

POLARIDADE DAS LIGAÇÕES

A ligação covalente pode ocorrer entre átomos de mesmo elemento químico, ou entre átomos de elementos químicos diferentes. Em decorrência da eletronegatividade dos elementos podemos ter ou não o par eletrônico da ligação covalente atraído para um dos átomos.

Neste caso temos **ligações covalentes polares** ou **ligações covalentes apolares**.

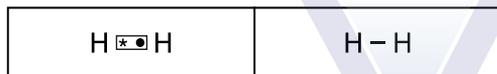
Ligação Covalente Apolar

Nas moléculas formadas por átomos de mesmo elemento químico, como gás hidrogênio (H_2), gás cloro (Cl_2), gás oxigênio (O_2), e outros, observa-se que não existe diferença de eletronegatividade entre eles.

Em consequência, o par eletrônico (nuvem) da ligação não é deslocado para nenhum dos átomos, não gerando a formação de pólos. Neste caso a ligação covalente é denominada **apolar**.

Exemplos:

a) Molécula do H_2



b) Molécula do O_2



c) Molécula do Cl_2



Ligação Covalente Polar

Nas moléculas formadas por átomos de elementos diferentes, como HCl, H_2O , há diferença de eletronegatividade entre eles. Em consequência disso, a nuvem eletrônica da ligação é atraída para o átomo mais eletronegativo, ocasionando uma ligação covalente **polar**.

Exemplos:

a) Molécula de HCl



b) Molécula de H_2O



POLARIDADE DAS MOLÉCULAS

Um composto molecular pode apresentar ligação covalente polar ou apolar, dependendo da diferença de eletronegatividade entre os átomos ligantes.

Porém, a molécula deste, pode ser **polar** ou **apolar**, dependendo da polaridade das **ligações e da geometria da molécula**. Numa ligação covalente polar, de uma molécula diatômica, o par eletrônico está deslocado para o átomo mais eletronegativo. Consequentemente, esse átomo possui maior densidade eletrônica do que o outro que é menos eletronegativo.

Esta distribuição desigual da nuvem eletrônica pode deixar uma das extremidades da molécula negativa, e a outra positiva, apesar da molécula em si ser neutra pois o total de prótons é igual ao total de elétrons.

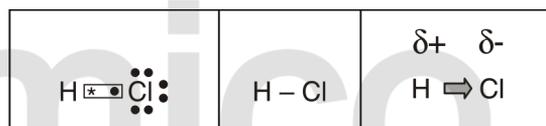
Uma molécula com estas condições é polar, isto é, apresenta pólo positivo e pólo negativo. Estes pólos, numa ligação, indicam as cargas formais dos átomos.

Essas cargas são devidas unicamente à distribuição desigual da nuvem eletrônica entre os átomos, sendo representada por $+\delta$ e $-\delta$.

Moléculas diatômicas formadas por átomos de mesmo elemento químico, são **apolares**, como o H_2 , Cl_2 , Br_2 , O_2 , N_2 etc.; e as moléculas diatômicas formadas por átomos de elementos diferentes, são **polares**, como o HF, HCl, HBr, HI, etc.

Exemplo:

Moléculas de HCl – Polar



A polaridade de uma molécula depende da polaridade das ligações que é medida através de um vetor chamado momento dipolar ($\vec{\mu}$).

Este vetor possui:

a) módulo ou intensidade da polarização, que é o produto da carga (δ) pela distância entre as cargas (d), ou seja.

$$\vec{\mu} = \delta \cdot d$$

b) direção que é a reta que passa pelos núcleos dos átomos.

c) sentido, que por convenção, vai do pólo positivo para o pólo negativo.

Levando em conta a geometria das moléculas e associando a essas ligações polares, vetores momento dipolar, pode-se determinar a soma vetorial na molécula e obter o chamado **vetor**.

Momento Dipolar resultante ($\vec{\mu}_R$)

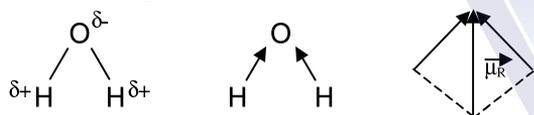
Através do vetor momento dipolar resultante, podemos concluir se a molécula é polar ou apolar, conforme o quadro abaixo

$\mu_R \neq 0$
Molécula polar

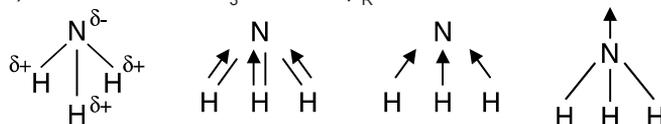
$\mu_R = 0$
Molécula apolar

Exemplos:

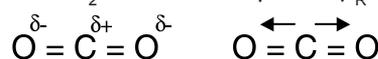
a) molécula de H_2O - $\mu_R \neq 0$ - molécula polar



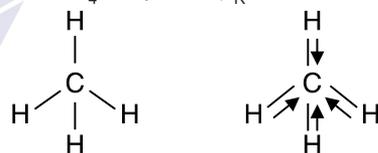
b) molécula de NH_3 - Polar $\mu_R \neq 0$



c) molécula de CO_2 - molécula apolar: $\mu_R = 0$



d) molécula de CH_4 - Apolar: $\mu_R = 0$



Eletronegatividade e o Tipo de Ligação

Através da diferença de eletronegatividade entre os átomos podemos prever o caráter de uma ligação.

Se a diferença de eletronegatividade (Δ) entre os átomos combinados for maior 1,7 a ligação que predomina é **iônica**, se Δ entre os átomos combinados for menor que 1,7 $\neq 0$ a ligação é **covalente polar**. Se Δ entre os átomos combinados for = 0 a ligação é **covalente apolar**.

H 2,2											He			
Li 1,0	Be 1,5								B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
Na 0,9	Mg 1,2								Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar
K 0,8	Ca 1,0								Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr
Rb 0,8	Sr 1,0								In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe
Cs 0,7	Ba 0,9								Ti 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn
Fr 0,7	Ra 0,9													

De acordo com a tabela de eletronegatividade pode-se prever o caráter da ligação, como nos exemplos:

Átomos	Eletronegatividade	Diferença	Caráter da ligação
Na	0,9	2,1	NaCl Iônica
Cl	3,0		
H	2,2	0,8	HCl Covalente Polar
Cl	3,0		
H	2,2	zero	H ₂ Covalente Apolar
H	2,2		