

Química Alimentar I

Ligações Químicas (covalentes, iônicas e metálicas)



T08- José Pestana



Sumário:

- a) Ligações químicas
- b) Tipos de ligações covalentes
- c) Ligação iónica
- d) Ligação metálica
- e) Electronegatividade

Ligação Química

Os átomos combinam-se de forma a alcançar a **configuração eletrónica mais estável**.

Tipos de ligações químicas:

- covalentes
- iónicas
- metálicas

■ Ligação covalente

Ligação na qual há **partilha** de **um par (ou mais)** de **eletrões**, pelos **dois átomos** que participam da ligação (geralmente são elementos **não metálicos***)

*17 elementos da T.P. Exemplos: C, H, N, O, P, S...

Ligação Química:

■ Ligação iônica

Ligação em que há **transferência** de **um (ou mais elétrons)** de elementos **metálicos*** para elementos **não metálicos**.

■ Ligação metálica

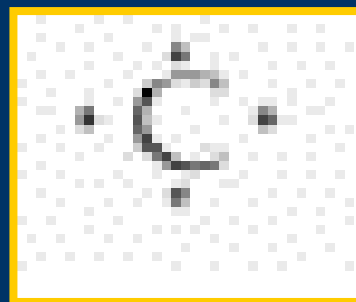
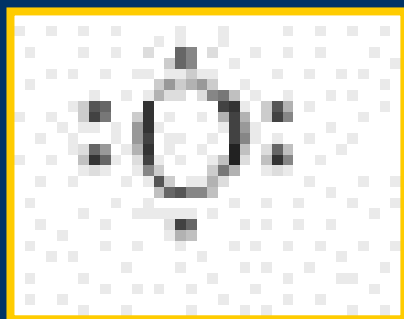
Ligação existente nas substâncias **elementares metálicas**, em que os **elétrons de valência** circulam livremente.

* Maioria dos elementos da T.P. Exemplos: Na, K, Mg, Zn, Ca, Al....

■ Notação de *Lewis*

Usa-se para representação esquemática de átomos e das moléculas (após a **ligação química**):

- p. ex., para os **átomos** corresponde ao **símbolo do elemento** rodeado pelos **elétrões de valência**, cada um representado por um ponto



- A **ligação covalente** apenas envolve os **elétrões de valência**.

- Na representação das moléculas é possível identificar diferentes tipos de eletrões:

→ Pares de eletrões compartilhados – **eletrões ligantes** (que participam na ligação química)

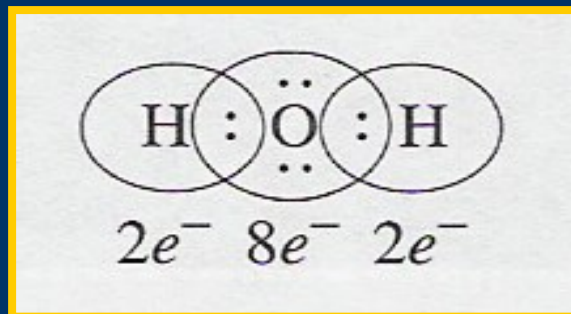
→ Pares de eletrões não compartilhados – **eletrões não-ligantes**



■ Regra do Octeto

*Qualquer átomo, exceto o hidrogénio, tem tendência para formar ligações de forma a ficar rodeado por **oito eletrões de valência**.*

(adquirem uma **configuração eletrónica mais estável**
- a do **gás nobre mais próximo**)

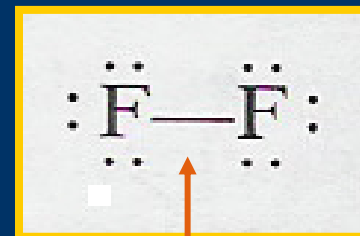


Regra válida sobretudo para os elementos do 2º Período da T.P.
Exemplos: Li, Be, C, N, O, F...

■ Tipos de ligações covalentes

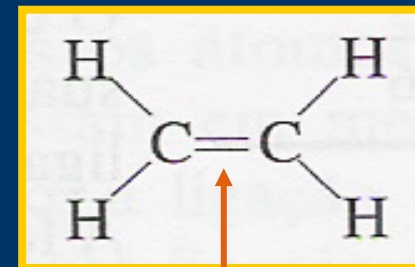
Simples

- **um** par de elétrons partilhados



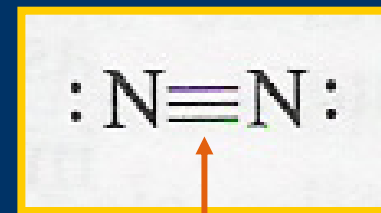
Duplas

- **dois** pares de elétrons partilhados



Triplas

- **três** pares de elétrons partilhados



■ Ligação Covalente em H_2



→ Forças repulsivas entre os dois núcleos

→ Forças repulsivas entre os elétrons

■ Comprimento da ligação

Define-se como sendo a **distância** entre os **núcleos** de **dois átomos ligados** numa **molécula**

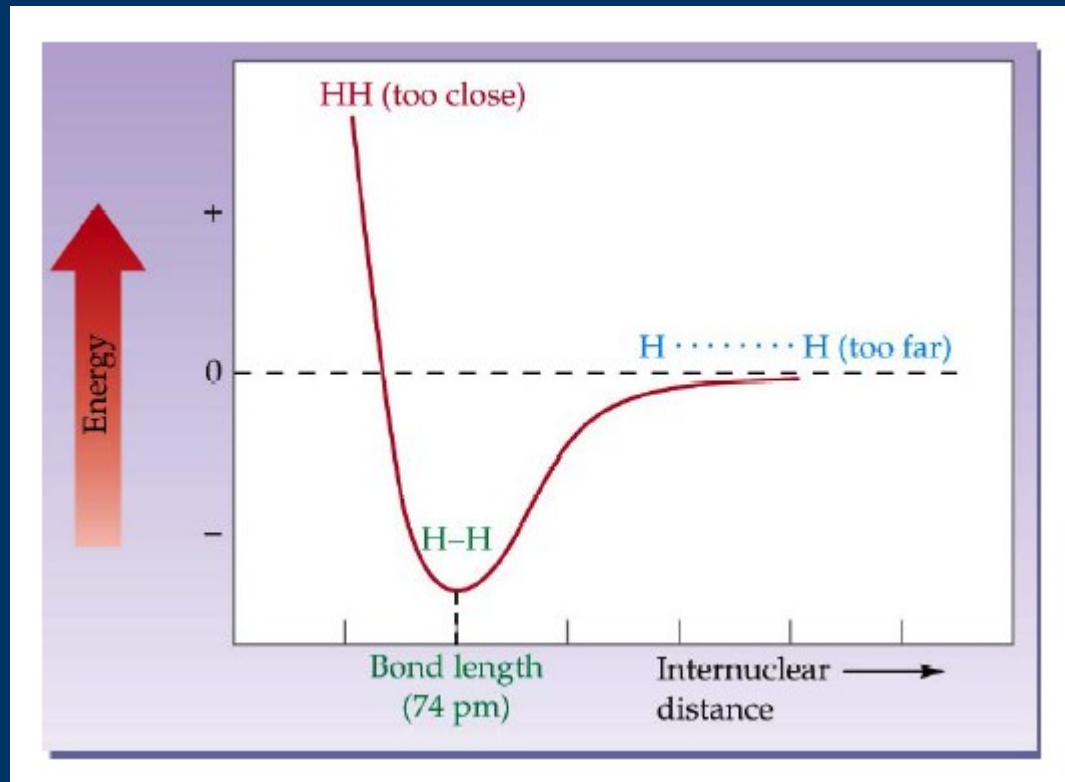
	Força	Comprimento
Simples	- estáveis	+ longas
Múltiplas	+ estáveis	+ curtas

■ Energia de ligação

É a **energia** que é necessário **fornecer** para **quebrar** uma **ligação química**.

As ligações simples são mais fáceis de quebrar do que as duplas e as duplas mais fáceis de quebrar do que as triplas.

■ Comprimento da ligação covalente



Define-se comprimento da ligação como sendo a distância entre os núcleos de dois átomos ligados numa molécula.

■ Eletronegatividade

Define-se como a **tendência** de um **átomo** numa ligação para **atrair para si** os **elétrões** que formam essa **ligação** (com outro átomo).

■ Átomos idênticos

→ Elétrões igualmente partilhados: **Ligação covalente apolar**



Hidrogénio
(H₂)

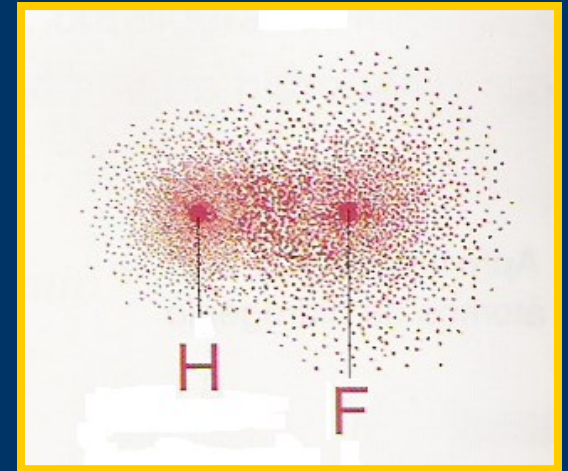


Azoto
(N₂)

■ Eletronegatividade

Átomos diferentes

→ partilha “desigual” de electrões:
ligação covalente polar



➡ Quanto **maior** a **diferença** de **eletronegatividade** entre dois átomos **maior** será o **caráter polar** da **ligação**.

Eletronegatividade

Tabela de eletronegatividades de alguns elementos,
segundo a escala de *Linus Pauling*

H 2,20							He -
Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne -
Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar -
K 0,82	Ca 1,00	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr -

Eletronegatividades dos Elementos Comuns

Aumento de electronegatividade

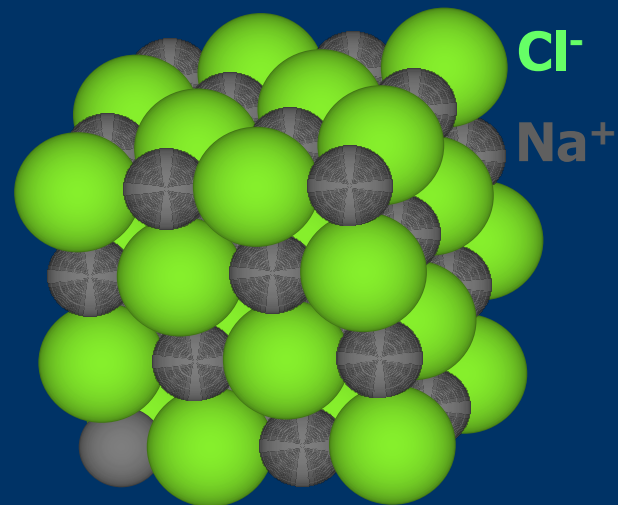
Aumento de electronegatividade

1																	18
H 2,1																	
Li 1,0	Be 1,5												B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2												Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6		Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7		In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	La-Lu 1,0-1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9		Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2
Fr 0,7	Ra 0,9																

Os átomos dos elementos com eletronegatividades muito diferentes têm tendência a formar ligações iônicas (como as que existem nos compostos NaCl e CaO).

Ligação Iônica

Uma ligação iônica é a força de atração eletrostática entre íons de cargas opostas



e define-se como a transferência de eletrões de um elemento para outro



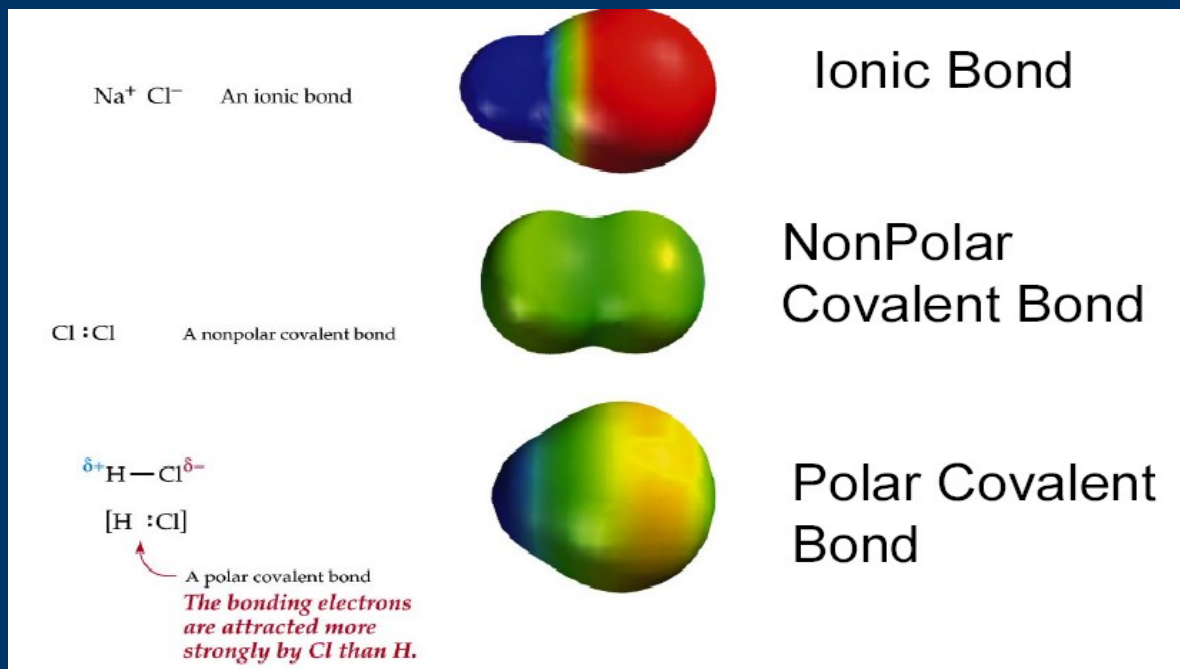
Ligação Iônica



■ Ligação Iónica vs Ligação Covalente

Por não existir uma distinção nítida entre uma ligação iónica e uma covalente polar, pode usar-se a seguinte **regra prática**:

Forma-se uma **ligação iónica**, geralmente, quando a **diferença de eletronegatividade** (ΔEN) entre os dois átomos envolvidos na ligação é **igual ou superior a 2,0**



Se $\Delta EN > 2,0$ então a ligação é predominantemente iónica.

Se $\Delta EN = 0$, a ligação é covalente apolar (0 % de carácter iónico).

Se $\Delta EN \sim 2.0$ tem 50 % de carácter iónico;

Se $\Delta EN < 2,0$ a ligação é covalente polar.

Classificação das Ligações pela Diferença na Eletronegatividade

Diferença

Tipo de Ligação

0

Covalente apolar

≥ 2

Iônico

$0 < e < 2$

Covalente polar

Aumento da diferença na eletronegatividade

Covalente apolar



Covalente polar



Iônica

partilha e^-

transferência
parcial de e^-

transferência e^-

Exercícios

1. Classifique as seguintes ligações como iónicas, covalentes polares ou covalentes apolares:

- a) A ligação em HCl *R: Covalente polar*
- b) A ligação em KF *R: Ligação iónica*
- c) A ligação CC em H_3CCH_3 *R: Ligação covalente apolar*

2. Classifique as seguintes ligações como iónicas, covalentes polares ou covalente apolares:

- a) A ligação em CsCl *R: Ligação iónica*
- b) A ligação em H_2S *R: Covalente polar*
- c) A ligação NN em H_2NNH_2 *R: Covalente apolar*