



PECEP

pré-vestibular social

QUÍMICA

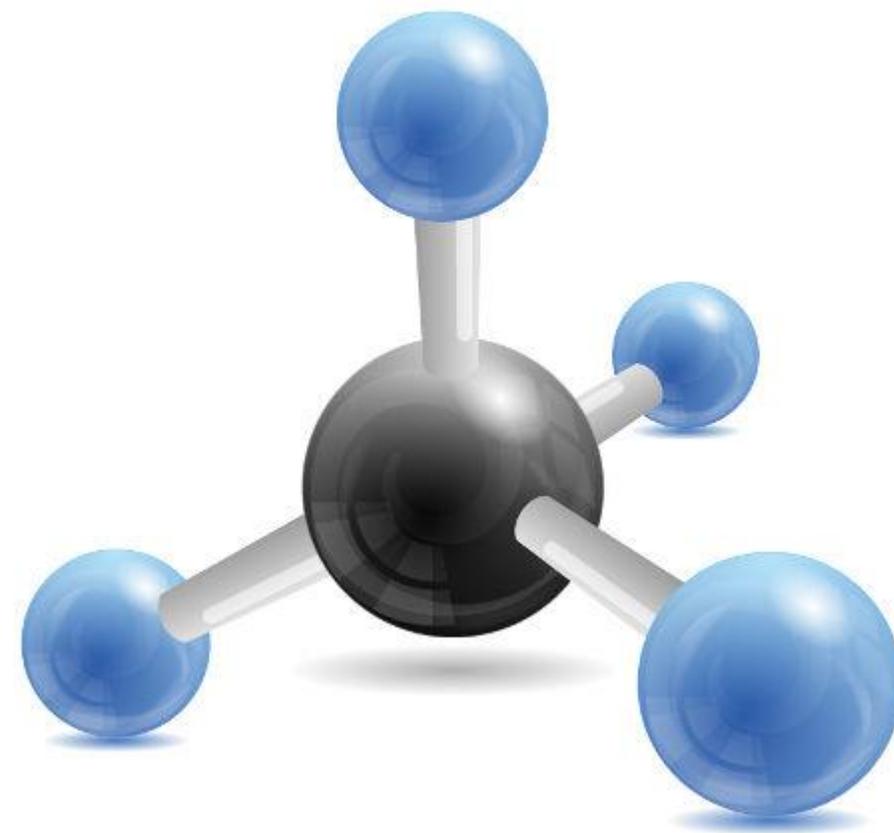
Lucas Scalioni

Geometria Molecular

Forças Intermoleculares

GEOMETRIA MOLECULAR

- A geometria molecular expressa a **posição relativa** dos núcleos dos átomos que formam uma molécula, por isso considera-se os átomos unidos a um átomo central.
- Para determinar a geometria de uma molécula, utiliza-se a **teoria da repulsão dos pares eletrônicos** da camada de valência, elaborada por Ronald J. Gillespie. Segundo essa teoria, em uma molécula, os átomos ligados ao átomo central estão **o mais afastado possível** um do outro, devido à **repulsão das cargas negativas** (elétrons). Portanto, para prever a geometria molecular, deve-se, após determinar a estabilidade dos átomos **por meio das ligações químicas**, colocá-los numa disposição tal a afastá-los o máximo possível um do outro.

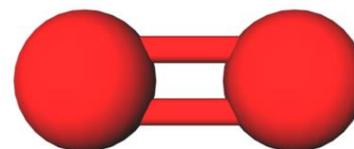
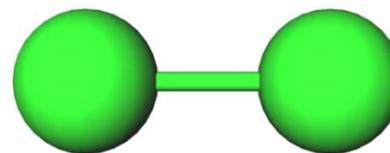
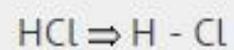
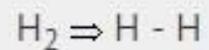


Moléculas diatômicas

Em uma molécula diatômica (apenas dois átomos) não há outra disposição possível que não seja formando ângulo de 180° ou seja, a molécula é **linear**.

Vamos ver alguns exemplos.

H_2 , Cl_2 , HCl , CO

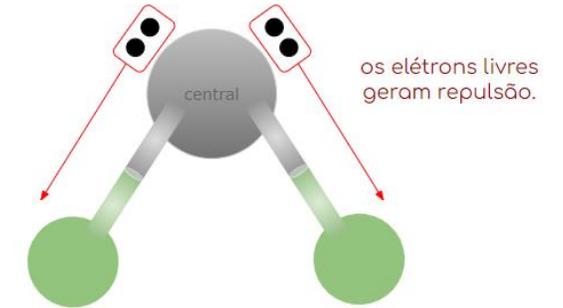
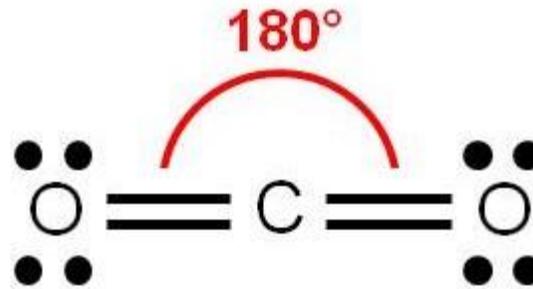
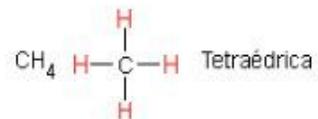
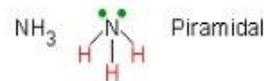
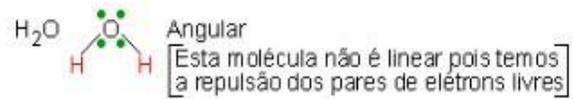
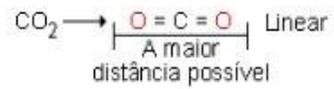


Moléculas triatômicas, tetratômicas, etc.

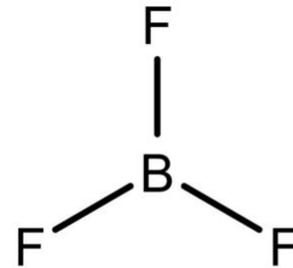
Nesse caso, aplica-se a teoria das repulsões eletrônicas de Gillespie.

Vamos ver alguns exemplos:

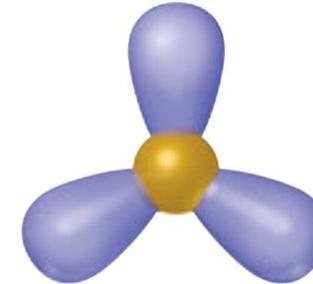
CO₂, H₂O, BF₃, NH₃ e CH₄



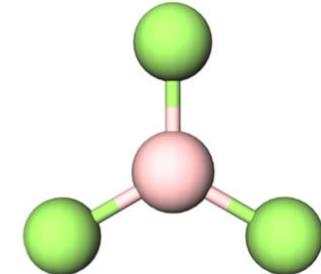
A estrutura "se dobra"



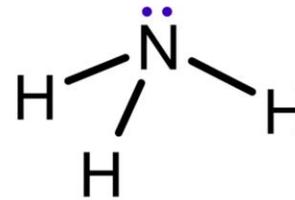
Fórmula



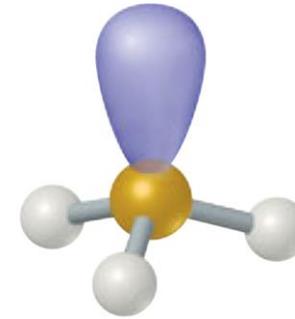
Nuvens eletrônicas



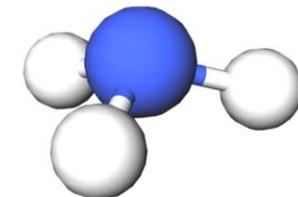
Geometria do BF₃



Fórmula

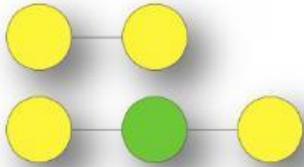


Nuvens eletrônicas

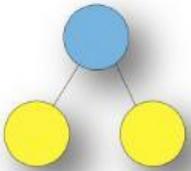


Geometria do NH₃

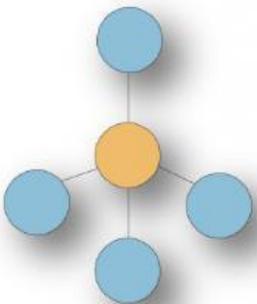
Linear – 180°:



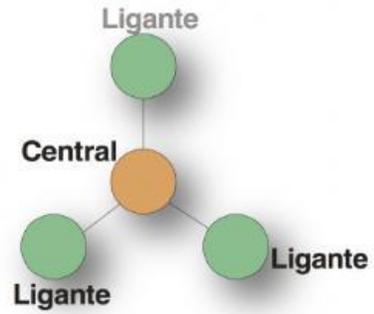
Angular – 120°:



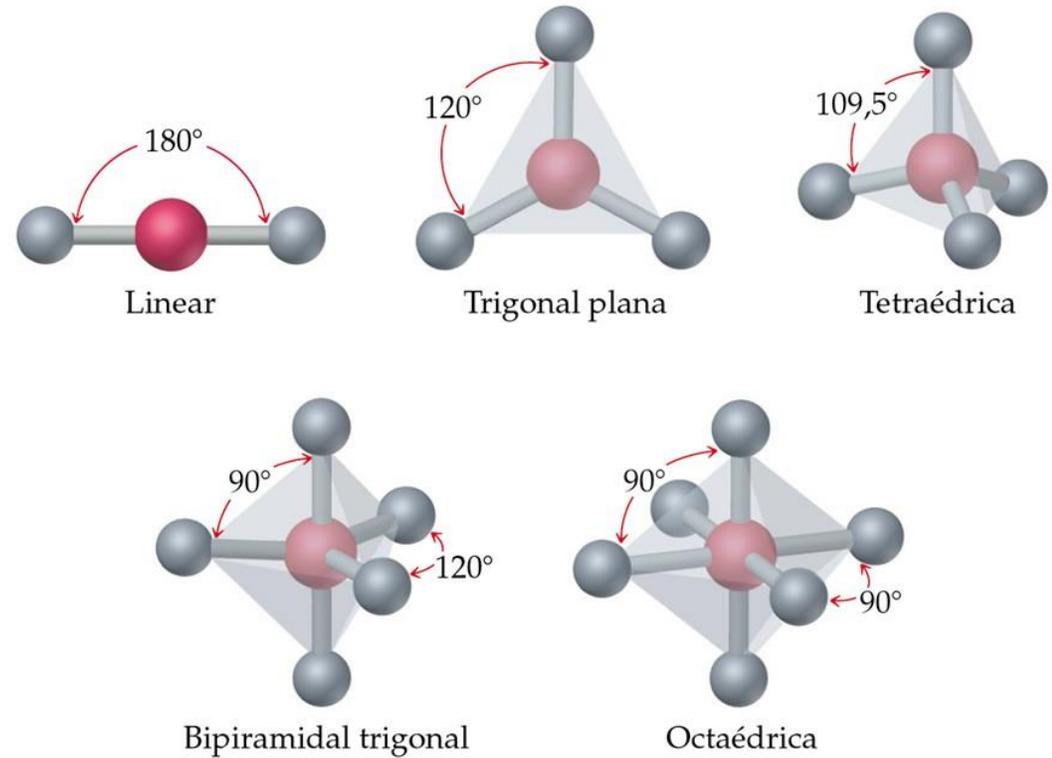
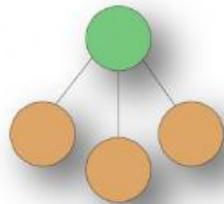
Tetraédrica – 109°28':



Trigonal Plana:



Piramidal:



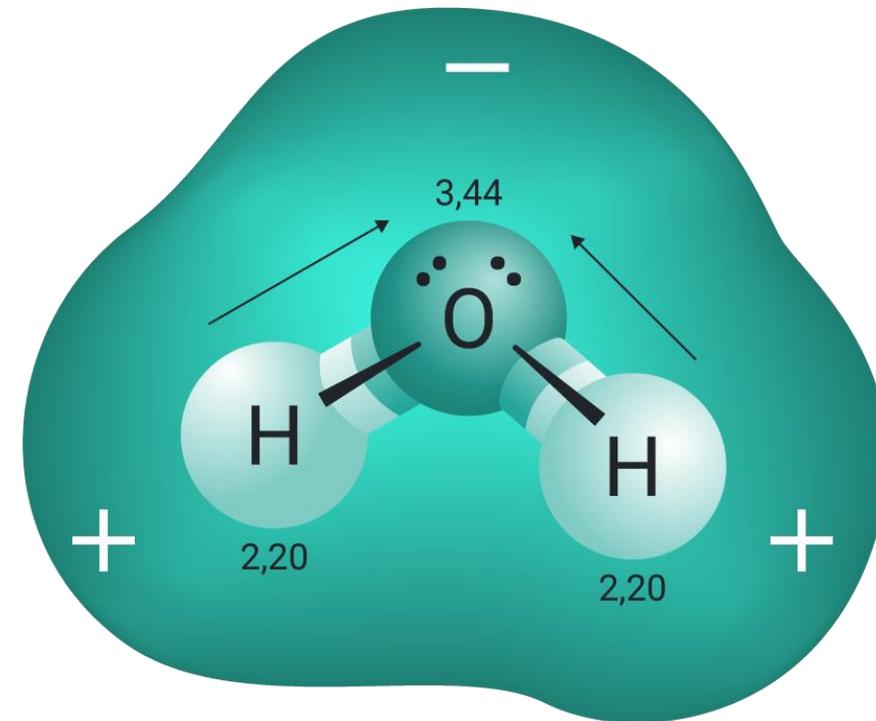
Observação: nas moléculas Lineares, Trigonais Planas e Tetraédricas não sobram elétrons no átomo central; nas Angulares e Piramidais sobram elétrons no átomo central.

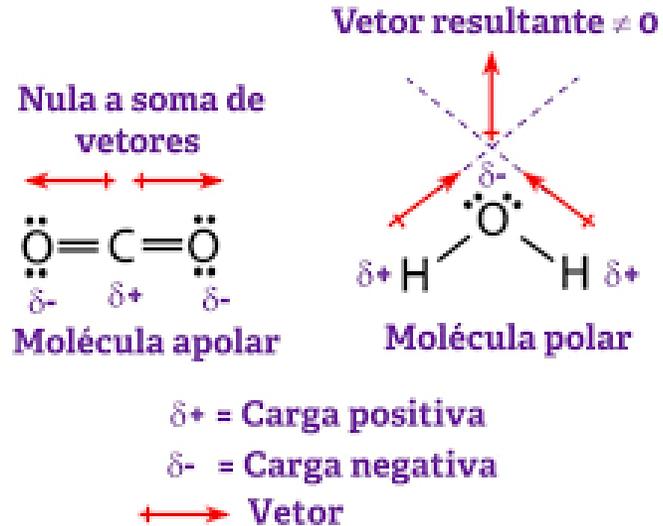
Polaridade das ligações

- O que determina o tipo de ligação entre dois átomos é a diferença de eletronegatividade entre eles. Quanto maior a diferença de eletronegatividade entre dois átomos, maior é o caráter iônico da ligação entre eles. Podemos dizer também que quanto menor a diferença de eletronegatividade, maior o caráter covalente da ligação.
- Se a diferença de eletronegatividade entre dois átomos for maior que 1,6, a ligação será acentuadamente iônica; se for menor ou igual a 1,6, será acentuadamente covalente.
- **Lembrando: eletronegatividade indica a força para atrair elétrons.**

É muito útil saber a ordem de eletronegatividade dos elementos mais comuns (ordem decrescente):

F O N C l B r I S C P H





• Em **moléculas biatômicas com dois átomos iguais**, ambos os átomos atrairão igualmente os elétrons, então dizemos que a ligação é **apolar**.

Exemplo: H₂, Cl₂, Br₂, etc.

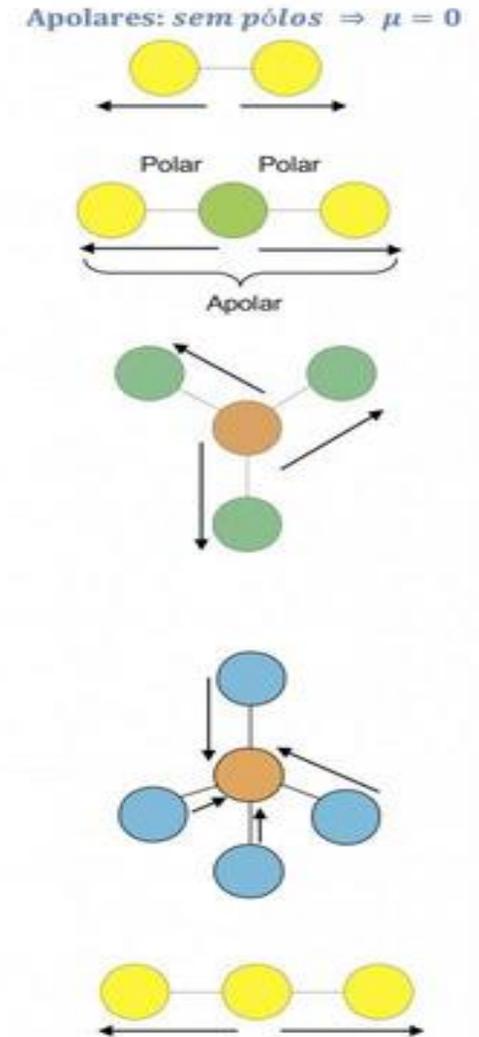
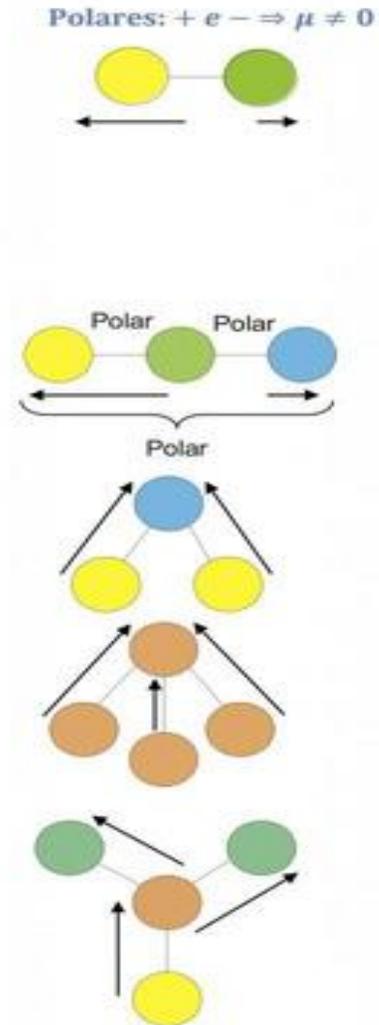
• Já **para moléculas biatômicas com átomos diferentes**, teremos uma diferença de eletronegatividade, logo teremos uma ligação **polar**.

Exemplos: HCl, HF, etc.

• Nas demais moléculas, precisamos conhecer o momento dipolar, que representa a polarização da ligação covalente.

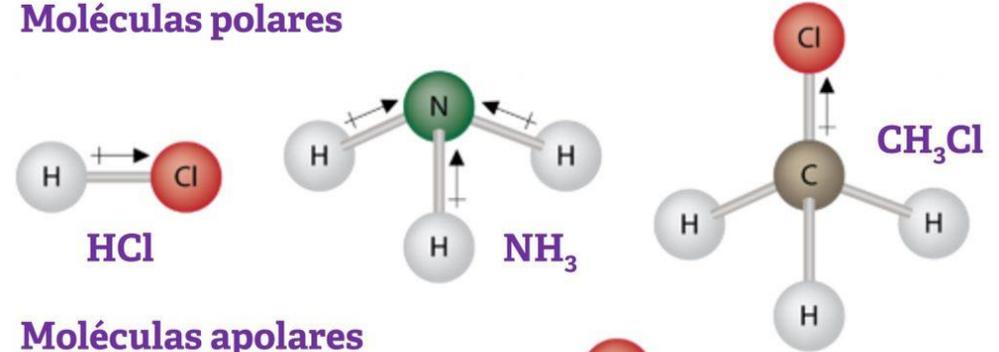
• **Caso a resultante do momento dipolar seja igual a zero, nós teremos uma molécula apolar, se for diferente de zero, teremos uma molécula polar**

- Podemos representar a polarização de uma ligação covalente por um vetor momento de dipolo ou momento dipolar (μ).
- O vetor μ tem a direção da reta que passa pelo núcleo dos átomos que fazem parte da ligação considerada e é orientado no sentido do pólo positivo para o negativo. As ligações apolares possuem vetor momento de dipolo nulo ($\mu = 0$)

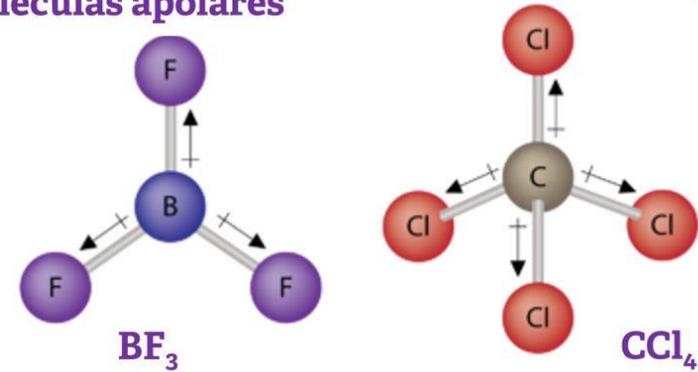


Fórmula molecular	Geometria	Vectores	$\vec{\mu}$	Molécula
HCl			$\vec{\mu} \neq 0$	Polar
CO ₂			$\vec{\mu} = 0$	Apolar
H ₂ O			$\vec{\mu} \neq 0$	Polar
NH ₃			$\vec{\mu} \neq 0$	Polar
BF ₃			$\vec{\mu} = 0$	Apolar
CCl ₄			$\vec{\mu} = 0$	Apolar
CH ₃ Cl			$\vec{\mu} \neq 0$	Polar

Moléculas polares

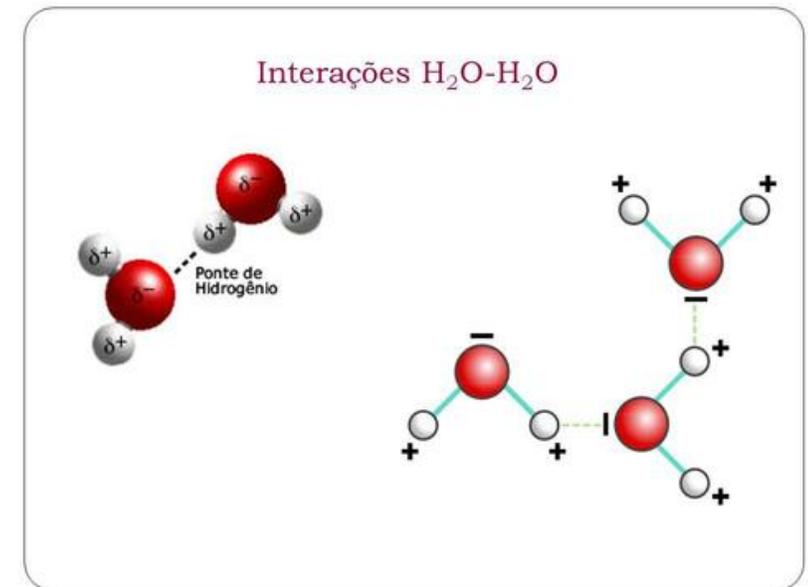


Moléculas apolares



Forças intermoleculares

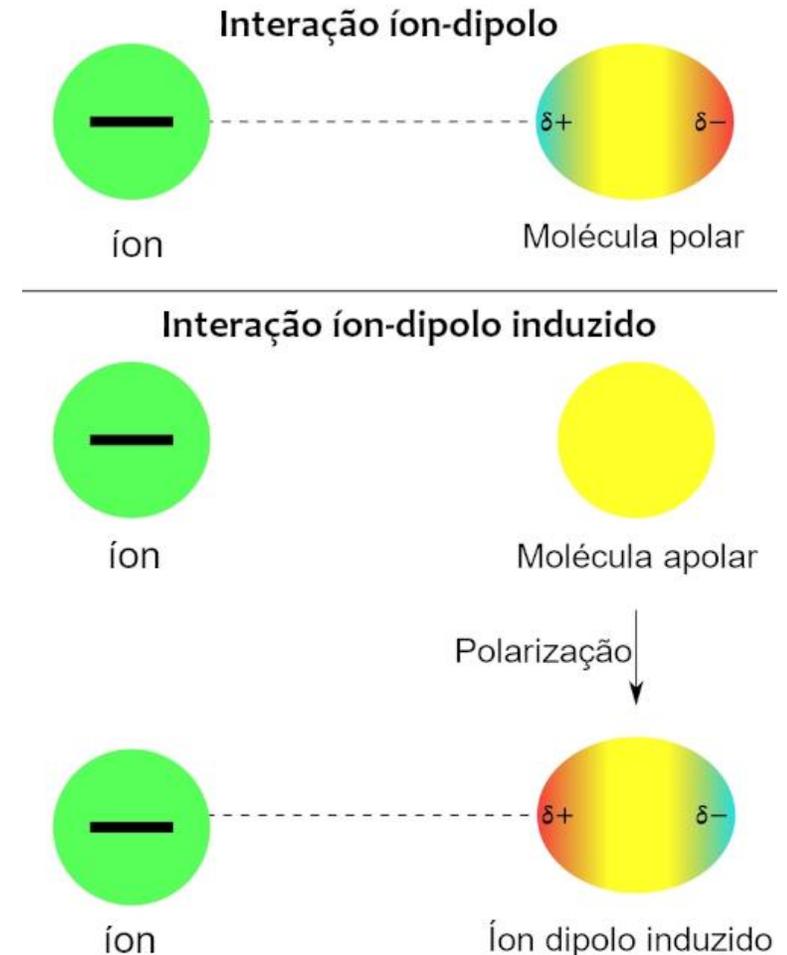
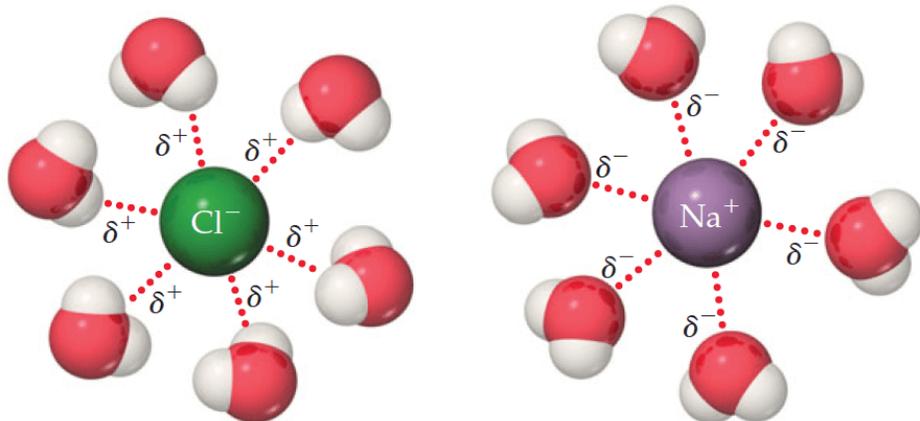
- Forças intermoleculares são as forças exercidas para manter unidas duas ou mais moléculas.
- Elas correspondem a ligações químicas que têm a função de unir ou repelir as moléculas de um composto.
- As forças intermoleculares provocam estados físicos diferentes nos compostos químicos. Essa interação pode ser mais ou menos forte, conforme a polaridade das moléculas.



	TIPO DE INTERAÇÃO	OCORRE ENTRE
INTENSIDADE DA INTERAÇÃO ↑	➤ ÍON-DIPOLO	ÍON e POLAR
	➤ LIGAÇÃO DE HIDROGÊNIO (PONTE DE HIDROGÊNIO)	H – F, O, N
	➤ DIPOLO-DIPOLO (DIPOLO PERMANENTE-DIPOLO PERMANENTE)	POLAR e POLAR (que não possuem H – F, O, N)
	➤ DIPOLO INDUZIDO-DIPOLO INDUZIDO (DIPOLO INSTANTÂNEO-DIPOLO INSTANTÂNEO) (FORÇAS DE LONDON)	APOLAR e APOLAR
		FORÇAS DE VAN DER WAALS

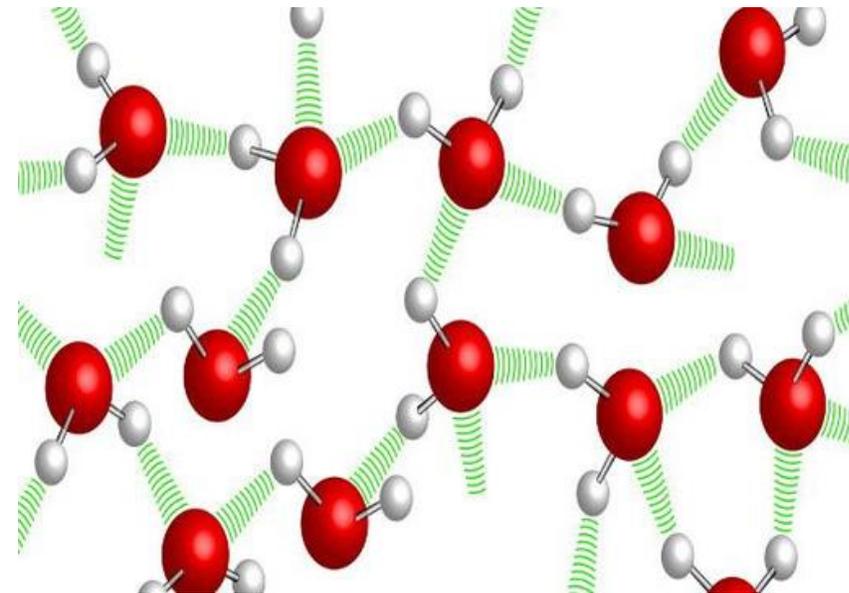
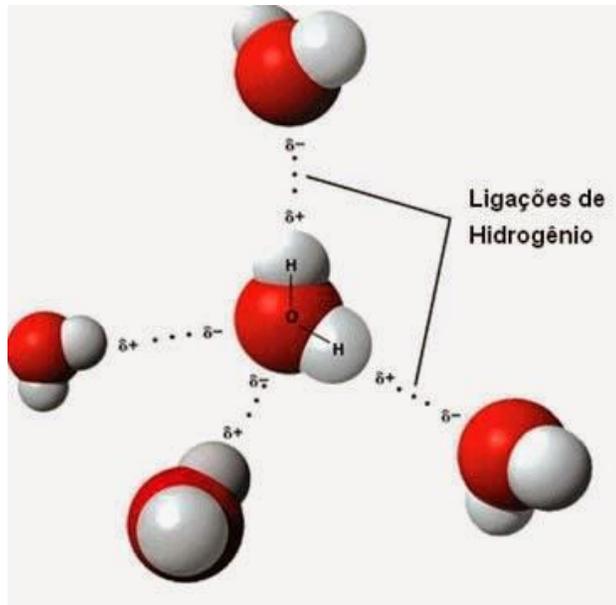
Interação íon - dipolo

Essa força intermolecular ocorre entre uma molécula polar, que apresenta par de elétrons não ligantes, e um íon (cátion ou ânion) na solução. A molécula de água, por exemplo, apresenta dois pares de elétrons não ligantes no oxigênio. Se existem íons no meio aquoso, eles aproximam-se da molécula de água, já que nela há a presença de polos.



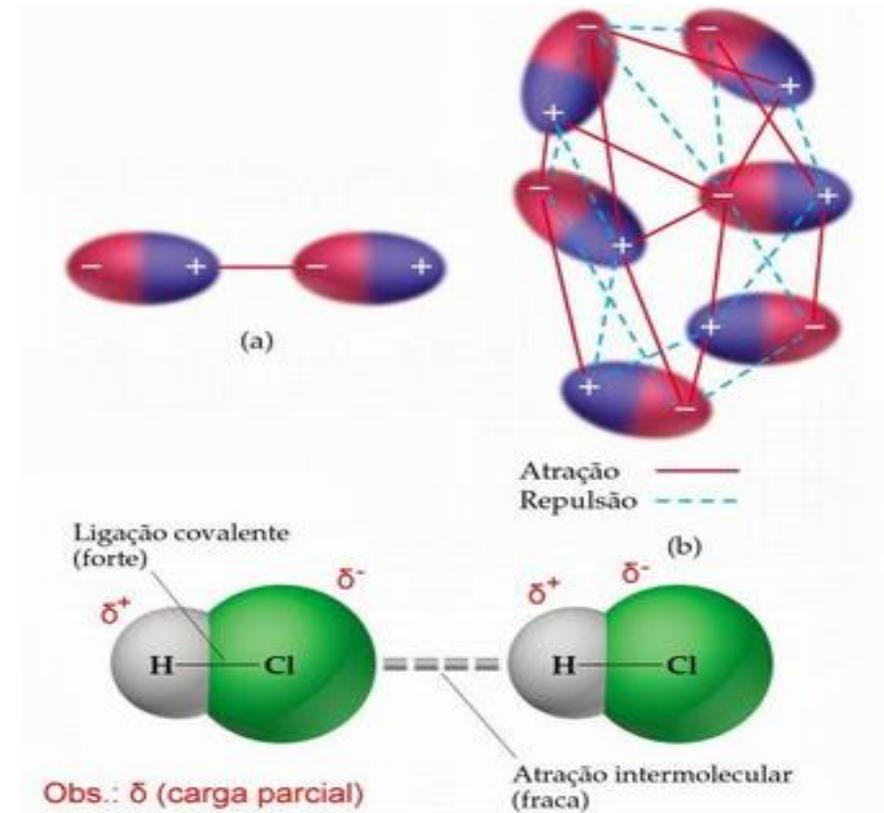
Ligações de hidrogênio

- A ligação ou ponte de hidrogênio ocorre em moléculas polares que têm o hidrogênio unido a elementos com volume atômico baixo e eletronegativos, como o oxigênio (O), Flúor (F) e Nitrogênio (N).
- É a força intermolecular mais forte, pois existe uma grande diferença de eletronegatividade entre os elementos.
- Um exemplo de ligação de hidrogênio ocorre na molécula de água (H_2O)



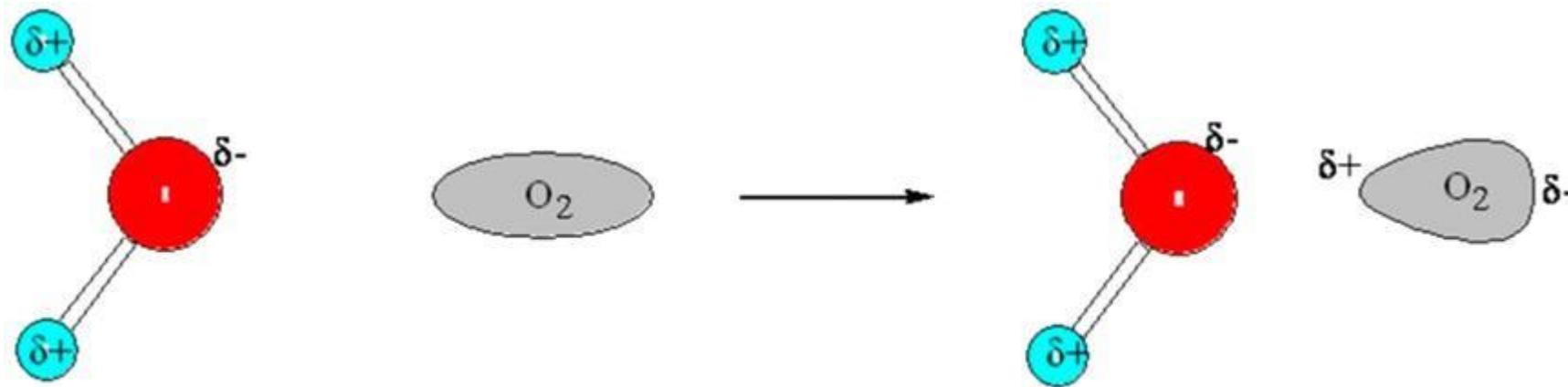
Dipolo-dipolo

- O dipolo-dipolo ocorre entre as moléculas dos compostos polares e é considerada uma interação de força intermediária. Nesse caso, o hidrogênio não interage diretamente com F, N e O.
- Os elétrons estão distribuídos de forma assimétrica e assim o elemento mais eletronegativo atrai os elétrons para si.
- Nas ligações dipolo-dipolo as moléculas polares interagem de maneira que os polos opostos sejam preservados.



Dipolo-dipolo induzido

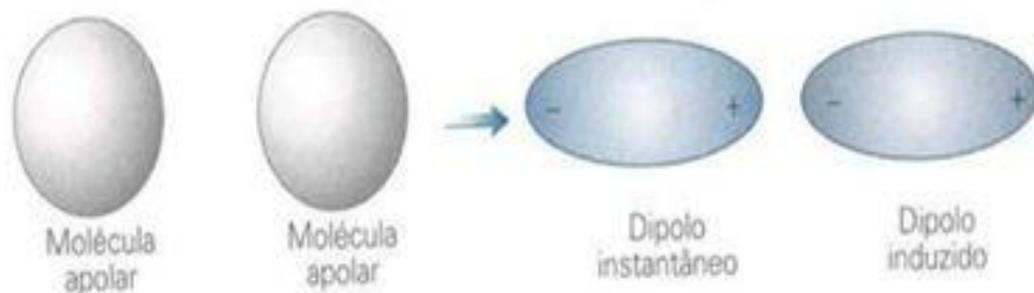
- O dipolo induzido é constituído pela atração não gravitacional que ocorre entre todas as moléculas apolares e polares.
- Os elétrons estão distribuídos de forma uniforme e não há formação de dipolo elétrico. Porém, quando as moléculas se aproximam induzem a formação de dipolos temporários.



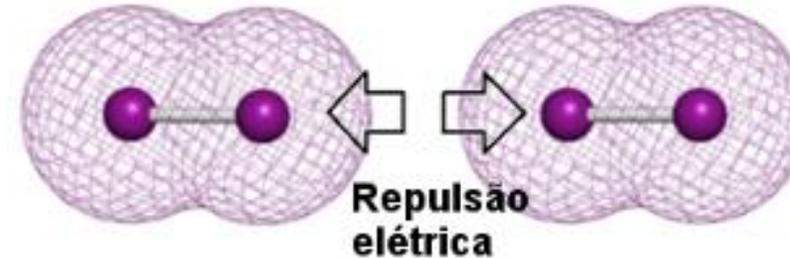
O dipolo da água induz um dipolo na molécula de O_2

Dipolo induzido -dipolo induzido

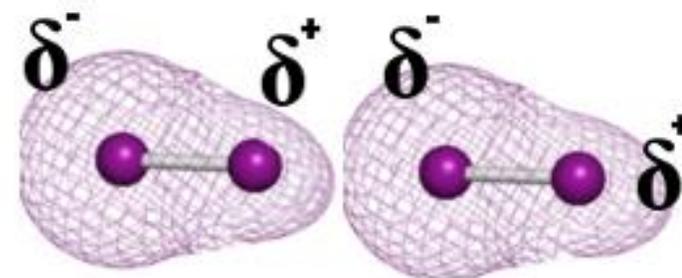
Quando duas moléculas apolares se encontram, pode ocorrer a perturbação de suas densidades eletrônicas, algo intimamente ligado à polarizabilidade. Nessa perturbação, dipolos momentâneos podem surgir, orientando-se e dando origem a uma interação muito fraca, conhecida como dipolo induzido-dipolo induzido (ou, ainda, como **forças de London ou forças de Van der Waals**).



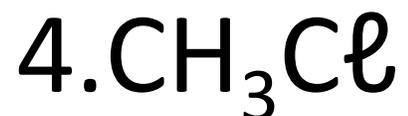
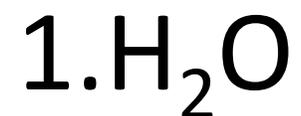
Moléculas apolares de I₂:



Dipolo induzido:



Qual dentre as moléculas abaixo é apolar?



Relacione as colunas abaixo e indique quais são as principais forças intermoleculares (coluna I) que ocorrem entre as moléculas das substâncias moleculares listadas na coluna II.

Coluna I:

- I- Ligação de hidrogênio;
- II- Interação dipolo-dipolo;
- III- Interação dipolo induzido-dipolo induzido.

Coluna II:

- a) Amônia (NH_3).
- b) Água (H_2O).
- c) Acetaldeído (CH_2O).
- d) Bromo (Br_2).
- e) Cianeto de hidrogênio (HCN).

O gás presente nas bebidas gaseificadas é o dióxido de carbono (CO_2). O aumento da pressão e o abaixamento da temperatura facilitam a dissolução do dióxido de carbono em água. Que tipo de interação intermolecular ocorre entre as moléculas de dióxido de carbono, entre as moléculas de água e entre as moléculas de dióxido de carbono e água, respectivamente?

- a) Nos três casos ocorrem interações do tipo dipolo induzido-dipolo induzido.
- b) dipolo induzido-dipolo induzido, ligações de hidrogênio, dipolo-dipolo induzido.
- c) ligações de hidrogênio, ligações de hidrogênio, dipolo induzido-dipolo induzido.
- d) ligações de hidrogênio, dipolo induzido-dipolo induzido, dipolo-dipolo induzido.
- e) dipolo induzido-dipolo induzido, ligações de hidrogênio, ligações de hidrogênio.

Dadas as substâncias:

1. CH_4
2. SO_2
3. H_2O
4. Cl_2
5. HCl

A que apresenta o maior ponto de ebulição é:

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4
- e) 5