



Disciplina: QUÍMICA I

Professor: MELINA

Aluno:

Turma:

## Geometria, Polaridade e Ligações Químicas

### Geometria Molecular

Baseia-se na forma espacial que as moléculas assumem pelo arranjo dos átomos ligados. Assim, cada molécula apresenta uma forma geométrica característica da natureza das ligações (iônicas ou covalentes) e dos constituintes (como elétrons de valência e eletro-negatividade).

### Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos (TRPEV)

Aponta que os pares eletrônicos (elétrons de valência, ligantes ou não) do átomo central se comportam como nuvens eletrônicas que se repelem e, portanto, tendem a manter a maior distância possível entre si. Mas, como as forças de repulsão eletrônica não são suficientes para que a ligação entre os átomos seja desfeita, essa distância é verificada no ângulo formado entre eles.

### Formas Geométricas

Para que se torne mais fácil a determinação da geometria (e, estrutura) de uma molécula, deve-se seguir os seguintes passos:

- Contagem do número total de elétrons de valência (levando em consideração a carga, se for um íon);
- Determinação do átomo central (geralmente, o menos eletronegativo e com o maior número de ligações);
- Contagem do número de elétrons de valência dos átomos ligantes;
- Cálculo do número de elétrons não ligantes (diferença entre número total e o número de elétrons dos átomos ligantes com a camada de valência totalmente completa);
- Aplicação do modelo da TRPEV.

F.M.	Pares de e <sup>-</sup> ao redor do AC	Geometria e Ângulo	Representação Geométrica	Polaridade	Exemplos
AX <sub>2</sub>	Não	Linear – 180°		apolar	CO <sub>2</sub> , BeH <sub>2</sub>
AX <sub>2</sub>	Sim	Angular - variável		Polar	H <sub>2</sub> O, H <sub>2</sub> S, SO <sub>2</sub> , O <sub>3</sub>
AX <sub>3</sub>	Não	Trigonal Plana – 120°		Apolar	BF <sub>3</sub> , SO <sub>3</sub> , BCl <sub>3</sub>
AX <sub>3</sub>	Sim	Piramidal - Variável		Polar	NH <sub>3</sub> , PH <sub>3</sub>
AX <sub>4</sub>	Não	Tetraédrica – 109°28'		Apolar	CH <sub>4</sub> , SiCl <sub>4</sub>
AX <sub>5</sub>	Não	Bipirâmide Trigonal – 90° e 120°		Apolar	PCl <sub>5</sub> , MoCl <sub>5</sub>
AX <sub>6</sub>	Não	Octaédrica – 90°		Apolar	SF <sub>6</sub>

### Polaridade das Ligações

Chamamos de polaridade a capacidade que as ligações possuem de atrair cargas elétricas, e o local onde ocorre este acúmulo denominamos de pólos, estes se classificam em pólos negativos ou positivos.

Ligação iônica: neste tipo de ligação a transferência de elétrons é definitiva e por isso os compostos iônicos, como o próprio nome já diz, são carregados de cargas positivas e negativas e, portanto, apresentam pólos. A esta definição se aplica a regra:

Toda ligação iônica é uma ligação polar

Ligação covalente: os pólos neste caso estão associados à eletronegatividade.

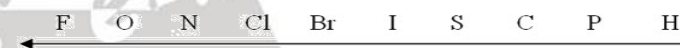
- Se a ligação covalente for entre átomos de mesma eletronegatividade, a ligação será apolar, porque não ocorre formação de pólos.

Exemplo: Br – Br

Como se trata da ligação entre elementos iguais (Bromo) e com mesma eletronegatividade, o composto se classifica como apolar.

- Agora, se a ligação covalente for entre átomos com eletronegatividades diferentes, a ligação será polar. Esta diferença induz o acúmulo de carga negativa ao redor do elemento mais eletronegativo, gerando assim, pólos na molécula.

A escala de eletronegatividade de Pauling facilita nosso estudo:



A eletronegatividade é crescente no sentido da seta.

Quanto maior a diferença de eletronegatividade, maior será a polaridade da ligação.

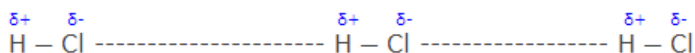
Se fôssemos fazer uma comparação: qual ligação, a covalente ou iônica, possui maior polaridade? A ligação iônica apresenta polarização máxima, ou seja, nenhum outro composto é mais polarizado que o composto iônico.

**FORÇAS INTERMOLECULARES (Força de Van der Waals)**

As propriedades físicas estão fortemente associadas com as forças que mantêm as moléculas unidas umas com as

Outras, as chamadas forças intermoleculares.

Forças dipolo-dipolo: são aquelas presentes em compostos polares.



Repare que nas moléculas de ácido clorídrico (HCl) existem pólos  $\delta^+$  e  $\delta^-$ , são eles os responsáveis por essa molécula ser polar. Os compostos polares a seguir são exemplos onde ocorre interação dipolo-dipolo: EX:  $\text{HCCl}_3$ , HBr,  $\text{H}_2\text{S}$ , CO,  $\text{SO}_2$

Força dipolo-induzido: interação causada pelo acúmulo de elétrons em determinada região da molécula. Neste caso a força é induzida para um determinado pólo ( $\delta^+$  ou  $\delta^-$ ).

As moléculas apolares possuem interação dipolo-induzido, a distribuição de elétrons na eletrosfera dessas moléculas é uniforme, porém, em algum momento ocorre um acúmulo de cargas nos pólos ( $\delta^+$  e  $\delta^-$ ) localizados nas extremidades. É neste instante que as forças dipolo-induzido agem movendo as moléculas vizinhas a também entrarem em desequilíbrio.

Exemplos de compostos apolares que interagem através de forças dipolo-induzido:



Ligações de hidrogênio: interação mais intensa que ocorre entre moléculas contendo átomos de hidrogênio ligados a átomos de nitrogênio, flúor e oxigênio. Estes átomos são muito eletronegativos, por isso a interação fica mais forte e deixa os pólos  $\delta^+$  e  $\delta^-$  mais acentuados.

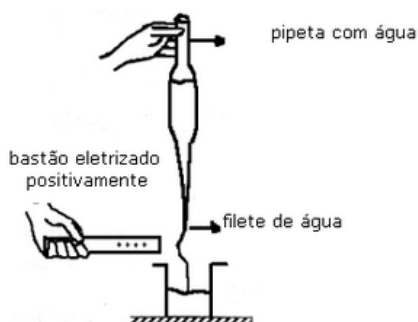
Ex: moléculas de água

Acompanhe a seguir como as forças intermoleculares se posicionam em relação à intensidade:

Dipolo-induzido < dipolo-dipolo < ligações de hidrogênio

## EXERCÍCIOS

1) (UERJ) O experimento abaixo mostra o desvio ocorrido em um filete de água quando esta é escoada através de um tubo capilar. Considerando suas ligações interatômicas e suas forças intermoleculares, a propriedade da água que justifica a ocorrência do fenômeno consiste em:



- ser um composto iônico
- possuir moléculas polares
- ter ligações covalentes apolares
- apresentar interações de Van der Waals
- Ação e reação

2) ( Ufsc ) Considere a tabela a seguir e selecione a ( s ) proposição ( ões ) que relaciona ( m ) corretamente a forma geométrica e a polaridade das substâncias citadas:

Fórmula	$\text{CO}_2$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{NH}_3$	$\text{CCl}_4$
Momento dipolar resultante ( $\mu_R$ )	$\mu_R = 0$	$\mu_R \neq 0$	$\mu_R \neq 0$	$\mu_R = 0$

01.  $\text{H}_2\text{O}$  / angular e polar.      02.  $\text{CO}_2$  / linear e apolar.  
04.  $\text{CCl}_4$  / trigonal e polar.      08.  $\text{NH}_3$  / piramidal e polar.  
16.  $\text{CCl}_4$  / tetraédrica e apolar.

3) O óxido nítrico, NO, é normalmente veiculado pela mídia como um indesejável poluente do meio ambiente. Sabe-se, entretanto, que esta substância é, também, essencial nas atividades digestivas, na regulação da pressão sanguínea e na defesa bacteriana, ocorrendo naturalmente em diversos tipos de células do corpo humano. Com relação às ligações químicas presente na molécula de óxido nítrico é correto afirmar que:

- (A) são predominantemente iônicas, resultando em uma espécie química apolar.  
(B) são covalentes apolares, e a molécula do NO é polar.  
(C) satisfazem à regra do octeto, e o número de oxidação do nitrogênio é +2.  
(D) são covalentes polares, e a molécula do NO possui momento de dipolo ( $\mu \neq 0$ ).  
(E) são covalentes apolares, e a molécula do NO apresenta forte caráter iônico.

4) (Ufc 2004) Recentemente, uma pesquisa publicada na revista Nature (Ano: 2000, vol.405, pg. 681,) mostrou que a habilidade das lagartixas (víboras) em escalar superfícies lisas como uma parede, por exemplo, é resultado de interações intermoleculares. Admitindo que a parede é recoberta por um material apolar e encontra-se seca, assinale a alternativa que classifica corretamente o tipo de interação que prevalece entre as lagartixas e a parede, respectivamente:

- íon - íon.
- íon - dipolo permanente.
- dipolo induzido - dipolo induzido.
- dipolo permanente - dipolo induzido.
- dipolo permanente - dipolo permanente.