

Aula 1 – Geometria Molecular

A geometria molecular estuda a forma tridimensional das moléculas no espaço. A determinação de tal geometria é baseada na teoria VSEPR, ou seja, Teoria da Repulsão dos Elétrons da Camada de Valência.

Teoria VSEPR

- Pares eletrônicos da camada de valência de um átomo central, estejam ou não fazendo ligação química, comportam-se como *nuvens eletrônicas* que se repelem mutuamente, ficando com a maior *distância angular* possível uns dos outros.
- Uma *nuvem eletrônica* pode ser constituída por uma ligação simples, dupla, tripla ou mesmo por um *par de elétrons não-ligantes*, ou seja, aqueles que não estão comprometidos numa ligação química.
- Para determinar a geometria de uma molécula devemos contar a quantidade de nuvens eletrônicas ao redor do átomo central e também a quantidade de ligantes neste mesmo átomo.
- Vale lembrar que qualquer molécula biatômica (ex.: H_2 , Cl_2 , N_2 , ...) são todas lineares.

Número de nuvens ao redor do átomo central	Fórmula eletrônica	Orientação das nuvens (pares eletrônicos)	Disposição dos ligantes	Geometria Molecular
2	 	Linear 	$O = C = O$ $H - C \equiv N$	Linear
3	 	 Trigonal plana (Triangular)	 	Angular Trigonal plana
4	 	 Tetraédrica	 	Angular Piramidal Tetraédrica

Aula 2 – Hibridização

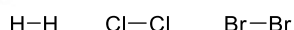
- Por definição a Hibridização é a mistura dos orbitais atômicos e sua consequente mudança/alteração para formação de ligações covalentes. Vale lembrar que um orbital atômico é uma região onde se tem a máxima probabilidade de se encontrar um elétron.
- O processo de hibridização ocorre sempre por uma promoção inicial de um elétron para um nível mais alto de energia seguido de uma mistura (hibridização).
- Quanto misturamos um certo número de orbitais atômicos, conseguimos o mesmo número de orbitais híbridos. Cada orbital híbrido é equivalente entre si, mas apontam em direções opostas no espaço.

Tipos de Hibridização

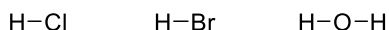
- Há três tipos básicos de hibridização (existem outros): Hibridização sp^3 , sp^2 e sp
- Existe uma regra prática para reconhecermos o tipo de hibridização de um átomo. Para isso devemos contar o número de nuvens eletrônicas ao redor do átomo de interesse.
 - Hibridização sp^3 – 4 nuvens ao redor do átomo
 - Hibridização sp^2 – 3 nuvens ao redor do átomo
 - Hibridização sp – 2 nuvens ao redor do átomo

Aula 4 – Polaridade de Ligações

- As ligações químicas podem ser descritas como **Polares** ou **Apolares**.
- Toda ligação iônica é polar. De fato a ligação iônica apresenta a máxima polaridade dentre as ligações, uma vez que é formada pela interação entre íons (cátions e ânions).
- Para as ligações covalentes – compartilhamento de pares eletrônicos entre átomos – devemos verificar se existe ou não diferença de eletronegatividade entre os átomos da molécula.
- Vale lembrar que a **eletronegatividade** é uma propriedade periódica que indica uma **capacidade** em atrair um par eletrônico de uma ligação covalente para si.
- **Ordem crescente de eletronegatividade:** $F > O > N > Cl > Br > I > S > C > P > H > \text{metais}$
- **Ligações Covalentes Apolares:** átomos ligados de igual eletronegatividade. Exemplos:



- **Ligações Covalentes Polares:** átomos ligados de eletronegatividade diferente. Exemplos:

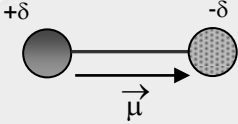
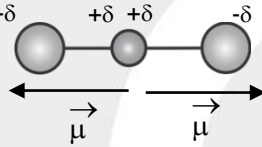
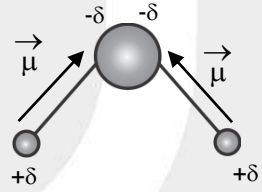


Aula 5 – Polaridade de Moléculas

- As moléculas são divididas em **Polares** e **Apolares**.
- É interessante notar que todo **hidrocarboneto** é **APOLAR**.
- A determinação correta da polaridade das moléculas envolve o cálculo do momento resultante de dipolo. O momento de dipolo é um vetor que aponta sempre na direção do átomo mais eletronegativo da ligação covalente.
- **Ordem crescente de eletronegatividade:** $F > O > N > Cl > Br > I > S > C > P > H > \text{metais}$
- Fazendo a soma vetorial dos momentos de dipolos, temos dois resultados possíveis com as seguintes interpretações química da polaridade da molécula:

$$\vec{\mu}_r = 0 \Rightarrow \text{Molécula APOLAR}$$

$$\vec{\mu}_r \neq 0 \Rightarrow \text{Molécula POLAR}$$

Fórmula	Geometria	$\vec{\mu}_R$	Polaridade
HCl		$\vec{\mu}_R \neq 0$	Polar
CO ₂		$\vec{\mu}_R = 0$	Apolar
H ₂ O		$\vec{\mu}_R \neq 0$	Polar

Regra prática para determinação da polaridade de moléculas

- Pela regra prática podemos determinar rapidamente a polaridade de moléculas. Basta para isso contar o número de nuvens eletrônicas ao redor do átomo central e o número de ligantes **IGUAIS** conectados a estes átomos.

<p>Moléculas Apolares</p> <p>n° de nuvens = n° de ligantes IGUAIS</p> <p>Moléculas Polares</p> <p>n° de nuvens ≠ n° de ligantes IGUAIS</p>
--

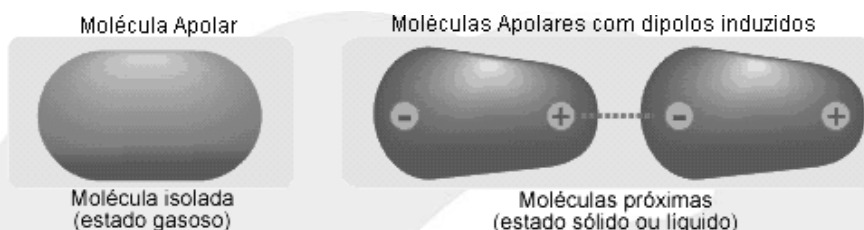
Aula 7 – Forças Intermoleculares

- As forças intermoleculares, também chamadas de interações ou ligações intermoleculares, são forças que mantêm moléculas unidas no estado sólido e no estado líquido. No estado gasoso, devido à distância entre as partículas e também a sua velocidade, não falamos destas forças.

- Para determinarmos corretamente o tipo de interação entre moléculas, devemos conhecer antes a suas polaridades.
- Três tipos de forças intermoleculares você deve reconhecer:
 - Ocorre entre moléculas apolares:
 1. Dipolo Induzido – Dipolo Induzido
 - Ocorrem entre moléculas polares:
 2. Dipolo Permanente – Dipolo Permanente
 3. Pontes de Hidrogênio

Dipolo Induzido – Dipolo Induzido

Também chamada de Dipolo Instantâneo ou Forças de London, ocorre entre moléculas apolares.



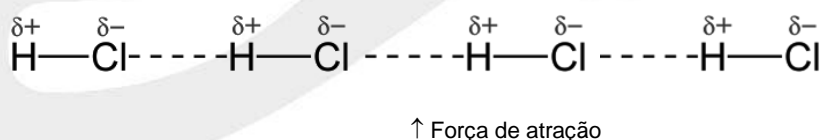
Disponível em: http://www.10emtudo.com.br/_img/upload/aula/_1888_36.gif

Exemplos: O gelo-seco (CO_2), o iodo (I_2), as pedras de naftalina e as de cânfora. Outros exemplos: H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , P_4 , S_8 , CH_4 e todos os hidrocarbonetos.

Dipolo Permanente – Dipolo Permanente

Ocorre entre **moléculas**: o polo positivo de uma molécula atrai o polo negativo de outra molécula e assim sucessivamente, por toda a extensão do líquido ou do sólido.

Exemplo: Moléculas de cloreto de hidrogênio no estado líquido.

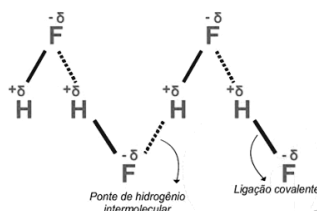


Ligação ou Pontes de Hidrogênio

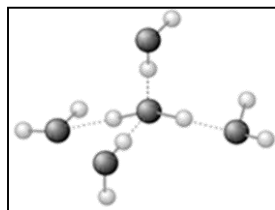
É um caso particular das forças de dipolo permanente (dipolo-dipolo), no qual a intensidade é tão grande que recebe um nome particular. Ocorre em moléculas que apresentam átomos de hidrogênio (elemento com baixa eletronegatividade) com elementos muito eletronegativos, no caso, flúor, oxigênio ou nitrogênio.

Exemplos:

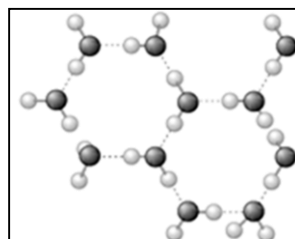
HF



H₂O

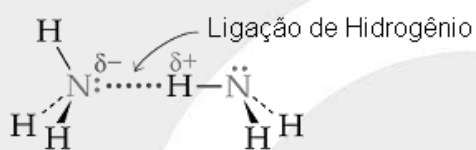


água no estado líquido



água no estado sólido

NH₃



Disponível em: <http://3.bp.blogspot.com/-X3lsm5zXkoE/UGZ11eheALI/AAAAAAAAAJk/qwzTk4eGC-s/s1600/blog.bmp>