

# LIGAÇÕES IÔNICAS, COVALENTES E METÁLICAS

**7**  
aula

## **META**

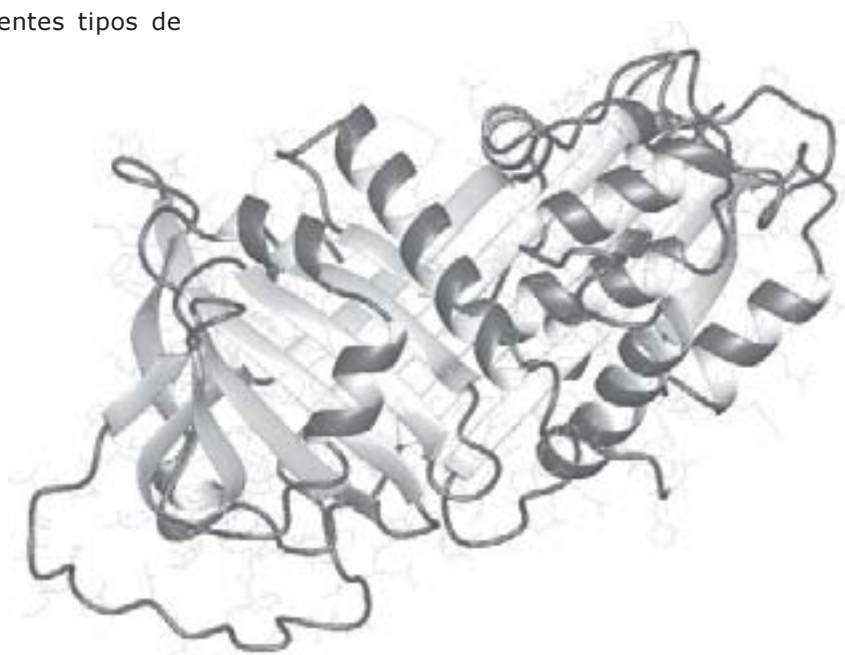
Apresentar as teorias envolvidas na formação das ligações.

## **OBJETIVOS**

Ao final da aula, o aluno deverá:  
aplicar o ciclo de Born-Haber para explicar a formação da ligação iônica;  
aplicar o modelo de Lewis para explicar a estrutura de moléculas covalentes simples;

## **PRÉ-REQUISITOS**

Conhecer os diferentes tipos de ligações químicas.



(Fonte: <http://www.1601149991>).

Nesta aula vamos dar continuidade ao nosso estudo sobre **ligações químicas**, com o propósito de que, no final, sejamos capazes de aplicar o ciclo de Born-Haber para explicar a formação de uma ligação iônica; aplicar o modelo de Lewis para explicar a estrutura de moléculas covalentes simples.

## INTRODUÇÃO

### Ligação química

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

Como vimos na aula passada, a ligação iônica resulta da transferência quase completa de um ou mais elétrons de um átomo para outro. Entretanto, não fizemos nenhuma abordagem acerca da energia envolvida para a formação dessa ligação. Nesta aula veremos que a energia de rede é um conceito útil porque se relaciona diretamente à estabilidade de um sólido iônico. Esta energia pode ser calculada pela visualização da formação de um composto iônico, como ocorre em uma série de etapas bem definidas. Usamos, então, a lei de Hess para unir essas etapas de modo a fornecer a energia de rede para o composto. Ao fazer isso, construímos um ciclo termoquímico que analisa os fatores que contribuem para a estabilidade dos compostos iônicos, denominado ciclo de Born-Haber. Esse nome foi dado em homenagem a dois cientistas alemães, Max Born (1882-1970) e Fritz Haber (1868-1934).

Entretanto, para uma grande classe de substâncias químicas, que não se comportam como substâncias iônicas, precisamos de um modelo diferente para a ligação química entre os átomos. Neste sentido, G.N. Lewis inferiu que os átomos poderiam adquirir uma configuração eletrônica de gás nobre pelo compartilhamento de elétrons com outros átomos. Este novo conceito associado ao conceito de orbital atômico culminou com a teoria da ligação de valência.

## APLICAÇÃO DO CICLO DE BORN-HABER PARA EXPLICAR A FORMAÇÃO DA LIGAÇÃO IÔNICA

Segundo a lei de Hess, as energias, a partir do sódio e cloro elementar envolvidas no percurso dos reagentes aos produtos ( $\Delta H_f^0$ ), correspondem à soma das energias envolvidas em outro caminho (etapas 1-3). Vejamos como exemplo a formação do cloreto de sódio sólido mostrado Figura 4.1. O processo total de formação do retículo é primeiro dividido em uma série de etapas. As etapas 1 e 2 envolvem a entalpia de formação dos íons  $\text{Na}^+_{(g)}$  e  $\text{Cl}^-_{(g)}$ , valores que podem ser medidos experimentalmente. A etapa 3 é a entalpia de formação do retículo iônico sólido. “ $\Delta H_f^0$  é a entalpia padrão de formação molar de  $\text{NaCl}_{(s)}$ , obtida por calorimetria. Os valores de entalpia para cada etapa são relacionados pela equação:

$$\Delta H_f^0 = \Delta H_{\text{Etapa 1a}} + \Delta H_{\text{Etapa 1b}} + \Delta H_{\text{Etapa 2a}} + \Delta H_{\text{Etapa 2b}} + \Delta H_{\text{Etapa 3}}$$

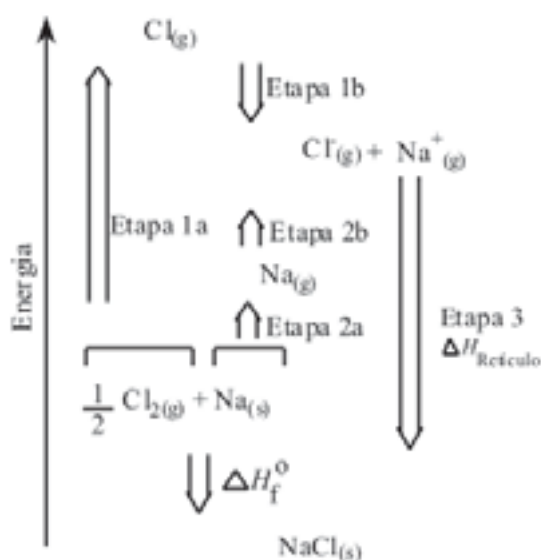


Figura 34 - Um ciclo de Born-Haber mostra as relações energéticas na formação de sólidos iônicos a partir dos elementos. A entalpia de formação de  $\text{NaCl}_{(s)}$ .

O valor para a Etapa 3 pode então ser calculado usando-se essa equação porque todos os outros valores são conhecidos:

**Etapa 1a.** Entalpia de formação de  $\text{Cl}_{(g)} = +121,68 \text{ KJ/mol}$

**Etapa 1b.**  $H$  para  $\text{Cl}_{(g)} + e^- \rightarrow \text{Cl}_{(g)}^- = -349 \text{ KJ/mol}$

**Etapa 2a.** Entalpia de formação de  $\text{Na}_{(g)} = +107,3 \text{ KJ/mol}$

**Etapa 2b.**  $H$  para  $\text{Na}_{(g)} \rightarrow \text{Na}_{(g)}^+ + e^- = +496 \text{ KJ/mol}$

$H^\circ$  calor padrão de formação de  $\text{NaCl}_{(s)} = -411,12 \text{ KJ/mol}$

Isso significa que a formação de  $\text{NaCl}_{(s)}$  a partir dos íons na fase gasosa é dada na Etapa 3.

**Etapa 3.** Formação de  $\text{NaCl}_{(s)}$  a partir dos íons na fase gasosa =  $\Delta E_{\text{retículo}} = -786 \text{ KJ/mol}$ .

Portanto, a energia reticular (medida da energia de ligação),

$E_{\text{retículo}}$ , para um composto iônico resulta da atração entre os cátions e ânions no cristal. É importante sabermos que a energia reticular não pode ser medida diretamente porque a reação que a descreve não pode ser realizada em laboratório.

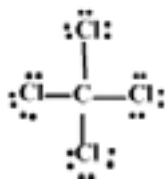


## FORMAS ESPACIAIS MOLECULARES

As estruturas de Lewis nos fornecem simplesmente informações sobre a conectividade atômica: elas nos mostram **o número e os tipos de ligações entre os átomos**. Porém, não indicam as formas espaciais das moléculas. Se fizermos um estudo mais aprofundado, veremos que a forma e o tamanho de uma molécula de determinada substância, com a força e a polaridade de suas ligações, determinam as propriedades daquela substância.

A forma espacial de uma molécula é determinada por seus ângulos de ligação, formados pelas linhas que unem os núcleos nos átomos da molécula. Façamos então uma análise da molécula do  $\text{CCl}_4$  (Figura 35). Nesse nosso modelo experimental, verificaremos que:

- A estrutura de Lewis é desenhada com todos os átomos no mesmo plano;



- Todos os ângulos de ligação Cl-C-Cl são de  $109,5^\circ$  e todos os átomos de Cl estão localizados nos vértices de um tetraedro com o C no seu centro (Figura 35(b)).

Conseqüentemente, a molécula não pode ser plana e pode ser melhor representada pelo modelo de preenchimento de espaço (Figura 35(c)).

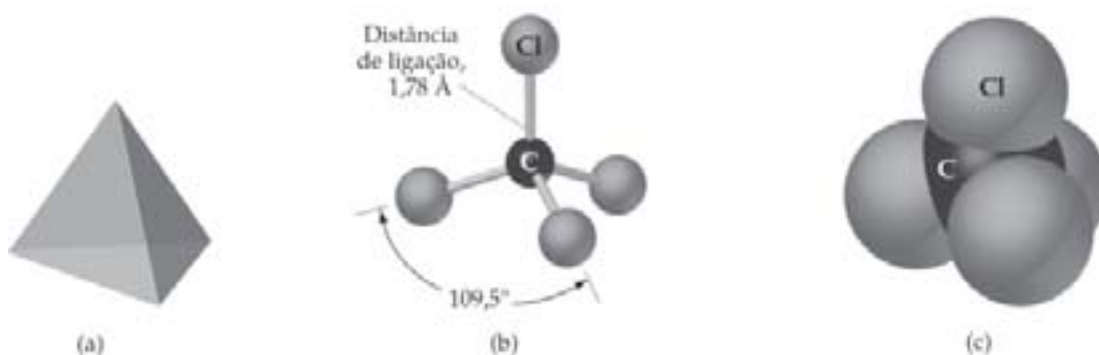


Figura 35 (a) Um tetraedro é um objeto com quatro vértices; (b) geometria da molécula de  $\text{CCl}_4$ ; (c) o  $\text{CCl}_4$  representado pelo modelo de preenchimento de espaço.

Portanto, para prevermos a forma molecular devemos supor que todos os elétrons de valência se repelem e, conseqüentemente, a molécula assume qualquer geometria em três dimensões (3D) que minimize essa repulsão. Denominamos este processo de *teoria de Repulsão do Par de Elétrons no Nível de Valência (RPENV)* a qual será abordada logo a seguir.

As possíveis formas para as moléculas do tipo  $AB_n$  dependem do valor de  $n$ . As encontradas mais comumente para moléculas do tipo  $AB_2$  e  $AB_3$  estão representadas na Figura 36.

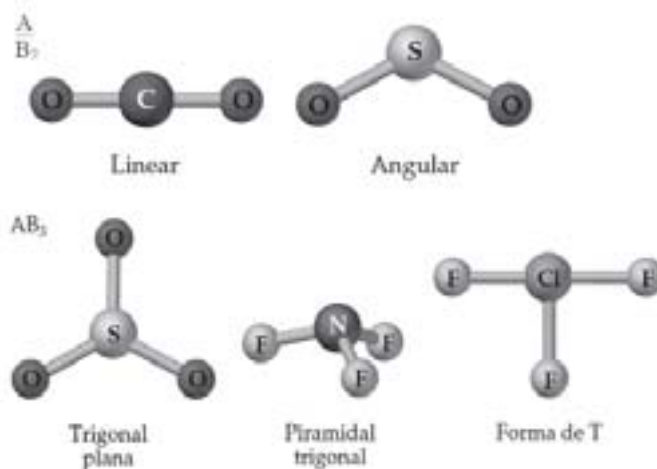


Figura 36 - Formas espaciais de algumas moléculas simples do tipo  $AB_2$  e  $AB_3$ .

## TEORIAS ENVOLVIDAS NA FORMAÇÃO DAS LIGAÇÕES

### Teoria de Repulsão do Par de Elétron no Nível de Valência (RPENV)

Os elétrons nas moléculas comportam-se como os balões da Figura 37, em que eles se arranjam adotando posições nas quais fiquem o mais distantes um do outro. Tanto um **par ligante** como um **par não-ligante** de elétrons definem regiões no espaço, nas quais é mais provável que os elétrons sejam encontrados. Estas regiões são chamadas de **domínio de elétron**. Em geral um domínio de elétron consiste em um par não-ligante, em uma ligação simples ou em uma ligação múltipla, e a melhor disposição de determinado número de domínios de elétrons é a que minimiza as repulsões entre eles. Esta é a base do modelo RPENV.



Figura 37 - Balões amarrados adotam naturalmente seus arranjos de mais baixa energia. (a) Dois balões adotam um arranjo linear. (b) Três balões adotam um arranjo trigonal planar. (c) Quatro balões adotam um arranjo tetraédrico.

É importante atentar para o seguinte fato: a forma espacial de qualquer molécula do tipo  $AB_n$  pode ser derivada de uma das cinco estruturas geométricas básicas mostradas na Figura 38.

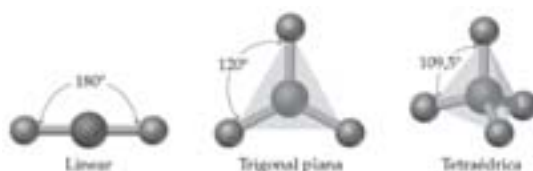


Figura 38 - Cinco geometrias fundamentais nas quais as formas espaciais de moléculas do tipo  $AB_n$  são baseadas.

Ao considerarmos a geometria ao redor do átomo central, consideramos todos os elétrons (pares solitários e pares ligantes) e quando damos nome à geometria molecular, focalizamos somente na posição dos átomos. A figura 39 mostra formas espaciais adicionais que podem ser obtidas removendo-se átomos dos vértices das geometrias básicas.

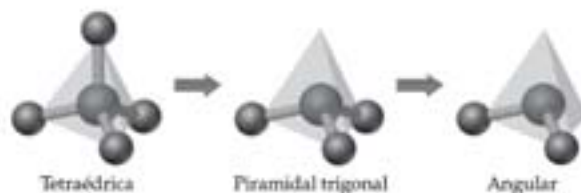







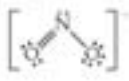


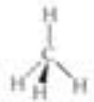






Figura 39 - Remoção sucessiva dos vértices do tetraedro, mostrando a formação de outras formas espaciais.

**Efeito dos elétrons não-ligantes e ligações múltiplas nos ângulos de ligação**

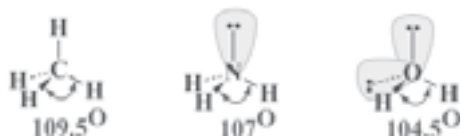
Observe na Tabela 13 que os ângulos de ligação de algumas moléculas diminuem à medida que o número de pares de elétrons não-ligantes aumenta. Por que isso ocorre? Observe também nesta tabela a diferença entre o **arranjo dos elétrons** e a **geometria molecular em torno do átomo central**.

**Tabela 13** - Arranjos e formas espaciais para moléculas com dois, três e quatro domínios de elétrons ao redor do átomo central.

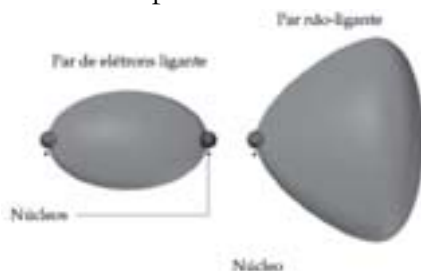
Número de domínios de elétrons	Arranjo	Domínios ligantes	Domínios não-ligantes	Geometria molecular	Exemplos
2	 Linear	2	0	 Linear	
3	 Trigonal plano	3	0	 Trigonal plana	
		2	1	 Angular	
4	 Tetraédrico	4	0	 Tetraédrica	
		3	1	 Piramidal trigonal	
		2	2	 Angular	



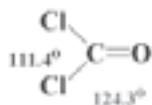
• Nas moléculas de metano, amônia e água, abaixo representadas respectivamente, o ângulo de ligação H-X-H diminui ao passarmos do C para o N e para o O:



- Isso acontece porque um par de elétrons ligantes é atraído por ambos os núcleos dos átomos ligados, enquanto que um par não-ligante é atraído basicamente por um único núcleo.



- Da mesma forma, os elétrons nas ligações múltiplas se repelem mais do que os elétrons nas ligações simples.



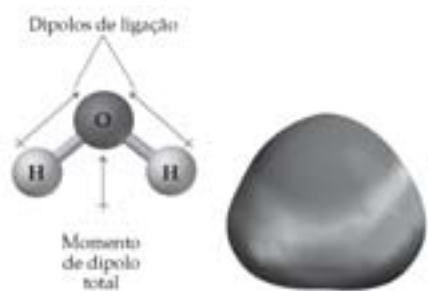
## FORMA ESPACIAL MOLECULAR E POLARIDADE MOLECULAR

Para uma molécula com mais de dois átomos, o momento de dipolo depende tanto das polaridades das ligações quanto da geometria das moléculas. Precisamos saber que:

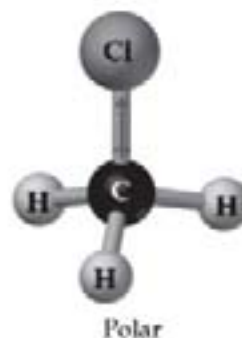
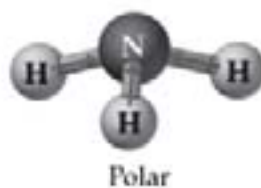
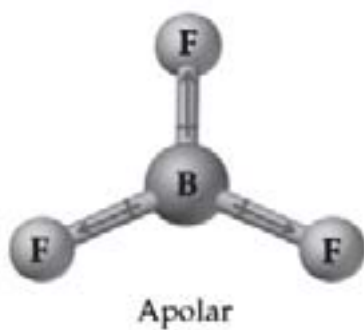
- quando existe uma diferença de eletronegatividade entre dois átomos, a **ligação** entre eles é polar;
- é possível que uma molécula que contenha ligações polares não seja polar. Por exemplo, os dipolos de ligação no  $\text{CO}_2$  cancelam-se porque o  $\text{CO}_2$  é linear;



- na água, a molécula não é linear e os dipolos de ligação não se cancelam. Conseqüentemente, a água é uma molécula polar.



Portanto, podemos concluir que a polaridade de uma molécula depende de sua geometria molecular, o que pode ser visto observando o sentido dos dipolos (setas vermelhas) nos modelos abaixo.



## TEORIA DA LIGAÇÃO DE VALÊNCIA E A LIGAÇÃO COVALENTE

Vimos que o modelo **RPENV** fornece uma maneira simples de determinar as formas espaciais de moléculas. Entretanto, nem esse modelo e nem as estruturas de Lewis explicam por que as ligações entre os átomos existem. Somente após juntar as noções de Lewis sobre ligações por pares de elétrons com a idéia de orbitais atômicos é que se chegou ao modelo de ligação química chamado de **teoria da ligação de valência**. Fazemos então uma abordagem acerca dessas duas teorias.

- Na **teoria de Lewis** a ligação covalente ocorre com o compartilhamento de elétrons e concentração da densidade eletrônica entre os núcleos dos átomos envolvidos;
- Na **teoria da ligação de valência** os orbitais compartilham uma região do espaço, ou superpõem-se. Esta superposição de orbitais permite que elétrons de spins contrários compartilhem um espaço comum entre os núcleos, formando uma ligação covalente. Na Figura 40, podemos observar a aproximação dos orbitais na formação da ligação covalente nas moléculas de  $H_2$ ,  $HCl$  e  $Cl_2$ .

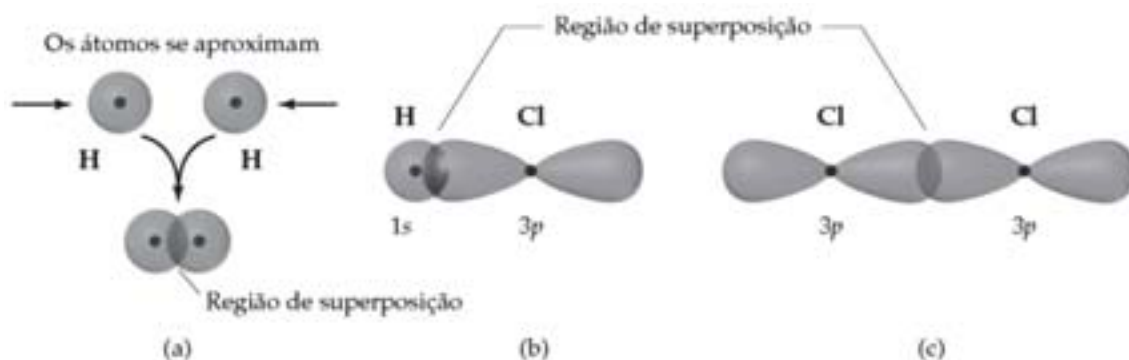


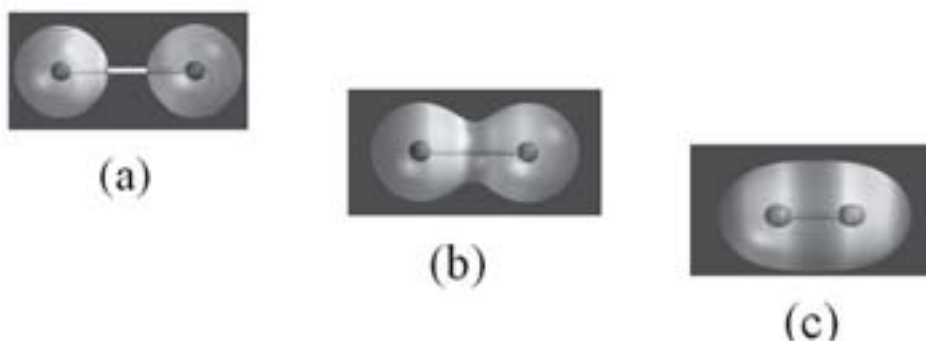
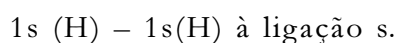
Figura 40 - Superposição dos orbitais na formação de ligações covalentes. (a) A ligação em  $H_2$  resulta da superposição de dois orbitais  $1s$  de dois átomos de H. (b) A ligação em  $HCl$  resulta da superposição de um orbital  $1s$  do átomo de H com um dos lóbulos de um orbital  $3p$  de Cl. (c) A ligação em  $Cl_2$  resulta da superposição de dois orbitais  $3p$  de dois átomos de Cl.

Portanto, no exemplo acima, devemos observar que para a molécula de  $H_2$  o que se tem é:

- uma ligação covalente simples, resultante da sobreposição de um orbital 1s de cada um dos átomos de hidrogênio. Os átomos de H se aproximam acontecendo a sobreposição dos orbitais 1s. Cada elétron começa a sentir a força atrativa de ambos os prótons dos núcleos, Figura 41.

- a ligação tem uma simetria cilíndrica sobre o eixo que une o centro dos dois átomos. Isto é conhecido como ligação  $\sigma$ .

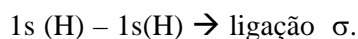
- a ligação no  $H_2$  (H-H) pode ser resumida em:



**Figura 41** - A formação da ligação covalente no  $H_2$ . (a) Cada átomo de H apresenta 1 elétron no orbital do subnível 1s. Este elétron encontra-se atraído pelo único próton existente no núcleo do átomo de H. (b) Os átomos de H se aproximam acontecendo a sobreposição dos orbitais 1s. Cada elétron começa a sentir a força atrativa de ambos os prótons dos núcleos. (c). Na molécula de  $H_2$  os dois orbitais atômicos 1s dão origem a um orbital molecular que engloba os dois elétrons existentes na ligação covalente.

- A ligação tem uma simetria cilíndrica sobre o eixo que une o centro dos dois átomos. Isto é conhecido como ligação  $\sigma$ .

- A ligação no  $H_2$  (H-H) pode ser resumida em:



## HIBRIDIZAÇÃO

Quando aplicamos a teoria da ligação de valência às moléculas poliatômicas, devemos explicar tanto a formação das ligações por pares de elétrons quanto as geometrias observadas para as moléculas. Entretanto, para explicar as geometrias frequentes supomos que os orbitais atômicos em um átomo misturam-se para formar novos orbitais chamados **orbitais híbridos**, os quais são iguais entre si, mas diferentes dos orbitais originais. A diferença destes novos orbitais atômicos acontece tanto na geometria (forma) como no conteúdo energético. O número dos orbitais híbridos obtidos será o mesmo dos orbitais existentes antes de serem misturados.

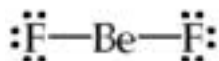
Para um melhor entendimento tomaremos os exemplos comentados a seguir.

### HIBRIDIZAÇÃO *sp*.

Os orbitais híbridos *sp* são formados com um orbital *s* e um orbital *p*. Conseqüentemente, restam dois orbitais *p* não-hibridizados.

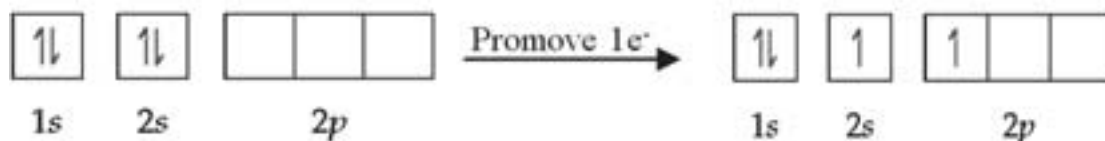
Vamos considerar a molécula de **BeF<sub>2</sub>** (sabe-se experimentalmente que ela existe) e analisar cada item abaixo:

- a molécula de BeF<sub>2</sub> apresenta a estrutura de Lewis



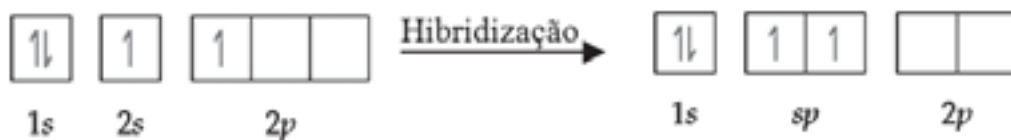
- o *Be* tem uma configuração eletrônica  $1s^2 2s^2$
- observe que não existem elétrons desemparelhados disponíveis para ligações. Entretanto, sabemos (teoria de RPENV) que o ângulo de ligação F-Be-F é de 180°;
- um elétron de *Be* é compartilhado com cada um dos elétrons desemparelhados do F. Mas, como, se vimos anteriormente que não existem elétrons desemparelhados?

- Se admitirmos que os orbitais do *Be* na ligação *Be-F* estão distantes de  $180^\circ$ , então devemos promover um elétron do orbital  $2s$  no *Be* para o orbital  $2p$  para obtermos dois elétrons desemparelhados e, desta forma, justificar as duas ligações. Contudo, a geometria ainda não estaria explicada porque teremos dois elétrons desemparelhados, porém em diferentes níveis de energia.



- Podemos solucionar o problema admitindo que:

O orbital  $2s$  e um orbital  $2p$  no *Be* misturam-se para formar um orbital híbrido chamado de **orbital híbrido  $sp$** , no qual os lóbulos destes orbitais estão a  $180^\circ$  de distância entre si.



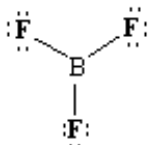
Finalmente, já que somente um dos orbitais  $2p$  do *Be* foi utilizado na hibridização, ainda existem dois orbitais  $p$  não-hibridizados no *Be*.

## ORBITAIS HÍBRIDOS $sp^2$

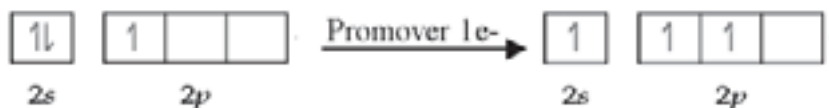
Os orbitais híbridos  $sp^2$  são formados a partir da hibridização de um orbital  $s$  e dois orbitais  $p$ , resultando na formação de três orbitais híbridos  $sp^2$ . Conseqüentemente resta um orbital  $p$  não-hibridizado.

Vamos considerar a molécula de  $\text{BF}_3$  e analisar cada item abaixo:

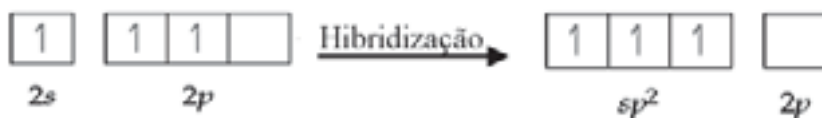
- $\text{BF}_3$  apresenta a estrutura de Lewis



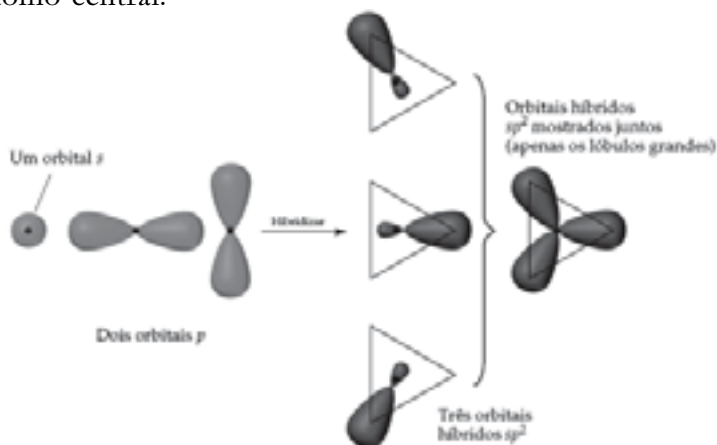
- B tem uma configuração eletrônica  $1s^2 2s^2 2p^1$
- Se admitirmos que os orbitais do B na ligação B-F estão distantes de  $120^\circ$ , então devemos promover um elétron do orbital  $2s$  no B para o orbital  $2p$  para obtermos três elétrons desemparelhados e desta forma justificar as três ligações. Contudo, a geometria ainda não estaria explicada porque teremos três elétrons desemparelhados, porém em diferentes níveis de energia. Portanto,



- Desta forma, o orbital  $2s$  e um orbital  $2p$  no B misturam-se para formar um orbital híbrido chamado de **orbital híbrido  $sp^2$** , no qual os lóbulos destes orbitais estão a  $120^\circ$  de distância entre si.



- Os grandes lóbulos dos híbridos  $sp^2$  encontram-se em um plano trigonal.
- Todas as moléculas com arranjo trigonal plano têm orbitais  $sp^2$  no átomo central.



## HIBRIDIZAÇÃO $sp^3$

Os orbitais híbridos  $sp^3$  são formados a partir da hibridização de um orbital s com três orbitais p. Conseqüentemente, há quatro lóbulos grandes.

Vamos considerar a molécula de  $CH_4$  e analisar cada item abaixo:

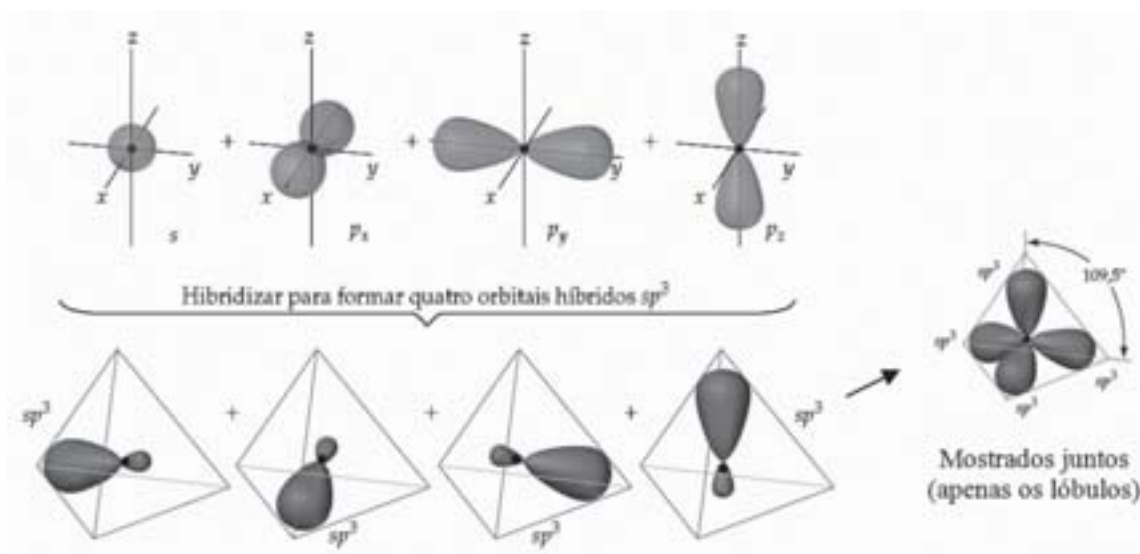
- C tem uma configuração eletrônica  $1s^2 2s^2 2p^2$
- Se admitirmos que os orbitais do C na ligação C-H estão distantes de  $109^\circ$ , então devemos promover um elétron do orbital 2s no C para o orbital 2p para obtermos quatro elétrons desemparelhados e desta forma justificar as quatro ligações. Contudo, a geometria ainda não estaria explicada porque teremos quatro elétrons desemparelhados, porém em diferentes níveis de energia.



- Portanto, o orbital 2s e três orbitais 2p no C misturam-se para formar quatro orbitais híbridos chamados de  $sp^3$ .



- Todas as moléculas com arranjos tetraédricos são hibridizadas  $sp^3$ .





## ORBITAIS MOLECULARES A PARTIR DE ORBITAIS ATÔMICOS 2P

- Existem duas formas nas quais dois orbitais  $p$  se superpõem:
- frontalmente, de forma que o OM (orbital molecular) resultante tenha densidade eletrônica no eixo entre os núcleos (por ex., o orbital do tipo  $\sigma$ );



- lateralmente, de forma que o OM resultante tenha densidade eletrônica acima e abaixo do eixo entre os núcleos (por exemplo, o orbital do tipo  $\pi$ ).



## LIGAÇÕES COVALENTES MÚLTIPLAS

- Ligação dupla = 2 pares de elétrons compartilhados = uma ligação sigma ( $\sigma$ ) e outra pi ( $\pi$ ).
- Ligação tripla = 3 pares de elétrons compartilhados = uma ligação  $\sigma$  e duas  $\pi$ .
- Ligações  $\sigma$ : a densidade eletrônica encontra-se no eixo entre os núcleos.
- Todas as ligações simples são ligações  $\sigma$ .
- Ligações  $\pi$ : a densidade eletrônica encontra-se acima e abaixo do plano dos núcleos.
- Uma ligação dupla consiste de uma ligação  $\sigma$  e de uma ligação  $\pi$ .
- Uma ligação tripla tem uma ligação  $\sigma$  e duas ligações  $\pi$ .

Normalmente, os orbitais  $\pi$  envolvidos nas ligações  $\pi$  vêm de orbitais não-hibridizados.

Caro aluno ou querida aluna: nesta aula abordamos temas que levam você a assimilar os aspectos abaixo, todos relacionados com as ligações iônica, covalente e metálica: saber usar a teoria da ligação de valência para explicar a ligação covalente e a forma espacial de uma molécula; aplicar o ciclo de Born-Haber para explicar a formação da ligação iônica; aplicar o modelo de Lewis para explicar a estrutura de moléculas covalentes simples.

## CONCLUSÃO

Explicar por que quando dois átomos compartilham mais do que um par de elétrons, o segundo e o terceiro pares formam ligações  $\pi$ .

## RESUMO

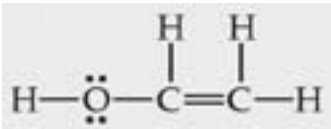


Nesta aula fizemos um estudo sobre as teorias que explicam as ligações químicas. Dentro deste contexto, focamos nossa atenção para as seguintes abordagens: ciclo de Born-Haber para explicar a formação da ligação iônica; modelo de Lewis para explicar a estrutura de moléculas covalentes simples; Teoria de RPENV para explicar o arranjo dos elétrons nos átomos; Teoria da ligação de valência para explicar as ligações covalentes; além de utilizar o modelo de mar de elétrons para explicar a ligação metálica.



## ATIVIDADES

1. Colírios para os olhos secos usualmente contêm um polímero solúvel em água chamado poli (álcool vinílico), baseado na molécula orgânica instável chamada álcool vinílico:



Determine os valores aproximados para os ângulos de ligação H-O-C e O-C-C no álcool vinílico.

2. Indique a hibridização dos orbitais empregados pelo átomo central em cada um dos seguintes: (a)  $\text{NH}_2^-$ ; (b)  $\text{SF}_4$ .

## COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

1. Para determinar um ângulo de ligação específico, consideramos o átomo do meio do ângulo e determinamos o número de domínios de elétrons ao redor dele. O ângulo ideal corresponde ao arranjo ao redor do átomo. O ângulo será comprimido até certo grau pelos elétrons não-ligantes e ligações múltiplas.

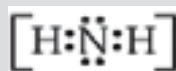
Para o ângulo da ligação H-O-C, existem quatro domínios de elétrons ao redor do átomo de oxigênio do meio (dois ligantes e dois não-ligantes). O arranjo ao redor do O é conseqüentemente tetraédrico, que fornece um ângulo ideal de  $109,5^\circ$ . O ângulo H-O-C será um pouco comprimido pelos pares não-ligantes, logo, esperamos que esse ângulo seja ligeiramente menor que  $109,5^\circ$ .

Para determinar o ângulo de ligação O-C-C, devemos examinar o átomo C mais à esquerda, que é o átomo central para esse ângulo. Existem três átomos ligados a esse átomo de C e

nenhum par não-ligante; logo, ele tem três domínios de elétrons ao seu redor. O arranjo previsto é trigonal plano, resultando em um ângulo ideal de  $120^\circ$ . Entretanto, por causa do maior tamanho do domínio C=C, o ângulo de ligação O-C-C deverá ser ligeiramente maior que  $120^\circ$ .

2. Para determinar os orbitais híbridos usados pelo átomo na ligação, devemos saber seu arranjo. Assim, desenhamos a estrutura de Lewis para determinar o número de domínios de elétrons ao redor do átomo central. A hibridização está em conformidade com o número de domínios de elétrons e com o arranjo ao redor do átomo central como previsto pelo modelo RPENV.

(a) A estrutura de Lewis do  $\text{NH}_2^-$  é como a seguir:



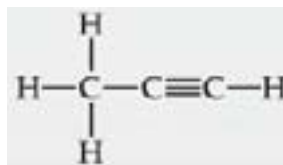
Uma vez que existem quatro domínios de elétrons ao redor de N, o arranjo é tetraédrico. A hibridização que fornece um arranjo tetraédrico é  $sp^3$ . Dois dos orbitais híbridos contêm pares de elétrons não-ligantes, e os outros dois são usados para fazer duas ligações de dois elétrons com os átomos de hidrogênio.

(b) Existem cinco domínios de elétrons ao redor de S, originando um arranjo bipiramidal trigonal. Com um octeto expandido de dez elétrons, um orbital  $d$  do enxofre deve ser usado. O arranjo bipiramidal trigonal corresponde a uma hibridização  $sp^3d$ . Um dos orbitais híbridos que aponta na direção equatorial contém um par de elétrons não-ligantes; os outros quatro são usados para formar as ligações S-F.



## ATIVIDADES

1. Faça a determinação dos ângulos de ligação H-C-H e O-C-C na seguinte molécula, chamada propileno:



2. Determine o arranjo e a hibridização do átomo central em (a)  $\text{SO}_3^{2-}$ ; (b)  $\text{SF}_6$ .

3. As moléculas  $\text{BF}_3$  e  $\text{SO}_3$  são descritas como trigonais planas. Essa informação define completamente seus ângulos de ligação?

4. (a) Como se determina o número de domínios de elétrons em uma molécula ou íon? (b) Qual é a diferença entre um domínio de elétron ligante e um domínio de elétron não-ligante?

5. Indique o número de domínios de elétrons ao redor de um átomo central, dados os seguintes ângulos entre eles: (a)  $120^\circ$ ; (b)  $180^\circ$ ; (c)  $109,5^\circ$ ; (d)  $90^\circ$ .

6. Desenhe a estrutura de Lewis para cada um dos seguintes íons ou moléculas e determine seu arranjo e sua geometria molecular:

(a)  $\text{H}_3\text{O}^+$ ;

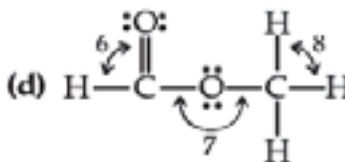
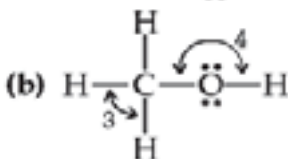
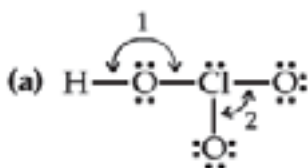
(b)  $\text{SCN}^-$ ;

(c)  $\text{CS}_2$ ;

(d)  $\text{BrO}_3^-$ ;

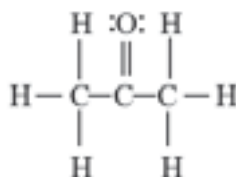
(e)  $\text{SeF}_4$ ; (f)  $\text{ICl}_4^-$ .

7. Dê os valores aproximados para os ângulos de ligações indicados nas seguintes moléculas:



8.  $\text{SO}_2$  tem um momento de dipolo? Caso tenha, em qual direção o dipolo líquido aponta?
9. (a) Quais condições devem ser satisfeitas para que uma molécula com ligações polares seja apolar? (b) Quais geometrias darão moléculas apolares para as geometrias  $\text{AB}_2$ ,  $\text{AB}_3$  e  $\text{AB}_4$ ?
10. Desenhe a estrutura de Lewis para o íon  $\text{SO}_3^{2-}$ . Qual é o arranjo? Qual é a geometria molecular? Determine o ângulo de ligação O-S-O. Quais os orbitais híbridos que o enxofre usa na ligação?
11. (a) Se os orbitais atômicos de valência de um átomo são hibridizados  $sp$ , quantos orbitais  $p$  não-hibridizados permanecem no nível de valência? Quantas ligações  $\delta$  o átomo pode formar? (b) Quantas ligações  $\sigma$  e  $\delta$  geralmente fazem parte de uma ligação tripla? (c) De que modo ligações múltiplas trazem rigidez às moléculas?
12. (a) Desenhe a estrutura de Lewis para o metano ( $\text{CH}_4$ ) e o formaldeído ( $\text{H}_2\text{CO}$ ). (b) Qual é a hibridização no átomo de carbono no  $\text{CH}_4$  e em  $\text{H}_2\text{CO}$ ? (c) O átomo de carbono em  $\text{CH}_4$  não pode participar de uma ligação múltipla, enquanto em  $\text{H}_2\text{CO}$  ele pode. Explique essa observação utilizando a hibridização no átomo de carbono.
13. Os átomos de nitrogênio em  $\text{N}_2$  participam da ligação múltipla, enquanto na hidrazina,  $\text{N}_2\text{H}_4$ , eles não participam. Como você pode explicar essa observação, considerando a hibridização nos átomos de nitrogênio nas duas moléculas?
14. A acetona,  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ , solvente orgânico muito comum, é o principal componente de alguns removedores de esmalte de unhas.

Sua estrutura de Lewis é:



- a) Qual é o número total de elétrons de valência na molécula de acetona?
- b) Quantos elétrons de valência são usados para fazer ligações  $\sigma$  na molécula?

- c) Quantos elétrons de valência são usados para fazer ligações  $\delta$  na molécula?
  - d) Quantos elétrons de valência permanecem em pares não-ligantes na molécula?
  - e) Qual é a hibridização no átomo central de carbono da molécula?
- 

## 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.