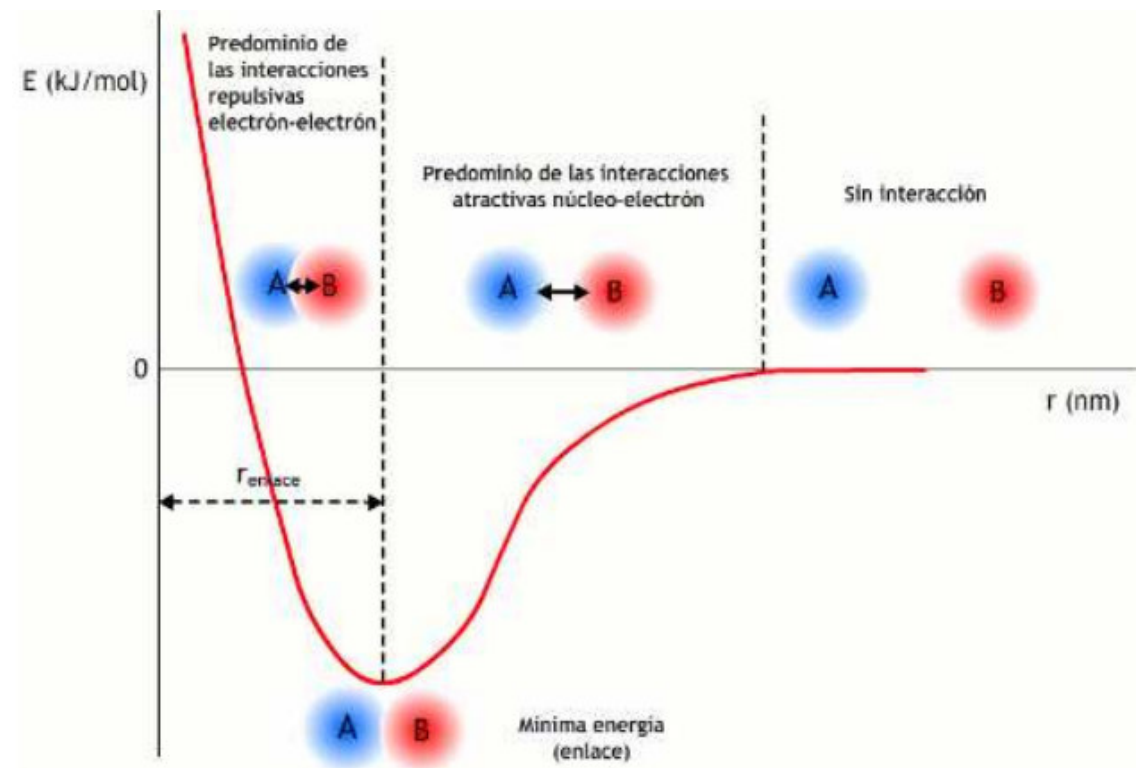


TEMA 3. O ENLACE QUÍMICO

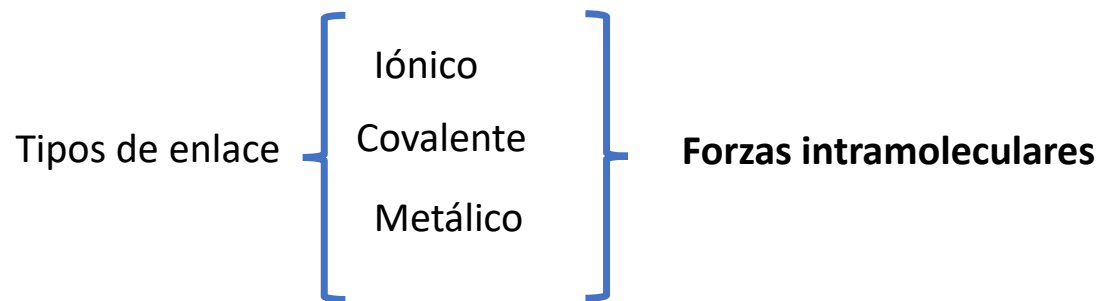
- Por que os átomos tenden a unirse e non permanecer aislados como tales átomos?
- Todos os átomos se unen para formar compostos máis complexos?
- Por que un átomo de cloro se une soamente a un átomo de hidróxeno e , sen embargo, un átomo de osíxeno se combina con dous de hidróxeno ou un de nitróxeno con tres de hidróxeno?



A unión entre átomos e a formación dun enlace é un proceso químico que vai acompañado dunha diminución de enerxía que implica un aumento da estabilidade.

A causa determinante de que os átomos traten de unirse uns con outros é a tendencia de todos eles a adquirir a configuración de gas nobre ($ns^2 np^6$) na súa capa de valencia. Esta é unha configuración especialmente estable á que tenden todos os elementos.

Regra do octeto: os átomos forman enlaces gañando, perdendo ou compartindo electróns das capas externas co fin de conseguir a configuración de gas nobre, é dicir, 8 electróns na última capa.



Forzas intermoleculares, son interaccións máis débiles, prodúcense entre distintas moléculas.

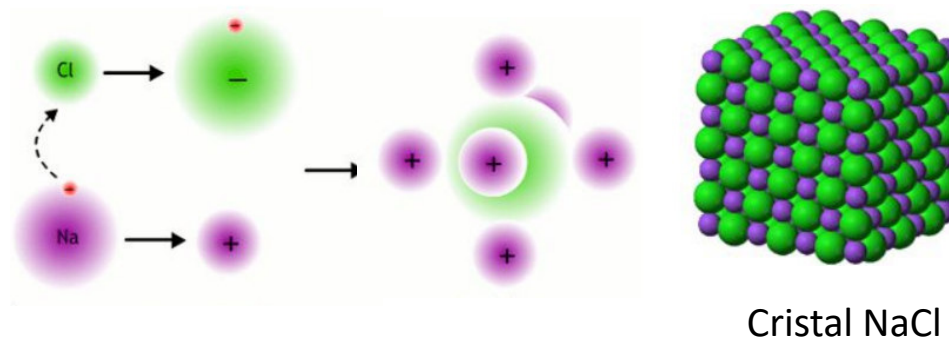
O ENLACE IÓNICO

Fórmase por **transferencia de electróns entre átomos**, que lle permite adquirir configuracións electrónicas máis estables.

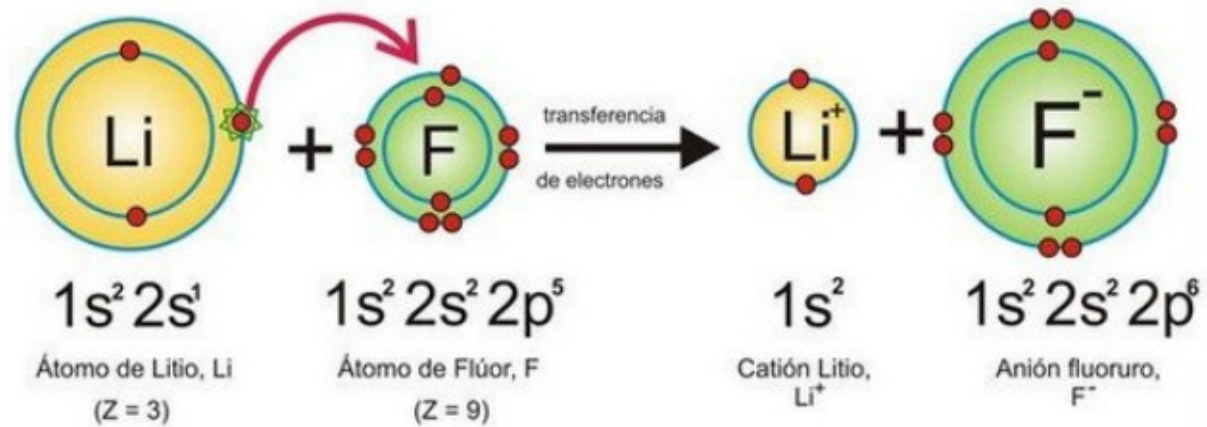
Se enfrontamos un átomo ao que lle falten poucos electróns na súa capa de valencia para adquirir a configuración de gas nobre (moi electronegativo, tendencia a coller electróns), como o cloro, con outro cuxa electronegatividade sexa baixa (tendencia a ceder electróns), como o sodio, este cederá un electrón ao cloro. Como consecuencia, o cloro converterase nun anión mentres que o sodio convértese nun catión. Ambos únense debido á atracción entre cargas de distinto signo (atracción electrostática). Este proceso realízase simultaneamente nun número enorme de átomos co resultado de que se formarán gran número de ións positivos e negativos que se atraen mutuamente formando unha estrutura de ións dispostos de forma moi ordenada. Isto coñécese como de rede iónica ou cristal

Este tipo de enlace dáse entre átomos de electronegatividade moi diferente: entre metais e non metais.

Nos compostos iónicos non se pode falar de moléculas individuais, senón de grandes agregados. Polo tanto, a fórmula indica a proporción na que os ións se atopan combinados. Exemplo: NaCl. a relación de ións Na^+ e ións Cl^- é 1:1 (hai o mesmo número de ambos). No CaCl_2 hai dobre número de ións Cl^- que de ións Ca^{2+} . O número de ións de determinado signo que rodean a outro de signo contrario recibe o nome de índice de coordinación.



ENLACE IÓNICO



PROPIEDADES DOS COMPOSTOS IÓNICOS

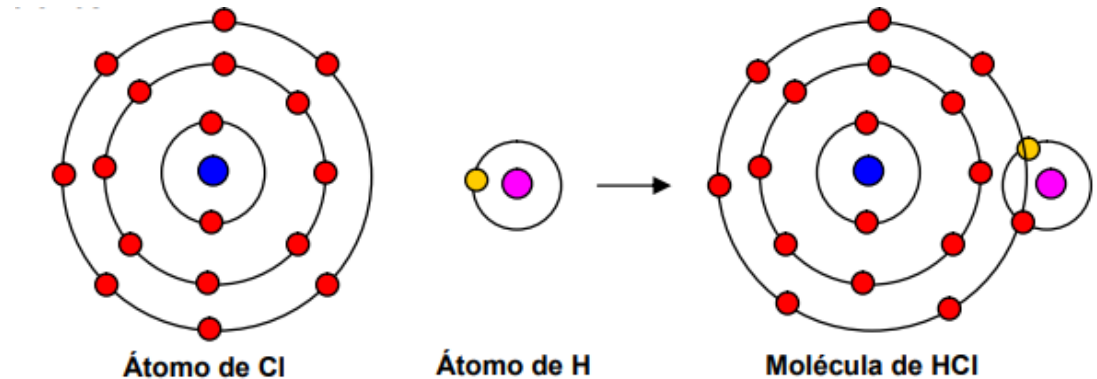
- Son **sólidos cristalinos**, formados por ións que se unen tridimensionalmente, formando redes cristalinas, que son **estruturas moi ordenadas e compactas**. Non forman moléculas.
- Posúen **puntos de fusión e ebulición elevados**, debido ás intensas forzas eléctricas, o cristal presenta unha elevada estabilidade térmica e requírese gran cantidade de enerxía para destruílo.
- Son **duros**, xa que para raiar un sólido é necesario romper certo número de enlaces e o enlace é moi forte.
- Son **fráxiles**, rómpense con facilidade, xa que ao esvarar unha capa de cristal sobre a outra, quedan ións da mesma carga moi próximos e o cristal rómpese debido á repulsión electrostática.
- **Solubles en disolventes polares**, como a auga, cada ión atrae as moléculas do disolvente polo extremo que ten a carga oposta á súa e establece enlaces débiles con elas, estes son os responsables de que se disolvan. Os compostos iónicos non se disolven ou fano mal en compostos apolares, porque as moléculas do disolvente non son capaces de establecer interaccións con ións e estes permanecen na súa posición.
- En **estado sólido non conducen a electricidade**, xa que os ións ocupan posicións fixas na rede cristalina e non hai cargas libres que poidan circular.
- **Fundidos ou en disolución acuosa son bos condutores** da corrente eléctrica debido á existencia de ións que se dirixen aos eléctrodos de polaridade contraria.

O ENLACE COVALENTE

Fórmase **compartindo os electróns entre dous átomos**, de forma que unha vez formado o enlace, estes pertencen aos dous átomos que se unen. Isto sucede cun átomo electronegativos (non metais), xa que non teñen tendencia a ceder electróns, de forma que para adquirir a configuración de gas nobre comparten electróns.

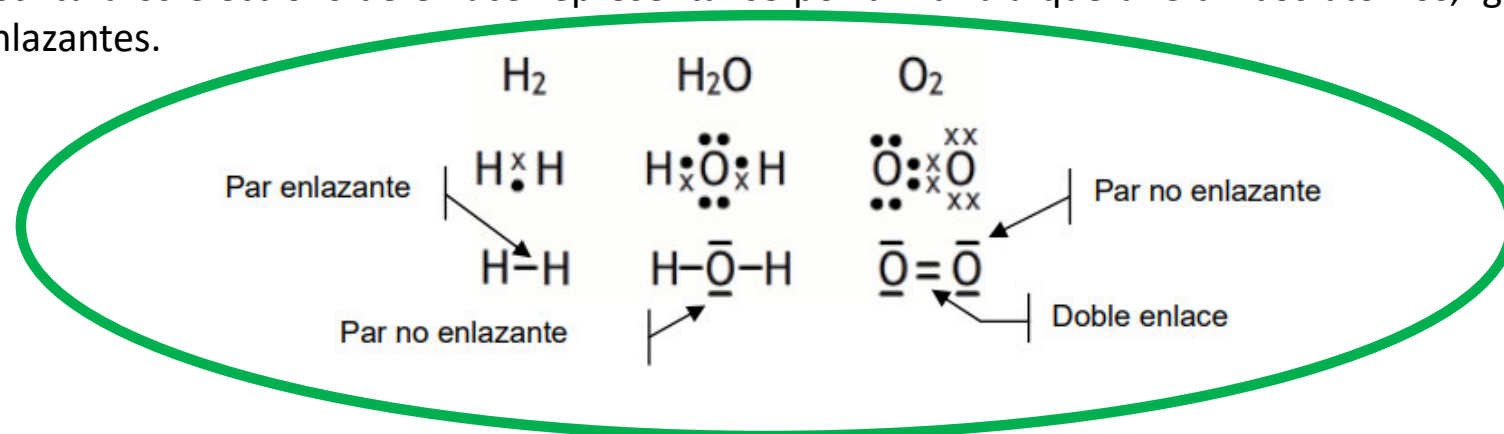
Este tipo de enlace dáse entre átomos con electronegatividades altas, é dicir, entre non metais.

Cando os átomos se unen mediante este tipo de enlace fórmanse unhas novas entidades integradas polos átomos unidos: as moléculas. As moléculas son as unidades básicas dos compostos covalentes.



ESTRUTURAS DE LEWIS

Para representar as moléculas resultantes da unión mediante enlace covalente poden empregarse as estruturas de Lewis. Nelas represéntanse por puntos ou aspas os electróns da capa de valencia do átomo e os electróns compartidos sitúanse entre os átomos. Desta forma poden visualizarse os electróns compartidos e como os átomos quedan con oito electróns (estrutura de gas nobre), o que se coñece como **regra do octeto**. Para simplificar a escritura os electróns de enlace represéntanse por unha raia que une ambos átomos, igual que os pares non enlazantes.



O número de enlaces covalentes que pode formar un átomo denomínase covalencia ou valencia covalente.

En ocasións poden formarse enlaces múltiples (dobres ou triples)

● Realiza as estruturas de Lewis das seguintes moléculas

a) Metano (CH_4)

b) Etano (C_2H_6)

c) Amoniaco (NH_3)

d) Ácido cianhídrico (HCN)

e) Eteno (C_2H_4)

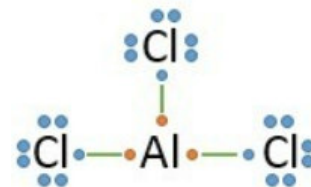
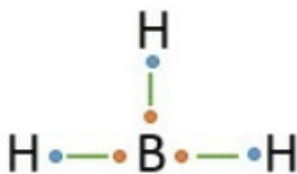
f) Etino (C_2H_2)

g) Metanol (CH_3OH)

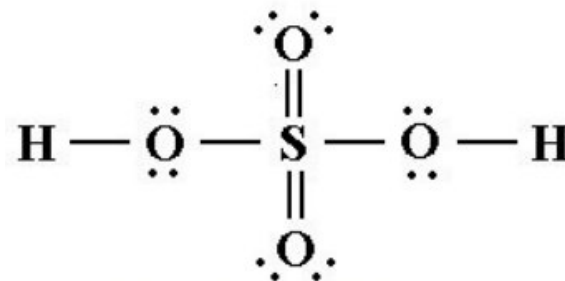
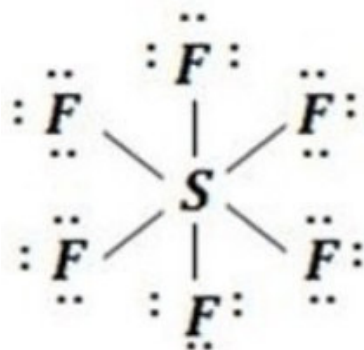
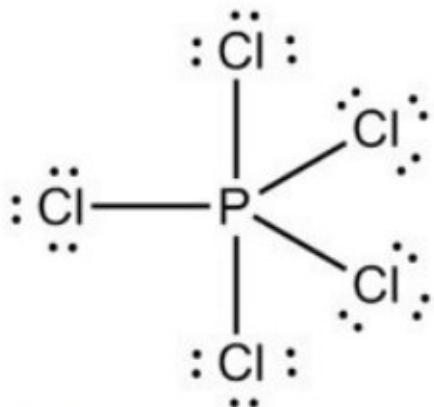
h) Nitróxeno (N_2)

EXCEPCIÓNS REGRA OCTETO

- Octeto incompleto



- Octeto expandido



ESTRUTURAS DE LEWIS

Enlace covalente dativo ou coordinado prodúcese cando o par que se comparte non está integrado por un electrón de cada un dos átomos, senón que o par de electróns achégao un só dos dous átomos, mentres que o outro acéptao. Representase por una frecha que apunta do átomo que aporta o par cara o que o recibe. Unha vez formado, o enlace covalente dativo non se diferencia dos outros enlaces covalentes.



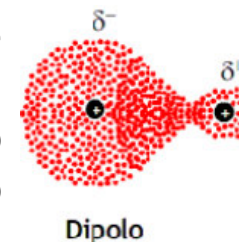
O triple enlace carbono - osíxeno do monóxido de carbono, un dos enlaces é dativo.

- Representar as estruturas dos ions oxonio (H_3O^+) e amonio (NH_4^+).

Fórmula	Nº de enlaces	Nº pares electróns libres	Xeometría	Exemplo
AB	1	0	Lineal	CO, HCl
AB ₂	2	0	Lineal	CO ₂ , HCN
AB ₂ E _x	2	1 ou 2	Angular	H ₂ O
AB ₃ E	3	1	Piramidal	NH ₃
AB ₃	3	0	Trigonal plana	BF ₃
AB ₄	4	0	Tetraédrica	CH ₄

POLARIDADE DO ENLACE E POLARIDADE DA MOLÉCULA

Polaridade de enlace/momento dipolar de enlace: son parámetros que miden a distribución da nube electrónica no enlace. Se existe diferenza de electronegatividade, o átomo máis electronegativo atraerá máis a nube electrónica cara el, creando unha densidade de carga negativa (representase con δ^-) e o menos electronegativos quedará con carga parcial positiva (representase con δ^+), o que crea un dipolo electrostático e fálase de enlace polar.



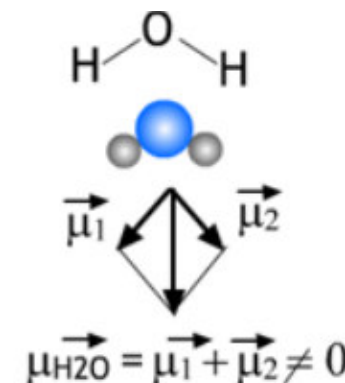
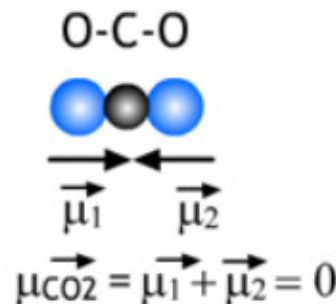
O momento dipolar (μ) é unha magnitude vectorial de módulo igual ao produto da carga pola distancia entre os núcleos e dirección a liña que une os núcleos e sentido dirixido cada á carga negativa.

Polaridad molecular/momento dipolar molecular: é o resultado da suma vectorial de todas as polaridades dos enlaces da molécula. Pode ser nulo e a molécula ser apolar aínda que os enlaces da molécula sexan polares.

De forma xeral pódense distinguir dúas situacións:

Moléculas diatómicas: coincide a polaridade do enlace coa da molécula.

Moléculas poliatómicas: a polaridade da molécula depende da polaridade dos enlaces e da xeometría da molécula.



PROPIEDADES COMPOSTOS COVALENTES

Débese diferenciar **cristais atómicos ou covalentes**, que están formados por redes cristalinas, átomos unidos entre si por enlaces covalentes como se fosen moléculas xigantes (C(diamante); C(grafito); SiC, AlN...), dos **compostos moleculares** que están formados por moléculas discretas cos seus átomos unidos por enlaces covalentes.

● Propiedades dos compostos covalentes moleculares

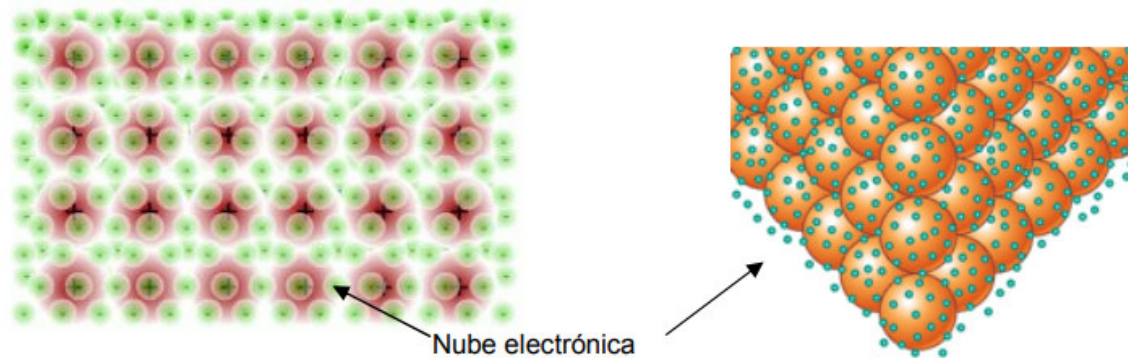
- As débiles forzas intermoleculares explican que a temperaura e presión ordinaria se poden atopar como gases (cloro), líquidos (auga) ou sólidos (iodo) pero con baixos puntos de fusión e de ebulición.
- Non conducen a electricidade, xa que os electróns están ligados ao enlace.
- As sustancias formadas por moléculas polares son solubles en disolventes polares e as apolares en disolventes apolares.

● Propiedades dos cristais covalentes

- Los fortes enlaces covalentes que unen a rede xustifican que estas sustancias presenten altos puntos de fusión e de ebulición, que sexan duras e que resulten practicamente insolubles en calquera disolvente .
- Non conducen a electricidade (excepto o grafito) e tampouco son bos conductores da calor.

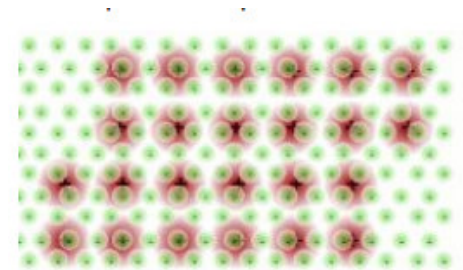
ENLACE METÁLICO

O enlace metálico pódese describir como unha disposición moi ordenada e compacta de ións positivos do metal (rede metálica) entre os cales se distribúen os electróns perdidos por cada átomo a modo de “nube electrónica”. É importante observar que os electróns poden circular libremente entre os catións, non están ligados aos núcleos e son compartidos por todos eles. Esta nube electrónica fai de “colchón” entre as cargas positivas impedindo que se repelan á vez que manteñen unidos os átomos do metal.



PROPIEDADES METAIS

- Teñen os seus átomos agrupados en redes cristalinas moi compactas.
- Son **sólidos a temperatura ambiente**, excepto o mercurio, de alta densidade, debido a que a rede metálica é unha estrutura moi ordenada (típica dos sólidos) e compacta (cos ións moi ben empaquetados, o que xustifica a súa alta densidade)
- **Temperaturas de fusión e de ebulición elevadas**, debido a que o enlace entre os átomos é moi forte.
- **Bos condutores** da calor e da electricidade, debido á liberdade de movemento dos electróns de valencia.
- Teñen un característico **brillo metálico** consecuencia da existencia de electróns libres que poden absorber e emitir radiación.
- Son resistentes á rotura e fáciles de deformar, a maioría son **dúctiles** (pódense estirar en fíos) e **maleables** (pódense laminar), isto é debido a que cando se desprazan uns planos sobre outros non se alteran as forzas de atracción pola existencia de electróns libres
- Poden emitir electróns con facilidade cando reciben enerxía en forma de calor (efecto termoiónico) ou en forma de luz (efecto fotoeléctrico).
- Teñen facilidade para formar **alíaxes**, xa que a substitución dalgúns ións polos doutro metal, ou incluso dun non metal o carbono, non altera a estabilidade do conxunto.



FORZAS INTERMOLECULARES

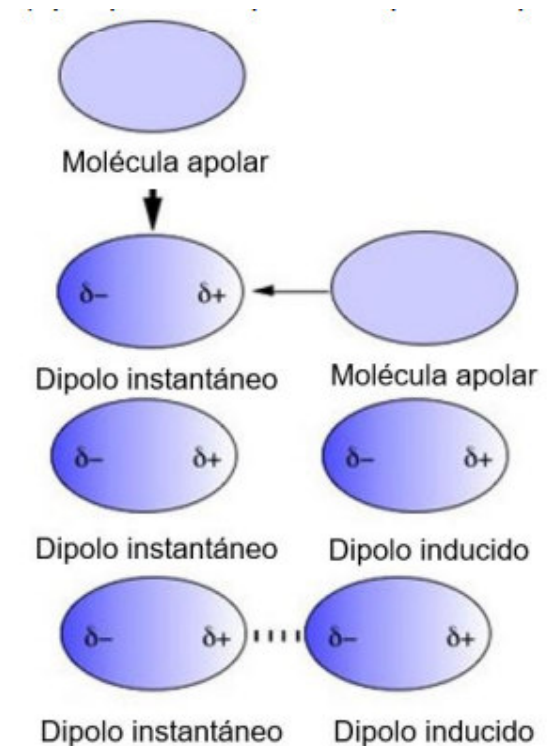
Son as atraccións que aparecen entre as moléculas sen estar directamente enlazadas, son moito máis débiles que os enlaces covalente, metálico e iónico.

Estas forzas fan que os compostos teñan puntos de fusión ou ebulición máis altos dos esperados.

- **1. Forzas de Van der Waals** son forzas de tipo electrostático.

1.a) Forzas dipolo instantáneo-dipolo inducido (forzas de dispersión ou de London) danse en moléculas apolares, as nubes electrónicas non son estáticas, os electróns están en continuo movementos, polo que hai momentos nos que coinciden as cargas positivas dunha molécula coas negativas de outra, creándose dipolos instantáneos estes provocarán dipolos inducidos nas moléculas veciñas, aparecendo forzas de atracción.

Unha nube electrónica fácil de deformar aumenta a posibilidade de que se formen dipolos instantáneos, polo que **estas forzas aumentan canto maior sexa o tamaño das moléculas**, polo tanto será maior **canto maior sexa a súa masa molecular**.

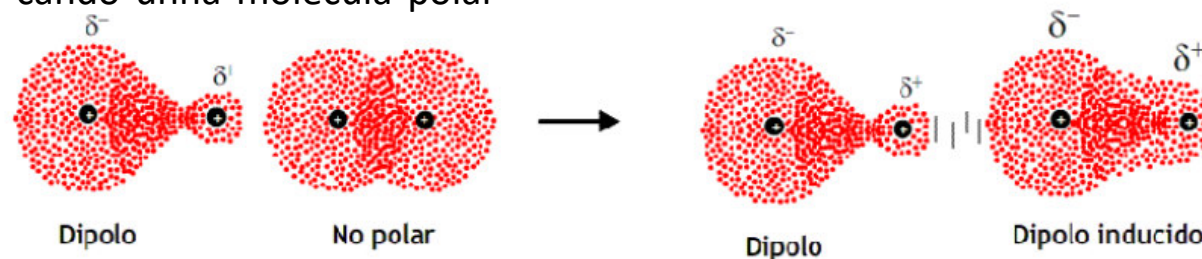


FORZAS INTERMOLECULARES

Halóxenos	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
Temperatura de ebulición	-188 °C	-34 °C	58,8 °C	184 °C

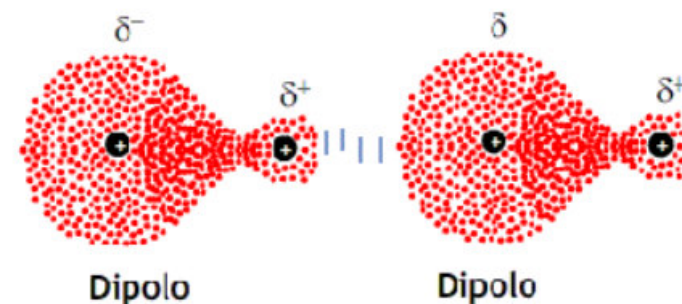
A medida que aumenta a masa molecular dos halóxenos aumenta a súa temperatura de ebulición, isto débese a que as forzas de Van der Waals fanse máis intensas.

1.b) Forzas dipolo-dipolo inducido prodúcese cando unha molécula polar induce un dipolo nunha apolar.



1.c) Forzas dipolo-dipolo danse en compostos formados por moléculas polares, as moléculas teñen extremos con cargas opostas (dipolos), que establecen unións electrostáticas cos extremos de polaridade oposta das moléculas veciñas. Estas son máis intensas que as anteriores, polo que **os compostos polares soen ter puntos de ebulición e fusión maiores que as apolares de masa molecular semellante.**

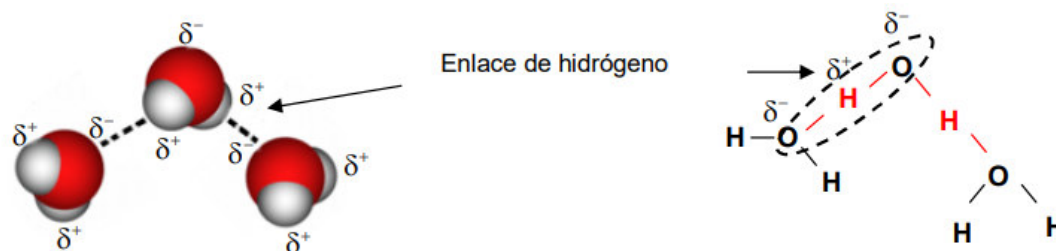
O ₂ (apolar, Mm = 32 g/mol)	H ₂ S (polar, Mm = 34 g/mol)	CH ₃ COCH ₃ (polar, Mm = 58 g/mol)
- 183 °C	-60,8 °C	56 °C



FORZAS INTERMOLECULARES

● 2. Enlace de hidróxeno .

É un tipo de forza que aparece en **moléculas nas que o H se une mediante un enlace covalente átomos pequenos e electronegativos: N, O y F**. Cando estes átomos se enlazan co H atraen cara si o par de electróns de enlace adquirindo carga parcial negativa e deixando ao hidróxeno con carga parcial positiva capaz de atraer ao átomo electronegativo de outra molécula.



Os enlaces de hidróxeno **son máis fortes cando electronegativo sexa o átomo unido ao hidróxeno**.

As substancias con enlace de hidróxeno presentan propiedades anómalas, respecto a outras similares que non teñen este tipo de interacción, como por exemplo o punto de ebulición da auga.

Substancia	H ₂ Te	H ₂ Se	H ₂ S	H ₂ O
Pto. ebulición	-1,8 °C	-41,5 °C	-60,8 °C	100 °C

FORZAS INTERMOLECULARES

- **2. Enlace de hidróxeno .**

Canto maior sexa o número de enlaces de hidróxeno que pode formar unha molécula máis forte será a unión coas moléculas veciñas.

Substanica	CH ₃ COCH ₃	CH ₃ OH	H ₂ O
Nº de enlaces de H	0	1	2
Tª de ebulición	-24 °C	64,5 °C	100 °C