

# Ligações Químicas



Reis, Oswaldo Henrique Barolli.

R375I Ligações químicas / Oswaldo Henrique Barolli. –  
Varginha, 2015.  
28 slides : il.

Sistema requerido: Adobe Acrobat Reader  
Modo de Acesso: World Wide Web

1. Ligações químicas. I. Título. II. Fundação de Ensino e  
Pesquisa – FEPEMIG

CDD:541.224  
AC: 115967

Elaborado por: Isadora Ferreira CRB-06 31/06



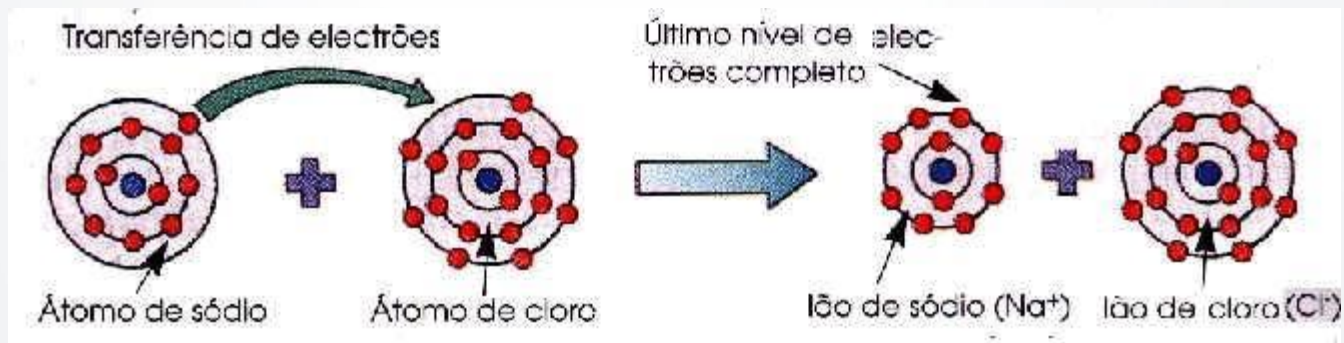
# Ligações químicas

- Ligação química é a ligação entre átomos; ela pode ser iônica, covalente ou metálica.



# Ligação iônica

- A ligação iônica refere-se às forças entre cargas de sinais contrários. Nela ocorre a transferência de elétron de um metal para um ametal.

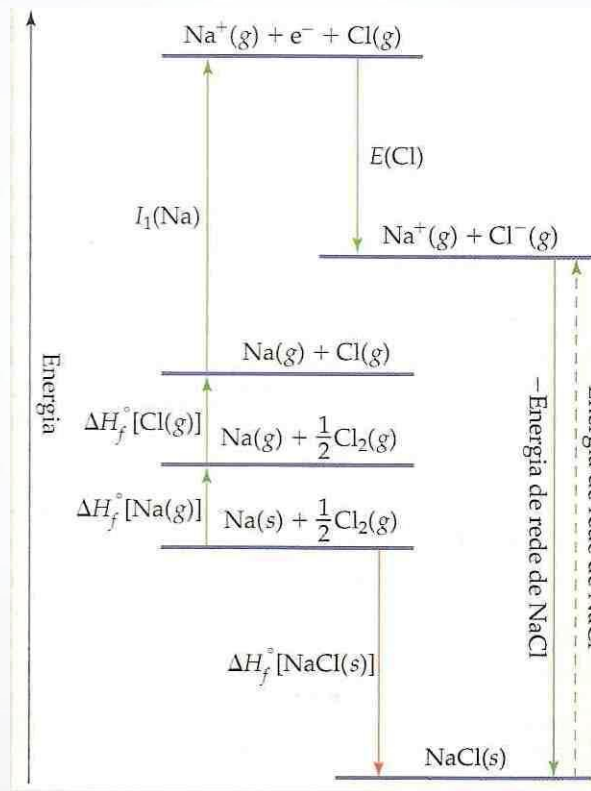




- O processo em que ocorre a formação da ligação iônica é altamente exotérmico devido à energia liberada pelo átomo ao receber o elétron e também devido às forças eletrostáticas de atração entre os íons formados.



# Ciclo de Born-Haber





# Energia de ligação:

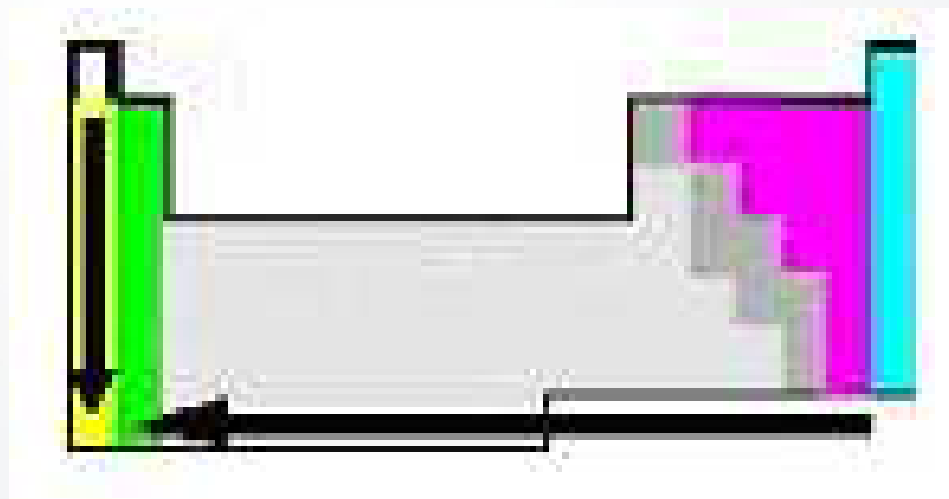
$$E_{el} = \kappa \frac{Q_1 Q_2}{d^2}$$

Composto	Energia de rede (kJ/mol)	Composto	Energia de rede (kJ/mol)
LiF	1.030	MgCl <sub>2</sub>	2.326
LiCl	834	SrCl <sub>2</sub>	2.127
LiI	730		
NaF	910	MgO	3.795
NaCl	788	CaO	3.414
NaBr	732	SrO	3.217
NaI	682		
KF	808	ScN	7.547
KCl	701		
KBr	671		
CsCl	657		
CsI	600		



## Exercício 01

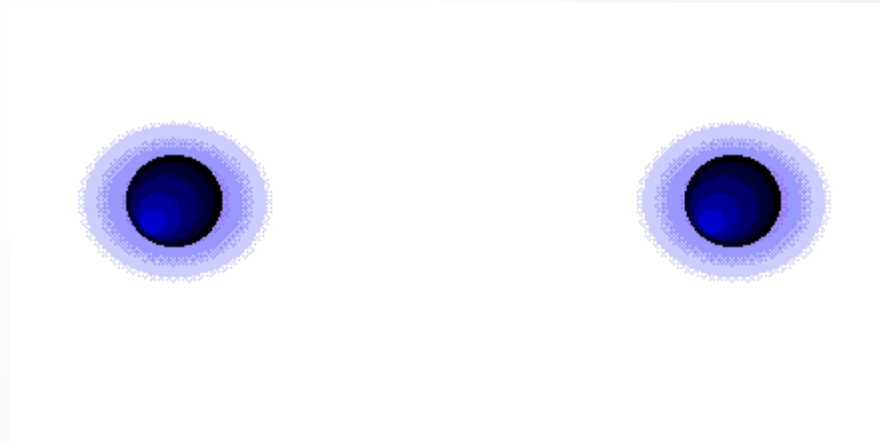
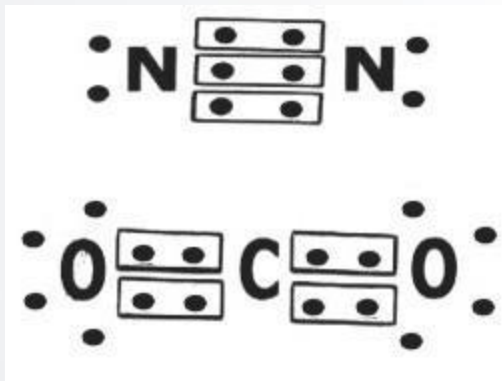
- Sem consultar a tabela, ordene os seguintes compostos iônicos em ordem crescente de energia de rede, dados os raios atômicos: NaF, CsI e CaO.





# Ligação covalente

- A ligação covalente é a ligação em que ocorre o compartilhamento de elétrons.
- Acontece basicamente entre ametais.







- A ligação covalente pode ser simples, dupla ou tripla.
- Em geral, é feito o compartilhamento até que os átomos tenham 8 elétrons na camada de valência (compartilhados ou não), determinados pela regra do octeto.



## Regra do octeto

- A regra surge do fato de os gases nobres serem inertes e apresentarem 8 elétrons na sua camada de valência (exceto hélio).
- Essa configuração eletrônica proporciona uma estabilidade acentuada.
- Pode-se representar a configuração eletrônica de um elemento, utilizando a configuração estável do gás nobre que o precede.



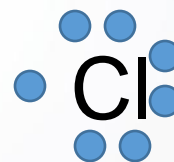
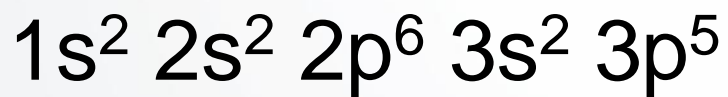
## Exemplo

- $\text{Ca}_{20} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
- Pode-se representar os elétrons de cerne utilizando-se o gás nobre precedente
- $\text{Ca}_{20} [\text{Ar}] 4s^2$



## Estrutura de Lewis

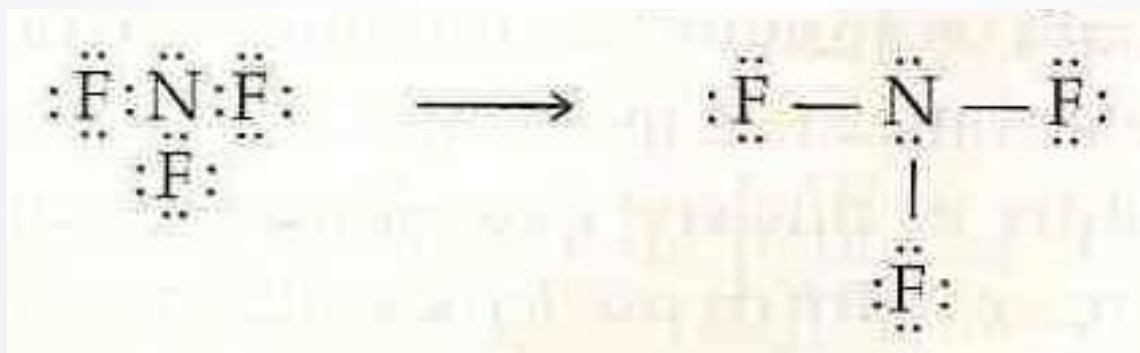
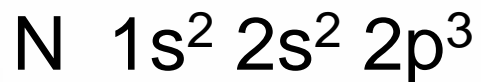
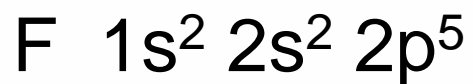
- É a notação que consiste em colocar os elétrons de valência em pares em torno do símbolo do elemento.





## Exercício 02

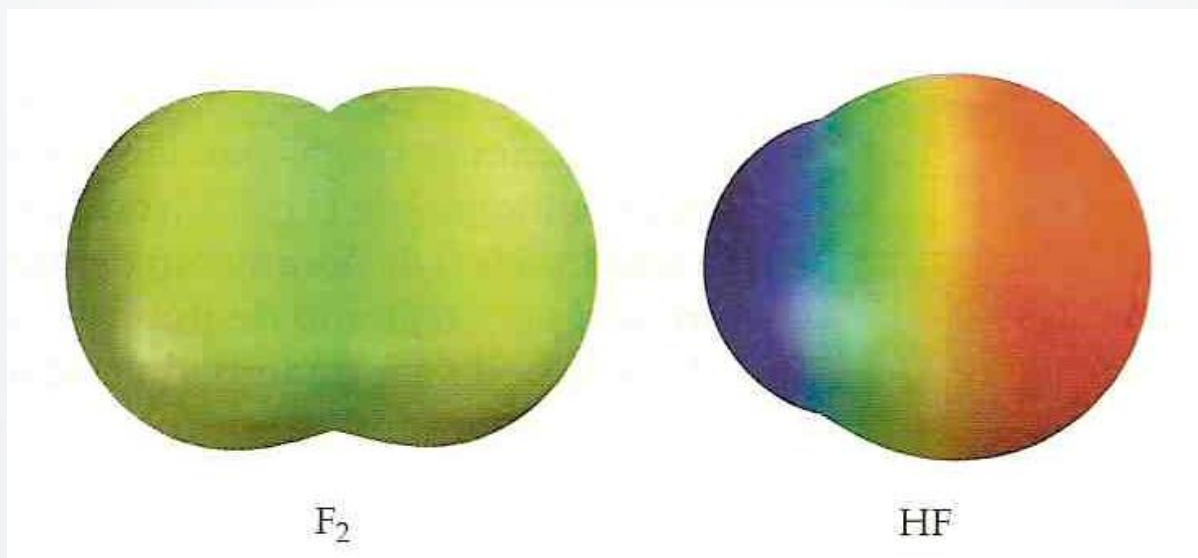
- Dados os elementos  ${}_7\text{N}$  e  ${}_9\text{F}$ , mostrar as fórmulas de Lewis e os tipos de ligação que ocorrem entre esses átomos.





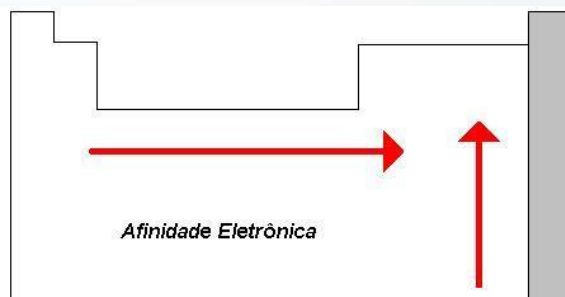
# Polaridade de ligação

- Existem ligações polares e apolares. A apolar é aquela em que ocorre igual compartilhamento de elétrons e na polar um dos átomos exerce maior atração sobre os elétrons ligantes do outro.



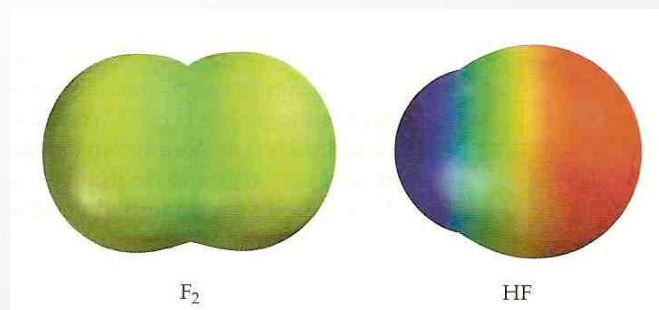
# Eletronegatividade

- A eletronegatividade é definida como a habilidade de um átomo atrair elétrons para si, em uma certa molécula.
- Os átomos podem ter alta ou baixa afinidade eletrônica, podendo atrair elétrons de outros átomos ou resistir à atração dos mesmos.
- Se um átomo tem alta afinidade eletrônica, é capaz de atrair e não deixar que os seus sejam atraídos.





- Dentro do conceito de eletronegatividade, temos a densidade eletrônica.
- Em uma molécula, a densidade eletrônica desigual caracteriza uma ligação polar. E uma molécula com densidade eletrônica bem distribuída caracteriza uma ligação apolar.
- O elemento mais eletronegativo de uma ligação atrai mais os elétrons e por isso apresenta maior densidade eletrônica no seu átomo, como por exemplo, no HF.





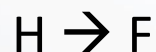


## Grau de polaridade

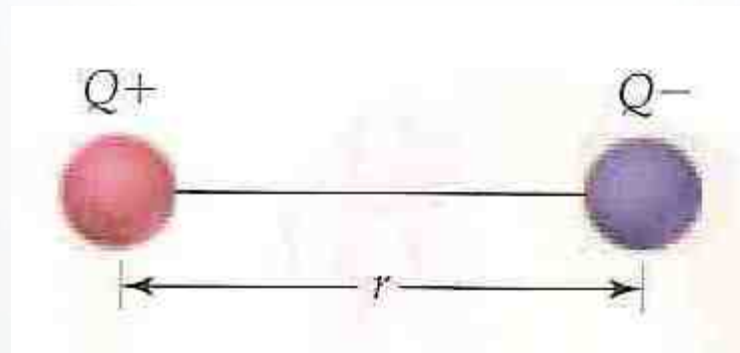
- As moléculas apresentam diferença de polaridade. Pode-se representar assim:



- Ou através de vetor, conhecido como momento de dipolo, apontando do menos eletronegativo para o mais:



- A magnitude do momento de dipolo é representada pela letra  $\mu$  e é dada pelo produto da carga do átomo pela distância entre os seus centros.
- $\mu = Q \cdot r$  [C.m]
- $1 \text{ [Debye]} = 3,34 \times 10^{-30} \text{ [C.m]}$







## Exercício 03

- Qual ligação é mais polar Se – Cl ou Se – Br?  
Eletronegatividades: Se (2,4) Cl (3,0) Br (2,8)

Resolução

$$\text{Se} - \text{Cl} : 3,0 - 2,4 = 0,6$$

$$\text{Se} - \text{Br} : 2,8 - 2,4 = 0,4$$

Logo, a ligação Se – Cl é mais polar que a Se – Br



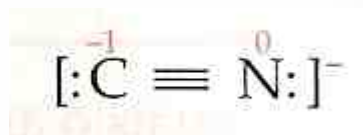
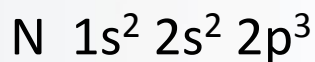
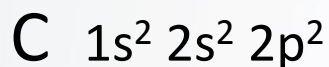
## Carga Formal

- A carga formal é um procedimento de contabilidade eletrônica. Ela permite ao químico determinar a localização de uma carga na molécula assim como comparar várias estruturas de Lewis possíveis, e determinar qual a estrutura que é mais adequada para descrever a molécula (ou íon composto).
- Carga formal =  $n^{\circ}$  elétrons de valência – ( $n^{\circ}$  elétrons não ligantes +  $1/2$   $n^{\circ}$  elétrons ligantes)



## Exercício 04

- Determinar a carga formal do  $[\text{CN}]^-$



Carbono = 4 elétrons de valência

Nitrogênio = 5 elétrons de valência

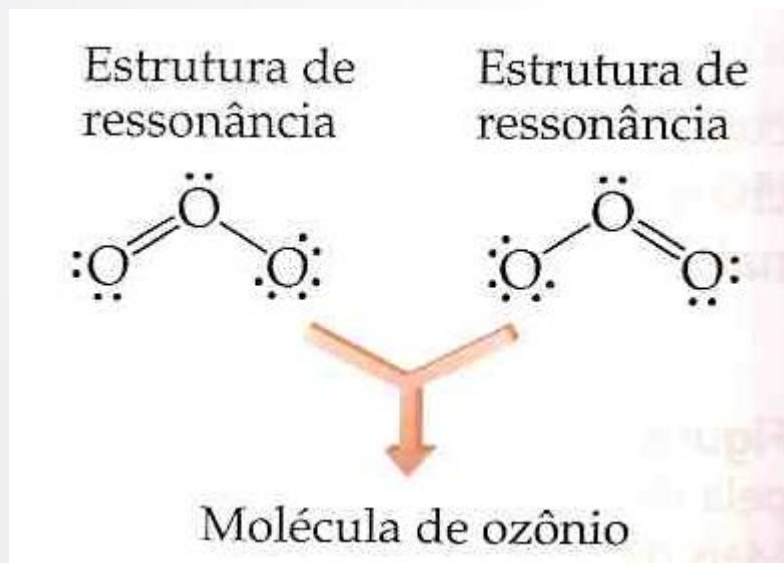
$$\text{C} = 4 - (2 + 3) = -1 \quad \text{N} = 5 - (2 + 3) = 0$$

$$-1 + 0 = -1 \quad (\text{Carga Formal})$$



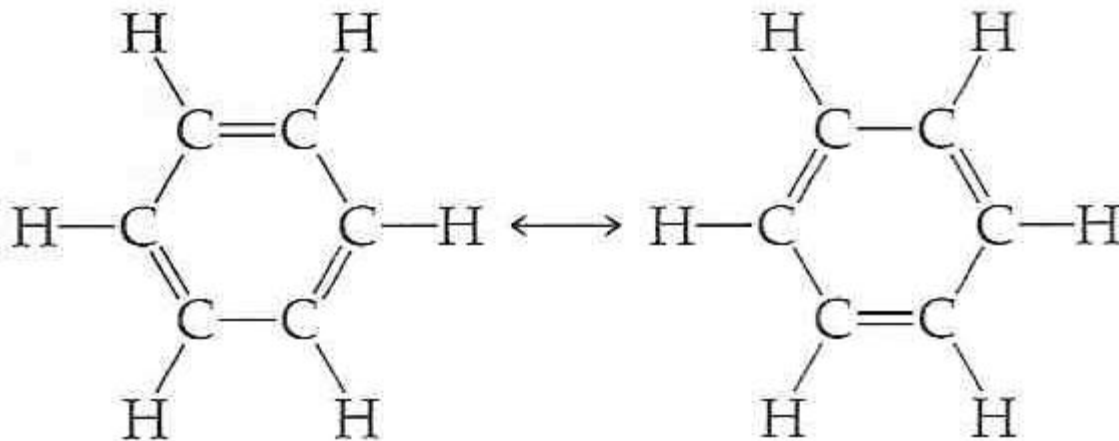
# Estruturas de ressonância

- Estrutura de ressonância é um arranjo de elétrons intermediário entre as possíveis ligações de uma molécula.



# Exemplo de ressonância no benzeno

- O benzeno tem a possibilidade de fazer três ligações duplas alternadas em duas estruturas diferentes. Essas estruturas ressonantes formam um híbrido de ressonância.







## Exceções à regra do octeto

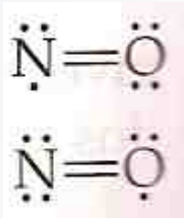
- Ocorre exceção à regra do octeto:
  1. Nas moléculas que possuem um número ímpar de elétrons de valência.
  2. Nas moléculas que têm menos de um octeto de elétrons.
  3. Nas moléculas em que pelo menos um átomo tem mais de um octeto na camada de valência.



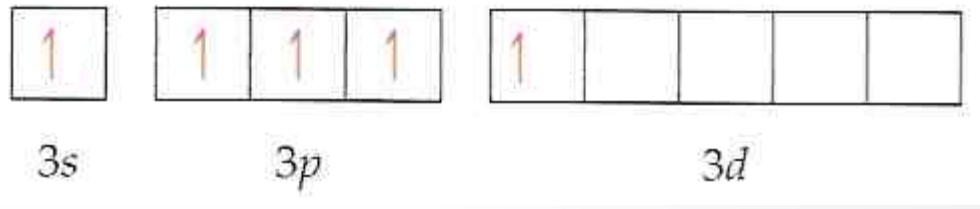
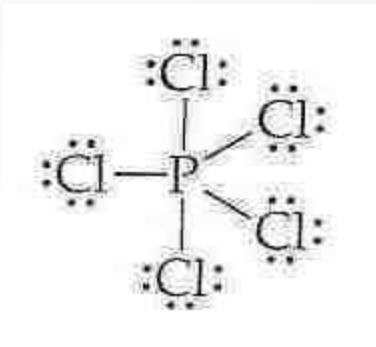
Grupo unis

# Exemplos

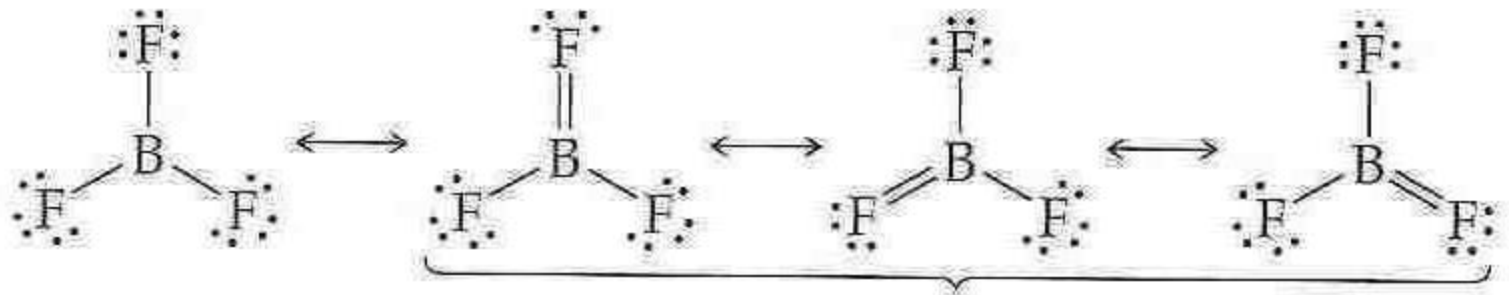
1



3



2



Mais importante

Menos importante



## Força de ligação covalente

- A energia de uma ligação é determinada através da energia necessária para quebrar essa ligação.
- Quanto maior o número de ligações covalentes, maior a força.
- Uma molécula estável é aquela que possui grande força de ligação.



1,54 Å

348 kJ/mol



1,34 Å

614 kJ/mol



1,20 Å

839 kJ/mol

# Curiosidade

- Alfred Nobel inventou a dinamite ao misturar a nitroglicerina (um conhecido explosivo) com celulose, ou terra diatomácea (absorvente).

