

# FORÇAS intramoleculares intermoleculares

## Tipos de Ligações

### Intramolecular

- Covalente
- iônica
- metálica

### Intermolecular

- Ligações de Hidrogênio
- Van der Waals

H-F  
H-O  
H-N

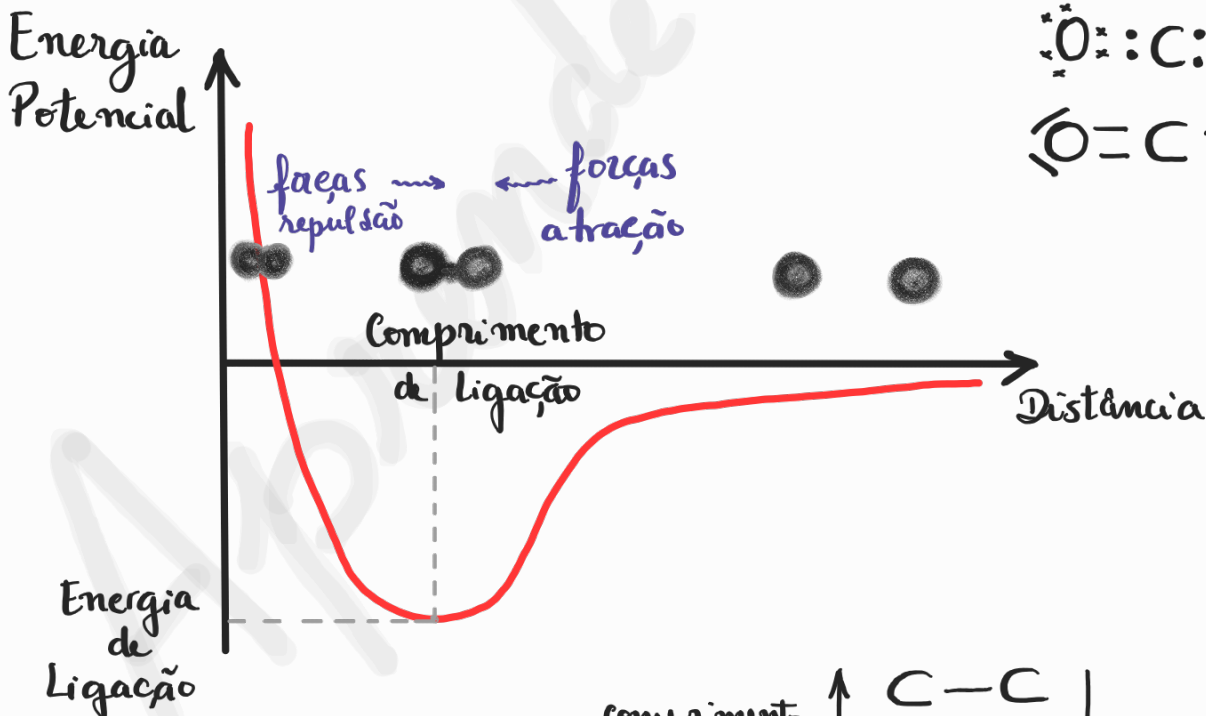
Dipolo-Dipolo  
Polar-Polar

Polar-Apolar

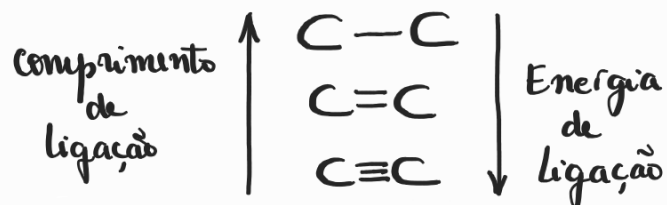
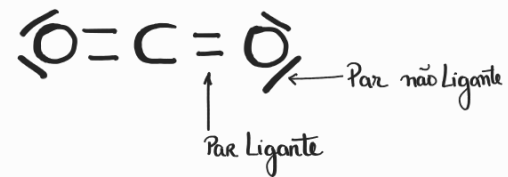
forças de London  
Apolar - Apolar

## Ligação Covalente

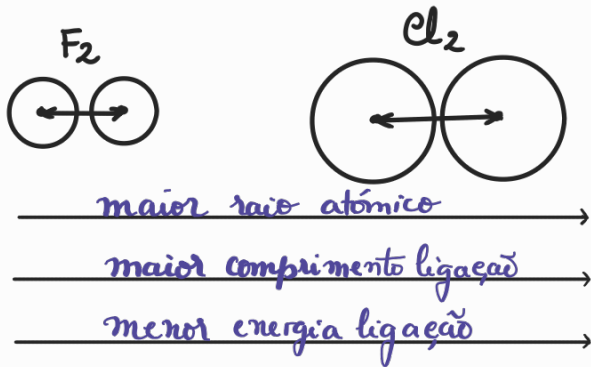
"partilha de elétrons localizada"



CO<sub>2</sub>



# Energia de ligação (moléculas monoatômicas)



# REGRA Octeto

Cada átomo tende a perder, ganhar ou partilhar electrões até possuir 8 electrões de valência

mas não há regra sem exceção!

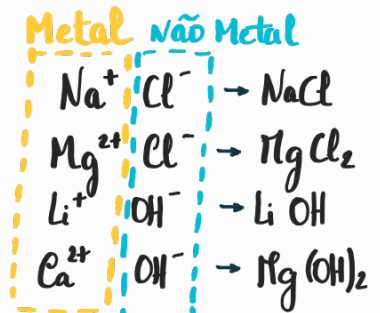
# Ligação Iónica

"transferência de electrões"  
"atração electrostática catião vs. anião"

Carga ião tipicamente formado →

+1	+2	...	+3	-4	-3	-2	-1	0
G1	G2	...	G3	G4	G5	G6	G7	G8

Tabela Periódica



# Ligação Metálica

"partilha de electrões deslocalizados"



# FORÇAS INTERMOLECULARES

Quanto mais fortes as ligações intermoleculares maior o ponto de ebulição da substância.

Ligações de hidrogénio

Dipolo-Dipolo

Dip.-Dip.  
perm. induzido

Forças London

← aumenta força da ligação

Resultam de Dipolos permanentes. Moléculas polares!

Resultam de dipolos instantâneos

- Distorção da nuvem eletrónica porque os e<sup>-</sup> se movem continuamente
- Um átomo pode portanto ser polarizável!