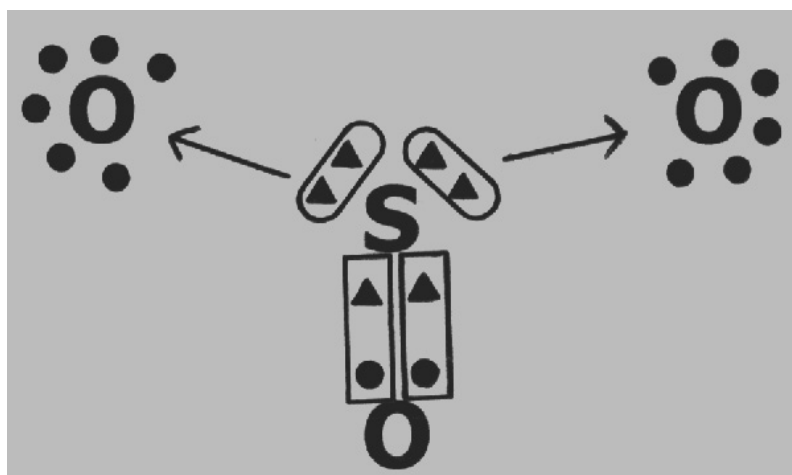
CONCLUSÃO

Ao final desta aula você é capaz de: descrever as formas básicas de ligação química, iônica e covalente, e as diferenças entre elas; prever, a partir da fórmula, se um composto apresenta ligações iônicas ou covalentes, baseando-se na presença ou não de um metal como parte da fórmula; descrever símbolos de Lewis para átomos; desenhar estruturas de Lewis para compostos e íons moleculares; compreender e aplicar a regra do octeto e reconhecer as exceções a esta regra.



RESUMO

Nesta aula fizemos um estudo sobre ligações químicas. Dentro existiu três grupos de ligações iônicas, oriundas de forças eletrostáticas que existem entre íons de cargas opostas; ligações covalentes, que resultam do compartilhamento de elétrons por dois átomos, e ligações metálicas, que unem os átomos nos metais. Para entendê-los, é importante saber sobre conceito como de Lewis, regra do octeto, forças das ligações, entalpia de ligação, polaridade e eletronegatividade.



(Fonte: <http://www.luizclaudionovaes.sites.uol.com.br>).



ATIVIDADES

1. Sem consultar a Tabela 4.2, ordene os seguintes compostos iônicos em ordem crescente de energia de rede: NaF, CsI e CaO.
2. Determine o íon normalmente formado para os seguintes átomos: (a) Sr; (b) S; (c) Al.
3. Dados os símbolos de Lewis para os elementos nitrogênio e flúor mostrados na tabela 8.1, determine a fórmula do composto binário estável formado pela reação do nitrogênio com o flúor e desenhe a correspondente estrutura de Lewis.
4. Compare os símbolos de Lewis para o neônio com a estrutura de Lewis para o metano, CH₄. Qual a principal semelhança entre as distribuições dos elétrons ao redor do átomo de neônio e de carbono? Em que importante aspecto elas são diferentes?

COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

1. Precisamos determinar como o módulo da carga e a distância entre os centros iônicos afetam a energia de rede. Usaremos a equação:

$$E_1 = K \frac{Q_1 Q_2}{d}$$

NaF consiste em íons Na^+ e F^- , CsI, de íons Cs^+ e I^- e CaO, de íons Ca^{2+} e O^{2-} . Em virtude de o produto das cargas, $Q_1 Q_2$, aparecer no numerador da Equação, a energia de rede aumentará drasticamente quando as cargas dos íons aumentar. Assim, esperamos que a energia de rede CaO, que tem íons $2+$ e $2-$, seja a maior das três.

As cargas iônicas em NaF e em CsI são as mesmas. Como resultado, a diferença nas respectivas energias de rede dependerá da diferença na distância entre os centros dos íons em seus cristais. Como os tamanhos dos íons aumentam à medida que descemos um grupo na tabela periódica, sabemos que Cs^+ é maior que Na^+ , e I^- é maior que F^- . Portanto, a distância entre os íons Na^+ e F^- no NaF será menor que a distância entre os íons Cs^+ e I^- no CsI. Como consequência, a energia de rede de NaF deve ser maior que a do CsI.

Assim, a ordem das energias de rede seguem $\text{CsI} < \text{NaF} < \text{CaO}$.

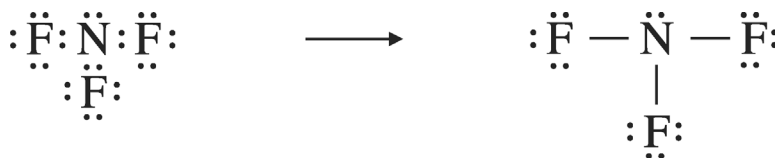
2. Em cada caso podemos usar as posições dos elementos na tabela periódica para supor se haverá formação de um cátion ou de um ânion. Podemos usar a configuração eletrônica para determinar o íon que é mais provável de ser formado. (a) O estrôncio é um metal do grupo 2A e, portanto, formará um cátion. Sua configuração eletrônica é $[\text{Kr}]5s^2$; logo, esperamos que os dois elétrons de valência possam ser perdidos com facilidade para fornecer o íon Sr^{2+} . (b) O enxofre é um não-metal do grupo 6ª e, portanto, tende a ser encontrado como ânion. Sua configuração eletrônica ($[\text{Ne}]3s^2 3p^4$) tem dois elétrons a menos que a configuração de gás nobre. Esperamos, assim, que o enxofre tenda a formar íons S^{2-} . (c) O alumínio é um metal do grupo 3ª. Conseqüentemente, esperamos que ele forme íons Al^{3+} .

3. Os símbolos de Lewis para o nitrogênio e o flúor revelam que o nitrogênio tem cinco elétrons no nível de valência e o flúor tem sete. Precisamos encontrar uma combinação de dois elementos que resultam em um octeto de elétrons ao redor de cada átomo no composto. O nitrogênio necessita de três elétrons adicionais para completar seu octeto, enquanto o flúor necessita de apenas um. O compartilhamento de um par de elétrons entre dois átomos resultaria em um octeto de elétrons para o flúor.

O nitrogênio tem de compartilhar um par de elétrons com três átomos de flúor para completar seu octeto. Assim, a estrutura de Lewis para o composto resultante, NF_3 , é como a seguir:

Finalmente a resposta está correta, pois cada par de elétrons compartilhado é representado por uma linha. Cada um dos três átomos de flúor e o átomo central de nitrogênio têm um octeto de elétrons.

4. Ambos os átomos têm um octeto de elétrons ao redor deles. Entretanto, os elétrons ao redor do neônio são pares de elétrons não compartilhados, enquanto aqueles ao redor do carbono estão compartilhados com os quatro átomos de hidrogênio.



ATIVIDADES

- Qual substância você esperaria ter a maior energia de rede, $AgCl$, CuO ou CrN ?
- Determine as cargas nos íons formados após a reação do magnésio com o nitrogênio.
- Responda as seguintes questões:
 - O que são elétrons de valência?
 - Quantos elétrons de valência um átomo de nitrogênio possui?
 - Um átomo tem a configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3p^2$. Quantos elétrons de valência o átomo tem?
- Responda as seguintes questões:
 - O que é a regra do octeto?
 - Quantos elétrons o átomo de enxofre deve ganhar para atingir um octeto em seu nível de valência?
 - Se o átomo tem a configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^3$, quantos elétrons ele deve ganhar para atingir um octeto?
- Escreva o símbolo de Lewis para os átomos de cada um dos seguintes elementos:
 - Ca;
 - P;
 - Ne;
 - B.
- Ao reagir com metais, o elemento potássio perde somente um elétron por átomo, ao passo que o cálcio perde dois. Explique esse fato em termos de considerações de energia.

7. Qual desses elementos é improvável formar ligações covalentes: S, H, K, Ar, Si? Justifique sua escolha.
8. Usando apenas a tabela periódica como seu guia, selecione o átomo mais eletronegativo em cada um dos seus seguintes conjuntos:
- (a) P, S, As, Se ;
 (b) Be, B, C, Si ;
 (c) Zn, Ga, Ge, As ;
 (d) Na, Mg, K, Ca .
9. Recorrendo apenas à tabela periódica, selecione:
- (a) O elemento mais eletronegativo no grupo $6A$; (b) O elemento menos eletronegativo no grupo Al, Si, P ; (c) O elemento mais eletronegativo no grupo Ga, P, Cl, Na ; (d) O elemento, no grupo K, C, Zn, F , que é mais provável de formar um composto iônico com o Ba .
10. Desenhe as estruturas de Lewis para os seguintes compostos: (a) SiH_4 ; (b) CO ;
 (c) SF_2 ; (d) H_2SO_4 (H está ligado ao O);
 (e) ClO_2 ; (f) NH_2OH .
11. Escreva as estruturas de Lewis para os seguintes compostos:
- (a) H_2CO (ambos os átomos de H estão ligados a C)
 (b) H_2O_2
 (c) C_2F_6 (contem uma ligação $C-C$)
 (d) AsO_3^{3-}
 (e) H_2SO_3 (o H está ligado ao O)
 (f) C_2H_2 .
12. Para cada uma das seguintes moléculas ou íons de enxofre e oxigênio, escreva uma única estrutura de Lewis que obedeça à regra do octeto, e calcule as cargas formais para todos os átomos:
- (a) SO_2
 (b) SO_3
 (c) SO_3^{2-}
 (d) SO_4^{2-}

REFERÊNCIAS

- BROWN, T. L. et al. **Química, a ciência central**. 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.
- KOTZ, J. C.; Treichel Jr, P. M. **Química Geral 1 e reações químicas**. 5. ed. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2005.

GLÓSSARIO

Símbolo de Lewis: Uma notação para a configuração eletrônica de um átomo ou molécula.

Regra do Octeto: Ao formar ligações, os átomos dos elementos representativos ganham, perdem ou compartilham elétrons para atingir uma configuração estável com oito elétrons de valência.

Carga Formal: A carga sobre um átomo em uma molécula ou íon calculada, considerando-se um compartilhamento igual dos elétrons de ligação.

Eletronegatividade: Uma medida da habilidade de um átomo em uma molécula de atrair elétrons para si.

Ligação iônica: Resulta da transferência de elétrons de um metal para um não-metal.

Ligação Covalente: Resulta do Compartilhamento de elétrons entre dois átomos, normalmente de elementos não-metálicos.

Ligação química: É a força atrativa que mantém dois ou mais átomos unidos.

Lei de Hess: Se uma reação é a soma de duas ou mais outras reações, a variação de entalpia para o processo global é a soma das variações de entalpia das reações constituintes.

Ligação Metálica: É a força atrativa que mantém metais puros unidos.