

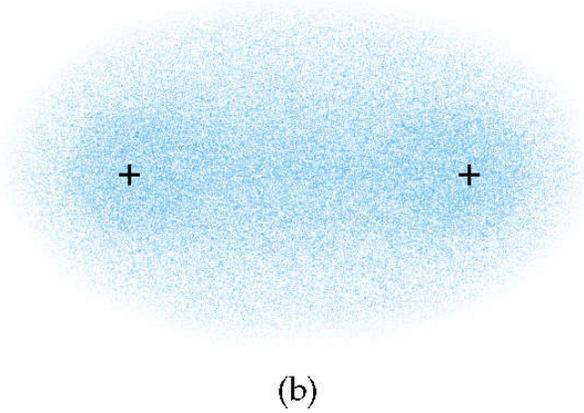
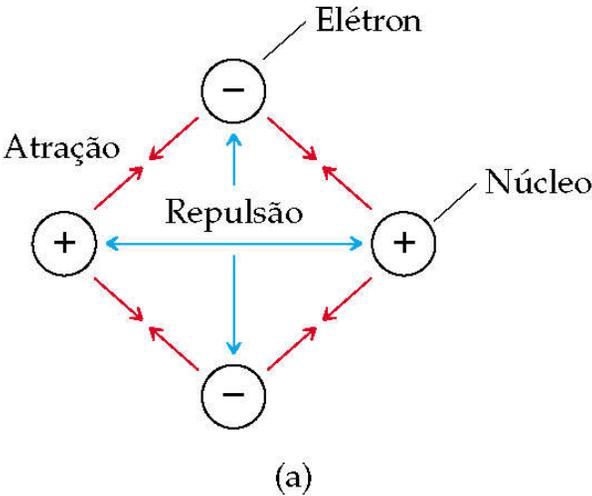
# Aula 04 QE

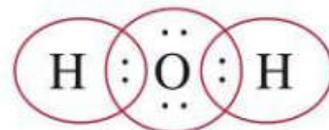
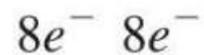
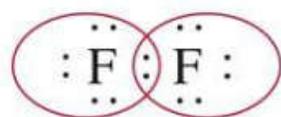
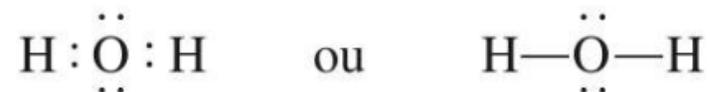
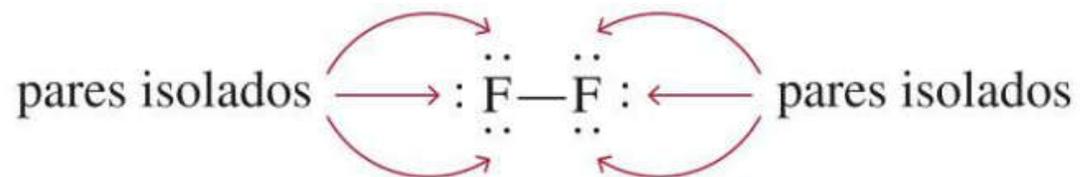
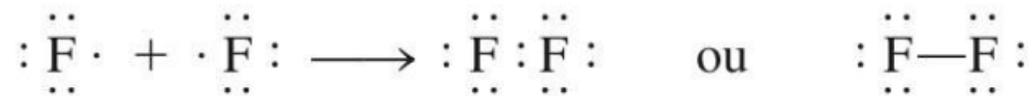
# Ligação Covalente

Gilbert Lewis  $\longrightarrow$  Compartilhamento de elétrons

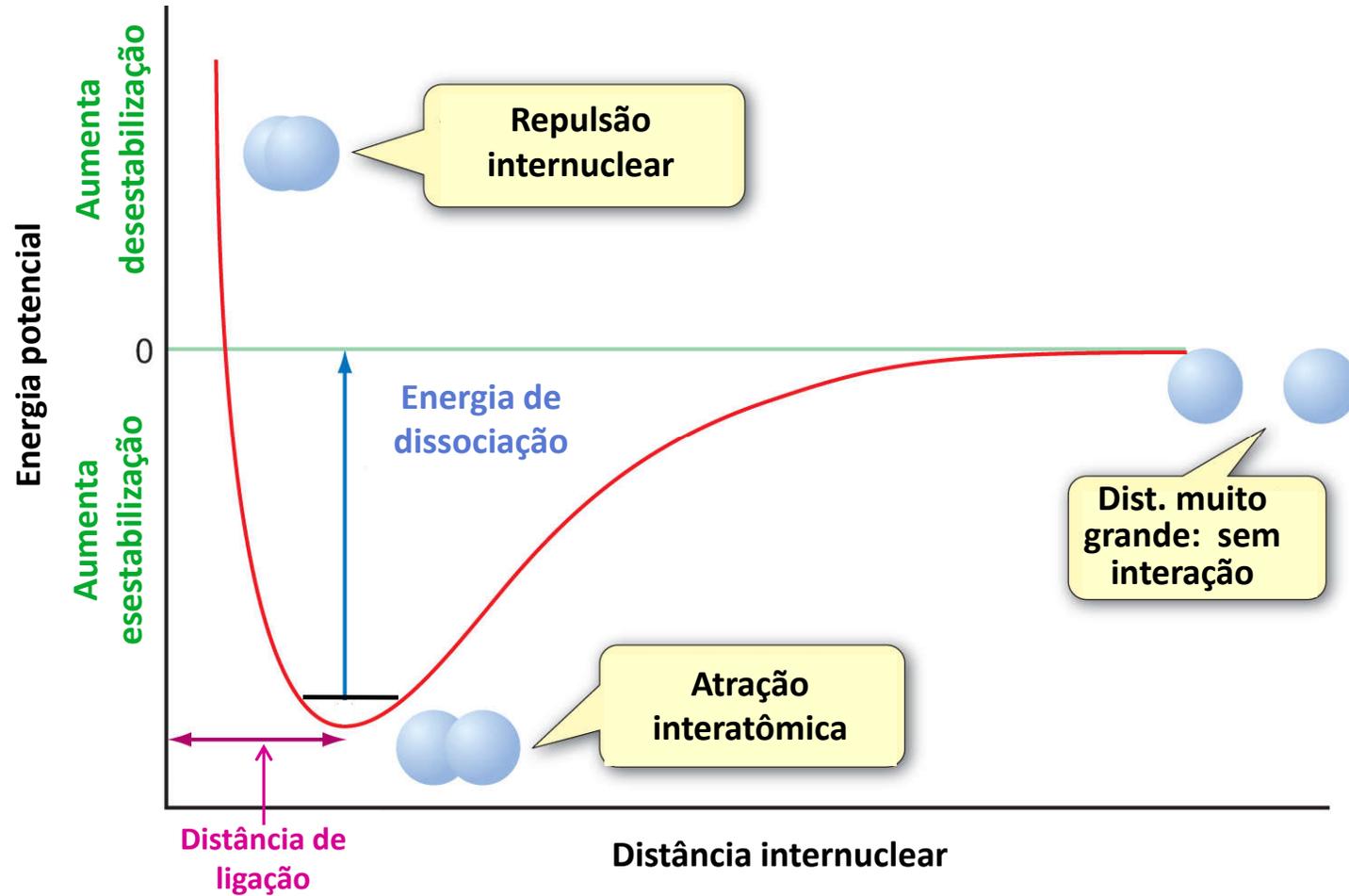
H .

· H





# Ligação Covalente

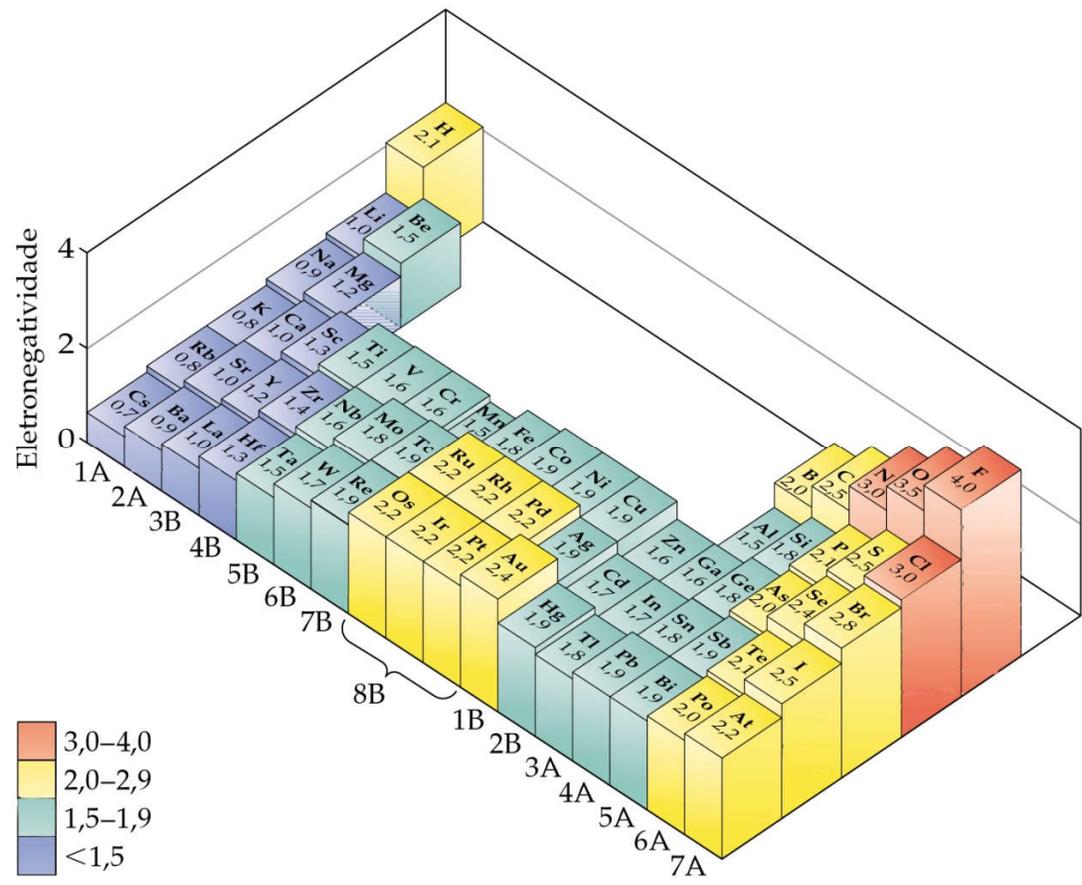


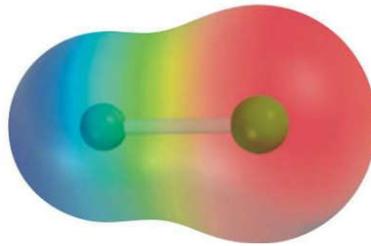
# Polaridade da ligação e eletronegatividade

- **Eletronegatividade**: é a habilidade de um átomo de atrair elétrons para si em certa molécula.
- Pauling estabeleceu as eletronegatividades em uma escala de 0,7 (Cs) a 4,0 (F).
- A eletronegatividade aumenta:
  - ao longo de um período e
  - ao subirmos em um grupo.

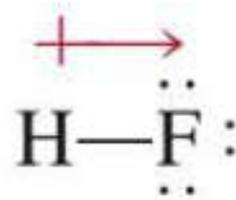
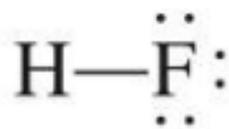
Aumento de eletronegatividade

1																	18	
H 2,1																		
Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0		
Na 0,9	Mg 1,2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0		
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr 3,0	
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe 2,6	
Cs 0,7	Ba 0,9	La-Lu 1,0-1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2		
Fr 0,7	Ra 0,9																	





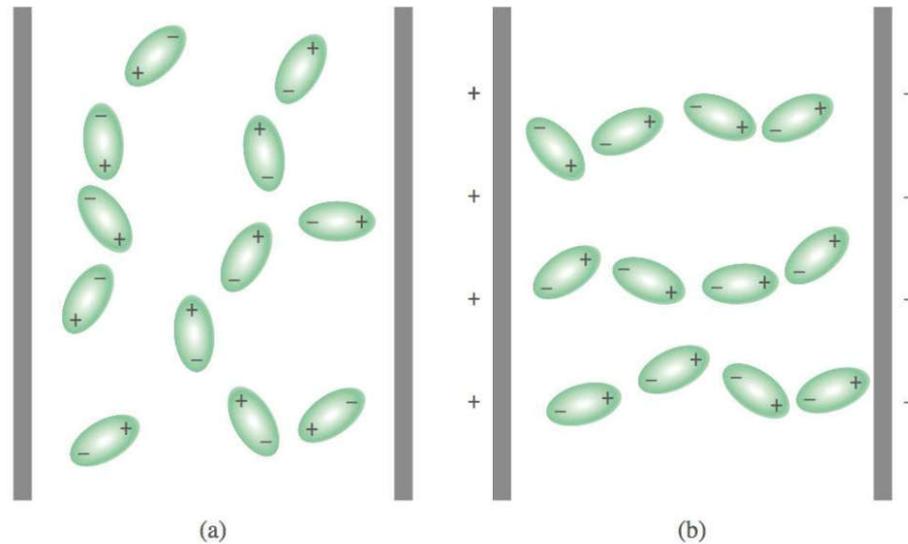
$\delta+$   $\delta-$



$$\mu = Q \times r$$

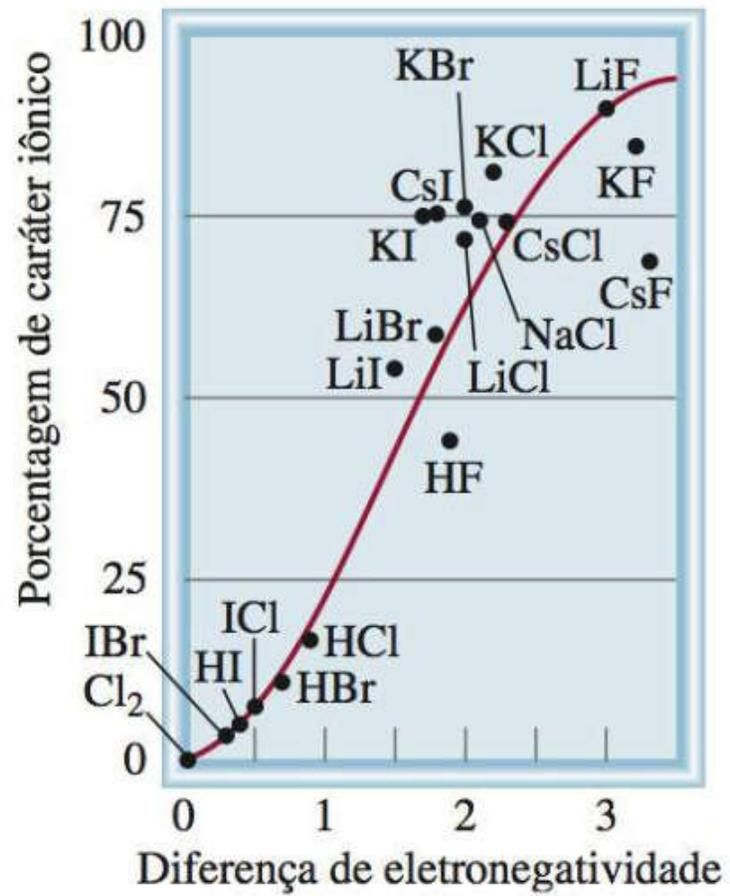
- Os momentos de dipolo são medidos em debyes (D).

## ● Momento de Dipolo



## Eletronegatividade e polaridade de ligação

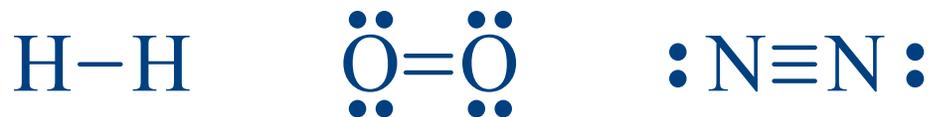
- A diferença na eletronegatividade entre dois átomos é uma medida da polaridade de ligação:
  - as diferenças de eletronegatividade próximas a 0 resultam em ligações covalentes apolares (compartilhamento de elétrons igual ou quase igual);
  - as diferenças de eletronegatividade próximas a 2 resultam em ligações covalentes polares (compartilhamento de elétrons desigual);
  - as diferenças de eletronegatividade próximas a 3 resultam em ligações iônicas (transferência de elétrons).





## Ligações múltiplas

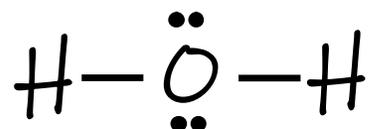
- É possível que mais de um par de elétrons seja compartilhado entre dois átomos (ligações múltiplas):
  - Um par de elétrons compartilhado = ligação simples ( $H_2$ );
  - Dois pares de elétrons compartilhados = ligação dupla ( $O_2$ );
  - Três pares de elétrons compartilhados = ligação tripla ( $N_2$ ).



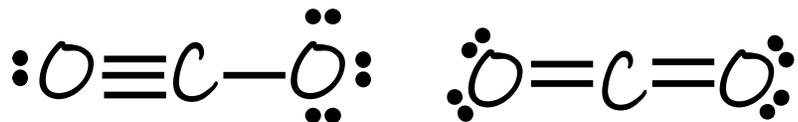
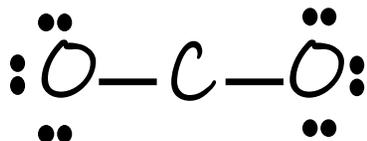
- Em geral, a distância entre os átomos ligados diminui à medida que o número de pares de elétrons compartilhados aumenta.

## Desenhando as estruturas de Lewis

1. Some os elétrons de valência de todos os átomos.
2. Escreva os símbolos para os átomos a fim de mostrar quais átomos estão ligados entre si e una-os com uma ligação simples.
3. Complete o octeto dos átomos ligados ao átomo central.
4. Coloque os elétrons que sobrarem no átomo central.
5. Se não existem elétrons suficientes para dar ao átomo central um octeto, tente ligações múltiplas.



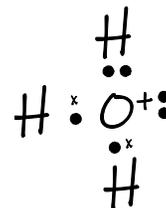
## Carga Formal

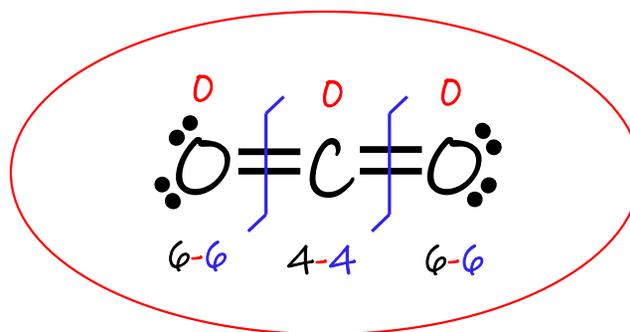
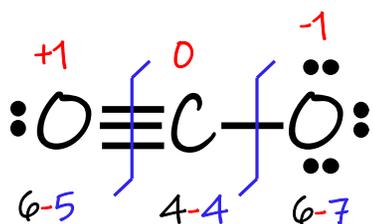


Nº de  $e^-$   
camada de  
Valência

-

Nº de  $e^-$  ao redor  
do átomo na  
molécula sem  
considerar a dif. de  
eletronegatividade





- A estrutura mais estável tem:
  1. a carga formal mais baixa em cada átomo,
  2. a carga formal mais negativa nos átomos mais eletronegativos.

