

# Semana 20

*Polaridade*



# Polaridade

*As propriedades físicas e químicas das substâncias dependem, fundamentalmente, do tipo de suas ligações químicas. Contudo, no caso de substâncias moleculares que realizam ligações covalentes entre os átomos, além da ligação química, tanto a geometria quanto a polaridade são fatores que devem ser analisados.*

*Com as formas espaciais adotadas pelas moléculas, é possível verificar como os elétrons são compartilhados na formação das ligações covalentes e, conseqüentemente, sua polaridade.*

*Antes de aprofundar os estudos sobre polaridade, é necessário rever o conceito de eletronegatividade.*

*Eletronegatividade é a propriedade na qual o átomo apresenta maior tendência a receber elétrons.*

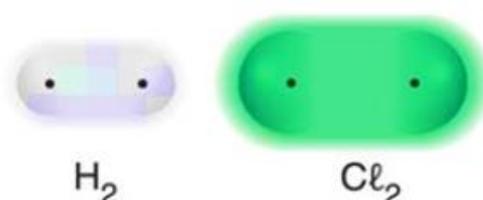
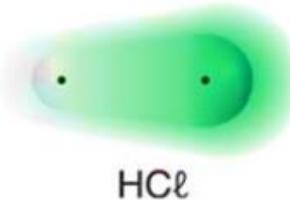
1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A
Li 1,0	Be 1,6											B 2,0	C 2,6	N 3,0	O 3,4	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,3	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9 8B	10	11 1B	12 2B	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,4	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,7	Mn 1,6	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,6	Br 3,0
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,3	Nb 1,6	Mo 2,2	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,3	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,8	Sn 2,0	Sb 2,0	Te 2,1	I 2,7
Cs 0,8	Ba 0,9	La 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,4	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,3	Au 2,5	Hg 2,0	Tl 1,6	Pb 2,3	Bi 2,0	Po 2,0	At 2,2

 < 1,0    1,0 – 1,4    1,5 – 1,9    2,0 – 2,4    2,5 – 2,9    3,0 – 4,0

*Em geral, os não metais apresentam os maiores valores de eletronegatividade, os semimetais têm valores intermediários e os metais, valores baixos.*

# Polaridade das Ligações Covalentes

*A polaridade de uma ligação química ajuda a descrever o compartilhamento de elétrons entre os átomos.*

Ligação covalente	Características	Exemplo
Apolar	Formada por elementos de mesma eletronegatividade. Assim, o par de elétrons compartilhado fica distribuído igualmente entre os dois átomos.	 H <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>
Polar	Formada por elementos de diferentes eletronegatividades. Assim, o par de elétrons é compartilhado de forma desigual entre os dois átomos.	 HCl

*Ao verificar a ligação covalente polar, observa-se que a nuvem eletrônica se desloca no sentido do elemento de maior eletronegatividade. A maior densidade eletrônica ao redor do elemento mais eletronegativo caracteriza o polo negativo ( $-\delta$ ) na molécula, e a região de mais baixa densidade eletrônica é o polo positivo ( $+\delta$ ).*

*Para comparar a intensidade de polarização em uma ligação, pode-se utilizar a fila de eletronegatividade que contém os elementos mais comuns em ligações covalentes.*

*F > O > Cl > N > Br > I > S > C > P = H > metais*

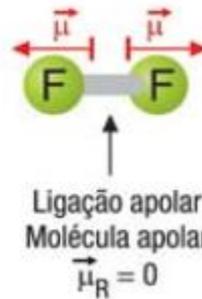
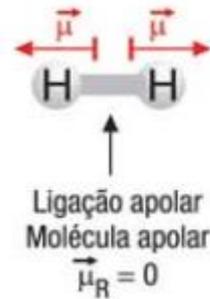


*Quanto maior for a diferença de eletronegatividade entre os elementos, maior será a polarização da ligação.*

# Polaridade das Moléculas

A polaridade de uma molécula depende da orientação dos vetores\* de cada ligação e da sua disposição espacial.

Moléculas que apresentam somente **ligações apolares** são **moléculas apolares**.



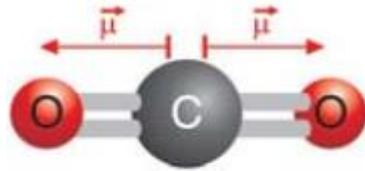
Moléculas diatômicas formadas por elementos de mesma eletronegatividade serão sempre apolares.

Moléculas que apresentam **ligações polares** podem ser **polares ou apolares**, dependendo do vetor do momento dipolo resultante ( $\vec{\mu}_R$ )

↳ O momento dipolo total de uma molécula é a soma dos seus dipolos de ligação.

\*O vetor é um segmento de reta orientado, convencionalmente, da carga positiva para a carga negativa que permite caracterizar o módulo, a direção e o sentido de uma ligação.

Se a soma total dos momentos dipolares for **igual a zero** ( $\vec{\mu}_R = 0$ ), a **molécula é apolar**.

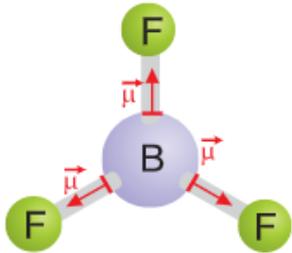


Vetores se cancelam  
 $\vec{\mu}_R = 0$

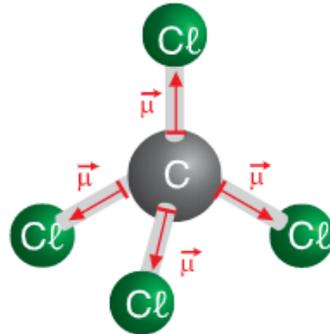
No dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ), os elétrons das ligações tendem a se concentrar mais próximos dos oxigênios (neste caso, o elemento mais eletronegativo). Por isso, cada ligação  $\text{C} = \text{O}$  é polar e os módulos dos dipolos de ligação são iguais, porém com sentidos contrários. Pelo fato de a molécula ser linear, a soma dos vetores resulta em um momento dipolar nulo (molécula apolar).

$\text{CO}_2$ : molécula apolar com ligações polares.

Ex.:



Vetores se cancelam  
 $\vec{\mu}_R = 0$

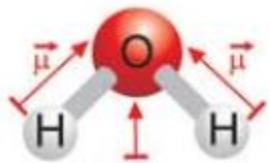


Vetores se cancelam  
 $\vec{\mu}_R = 0$

A soma dos vetores das ligações nas moléculas do trifluoreto de boro ( $\text{BF}_3$ ) e do tetracloreto de carbono ( $\text{CCl}_4$ ) indica que elas são apolares.

$\text{BF}_3$  e  $\text{CCl}_4$ : moléculas apolares com ligações polares.

Se a soma total dos momentos dipolares for diferente de zero ( $\vec{\mu}_R \neq 0$ ), a molécula é polar

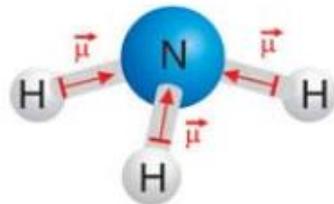
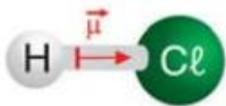


Vetores não se cancelam  
 $\vec{\mu}_R \neq 0$

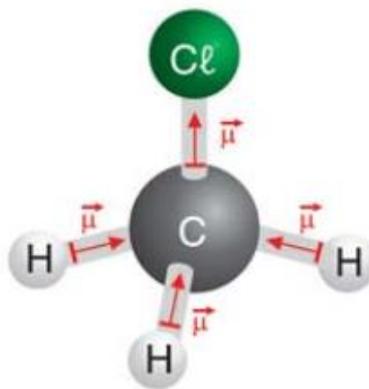
Na água ( $H_2O$ ), os elétrons das ligações tendem a se concentrar mais próximos do oxigênio (elemento mais eletronegativo). Assim, cada ligação  $H-O$  é polar e os módulos dos dipolos de ligação são iguais. Como a geometria da molécula é angular, os vetores não se anulam, o que a torna uma molécula polar.

$H_2O$ : molécula polar com ligações polares.

Ex.:



Vetores não se cancelam  
 $\vec{\mu}_R \neq 0$



A soma dos vetores das ligações nas moléculas de ácido clorídrico ( $HCl$ ), amônia ( $NH_3$ ) e clorofórmio ( $CH_3Cl$ ) indica que elas são polares.

$HCl$ ,  $NH_3$  e  $CH_3Cl$ : moléculas polares com ligações polares.

# Polaridade e Solubilidade

A polaridade das moléculas influencia as propriedades das substâncias, entre elas a solubilidade.

É possível verificar que substâncias apolares e polares apresentam comportamentos diferentes quanto à sua dissolução em outras substâncias.

Via de regra, é comum considerar que **semelhante dissolve semelhante**.

Em outras palavras, substâncias de polaridades semelhantes tendem a se dissolver umas nas outras.

Substância polar → tende a se dissolver em substância polar.

Substância apolar → tende a se dissolver em substância apolar

**Ex.:** Essa regra de Química é muito utilizada para separar diversos materiais. Um bom exemplo é o uso de gasolina ou querosene (constituídos por substâncias apolares) pelos mecânicos para remover a graxa das mãos.