

Enlace químico e forzas intermoleculares

- 1.-Enlace químico
- 2.-Enlace químico e configuración eletrónica
- 3.-Enlace químico, enerxía e estabilidade
- 4.-Enlace iónico
- 5.-Enlace covalente
- 6.-Forzas intermoleculares
- 7.-Enlace metálico

Qué é o enlace químico?

- O enlace químico é a unión por medio de forzas de atracción de dous átomos ou grupos de átomos que permite a formación dunha entidade química estable e independente.
- Por exemplo dous átomos de hidróxeno unen-se para formar unha molécula de gas hidróxeno molecular:



- Dous átomos de oxíxeno unen-se para formar unha molécula de gas oxíxeno:



Porqué se unen os átomos?

1.-Enlace químico e configuración eletrónica.

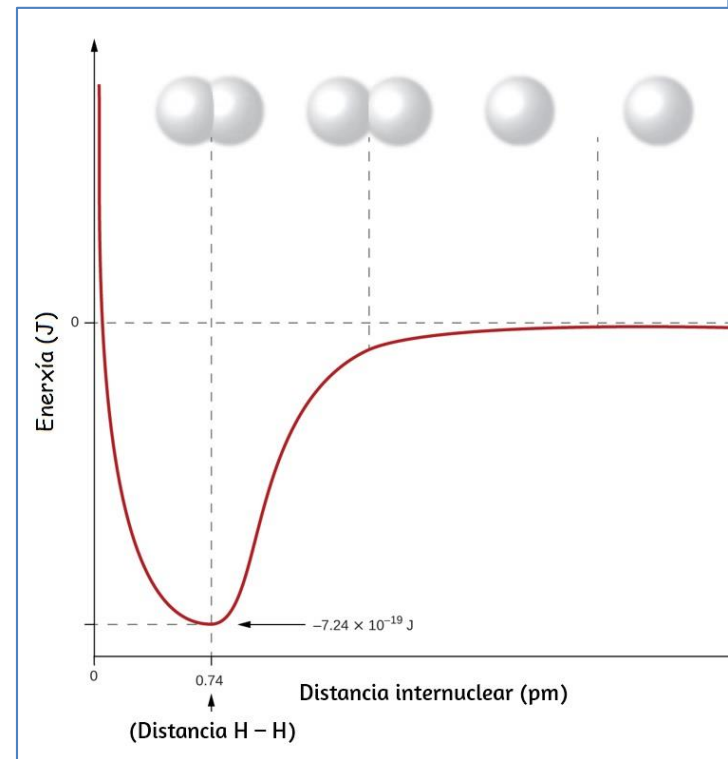
Buscando unha resposta a esta pregunta o químico Gilbert Lewis (1875-1946) observou que os gases nobres carecen de reatividade química, é dicir que tenden a non reaccionar nin combinarse. Todos os gases nobres presenta na última capa, a capa de valencia, unha configuración do tipo $ns^2 np^6$ que polo tanto debe estar dotada de gran estabilidade. De dita observación deduciu a Regra do octete que enuncia que os átomo únense mediante enlaces químicos para gañando, cedendo ou compartillando electróns, adquirir a configuración eletrónica do gas nobre máis próximo no Sistema Periódico, ou sexa ate acadar o octete ($ns^2 np^6$) na súa capa de valencia gañando enton estabilidade.

Porqué se unen os átomos?

2.-Enlace químico, enerxía e estabilidade.

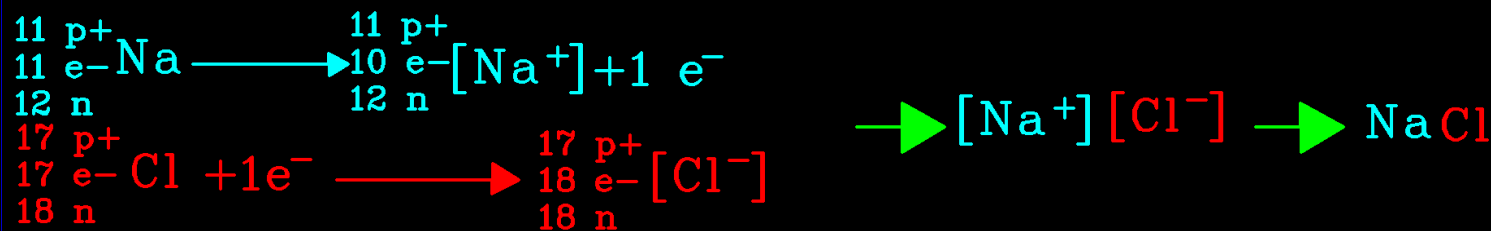
Os átomos únense mediante enlaces químicos pois dese xeito diminúe a enerxía do sistema enlazado respecto da dos átomos non enlazados, aumentando entón a súa estabilidade.

Na formación dunha molécula de gas hidróxeno hai unha distancia á que predominan as forzas de atracción fronte ás de repulsión .
A esa distancia , 0,74 pm, forma-se o enlace.
A esa distancia a enerxía acada un valor mínimo ($-7,24 \cdot 10^{-19} \text{ J}$).



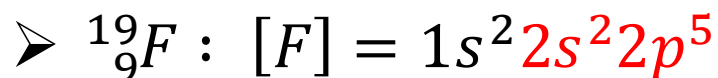
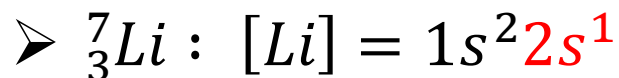
Tipos de enlace: enlace iónico

- O enlace iónico establécese entre dous átomos dos que un ten moita tendencia a ceder electróns, convertíndose nun catión (un ión con carga +) e o outro ten tendencia a gañar electróns convertíndose nun aniión (un ión con carga -).
- A unión prodúcese por simple atracción eletrostática.
- Por exemplo a formación do cloruro de sodio (NaCl)
 - ${}_{11}^{23}\text{Na} : [\text{Na}] = 1s^2 2s^2 p^6 3s^1$ ten tendencia a ceder 1 electrón para conseguir a estrutura do gas nobre anterior, o neón.
 - ${}_{17}^{35}\text{Cl} : [\text{Cl}] = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^5$ ten tendencia a gañar 1 electrón para conseguir a estrutura do gas nobre argón.

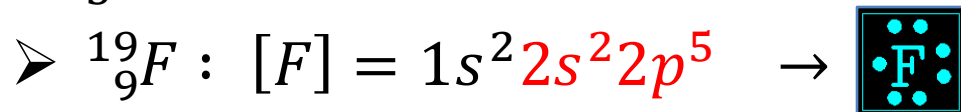
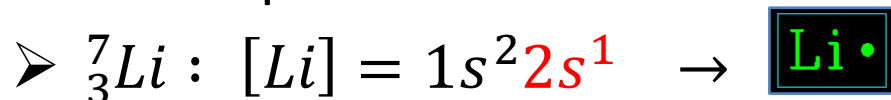


Tipos de enlace: enlace iónico

- Estudemos por exemplo o enlace entre o fluor e o litio.



- Imos facer uso dos chamados diagramas de Lewis. Neste diagrama usamos o símbolo do elemento, arrodeado por tantos puntos como electróns de valencia :



O enlace formaríase cedendo 1 electrón o litio, que fica convertido nun catión, ao fluor que se convirte nun anión.



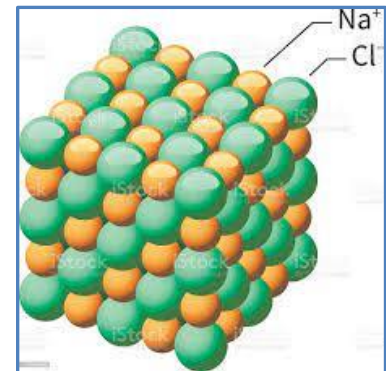
Caraterísticas dos compostos iónicos

1. Os compostos iónicos forman-se entre un átomo con moita tendencia a ceder electróns (átomos metálicos ou eletropositivos) e átomos con moita tendencia a gañar electróns (átomos non metálicos ou electronegativos).
2. Un dos átomos da lugar a un catión e o outro orixina un anián. A unión prodúce-se por atracción electrostática.
3. Cando se forman aniáns e catións estes únense e para evitar as forzas repulsivas organizan redes cristalinas.



Halita

A **halita** é un mineral sedimentario formado pola evaporación da auga salgada. Forma-se un cristal de cloruro de sodio (NaCl), unha rede formada por catións de Na^+ e aniáns e Cl^- como vedes nas imaxes



Caraterísticas dos compostos iónicos

O enlace iónico é produto das forzas de atración eletrostática entre cargas positivas e negativas e polo tanto é un enlace forte, polo tanto as súas características ven ser:

1.-Son sólidos e cristalinos a temperatura ambiente. Teñen temperaturas de fusión e ebulición altas.

Composto:	Temperatura de fusión (K)	Temperatura de ebulición (K)
NaCl	1074	1738
KF	1133	1773
CaF ₂	1691	2806
MgCl ₂	714	1412

2.-Son difíceis de ralar pois iso significa quebrar enlaces iónicos. Polo tanto son duros.

3.-Son fraxeís, pois se golpeamos un cristal iónico enfrontamos cargas do mesmo signo dando lugar a repulsións e ao desmorramento da estrutura.

4.-A maioría disolven-se ben en auga, pois as moléculas de auga circundan (solvatan) os ións debilitando o enlace iónico.

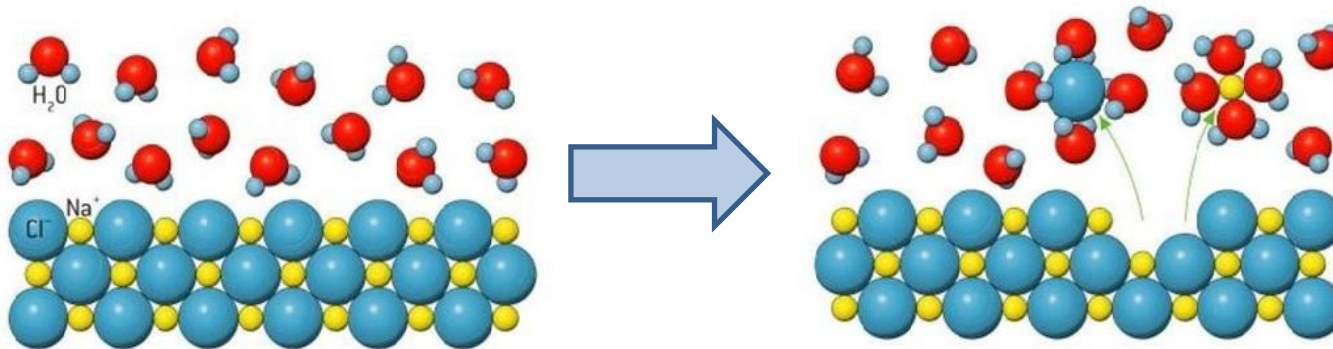
5.-En estado sólido non conducen a electricidade, mais si a conducen fundidos ou en disolución acuosa.

Caraterísticas dos compostos iónicos

- **Porqué a fragilidade**? Se golpeamos o cristal enfrontamos cargas do mesmo signo e aparecen forzas repulsivas:



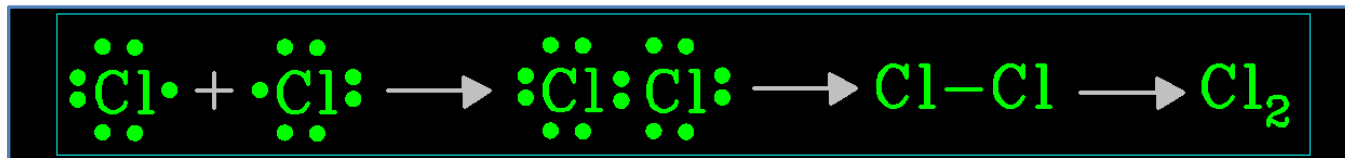
- **Porqué a solubilidad**? Se introducimos en auga un composto iónico, as moléculas de auga solvatan os ións favorecendo a disolución:



- Como as disolucións conteñen ións, conducen a corrente eléctrica.

Tipos de enlace: enlace covalente

- O enlace covalente establéce-se entre átomos de valores de electronegatividade semellante e de carater non metálico.
- No enlace covalente, os átomos enlazados compartillan os electróns.
- Por exemplo, estudemos a molécula de gas cloro, Cl_2
- ${}^{35}_{17}\text{Cl}$: $[\text{Cl}] = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^5$ a tendencia do átomo de cloro é captar 1 electrón máis para conquistar a estrutura do argón. Máis neste caso só poderan compartillar un par de electróns pois os dous átomos de cloro posuen a mesma electronegatividade. Decimos que o enlace é simple.



- Estuda agora a molécula do gas hidróxeno.

Tipos de enlace: enlace covalente

- Estudemos agora a molécula de auga, H_2O
- ${}^1_1H : [H] = 1s^1$ precisa 1 electrón para acadar a configuración do helio.
- ${}^{16}_8O : [O] = 1s^2 2s^2 2p^4$ precisa 2 electróns para acadar a configuración do neón.



- Forman-se dous enlaces simples O-H.
- Estudemos a molécula de oxíxeno, O_2



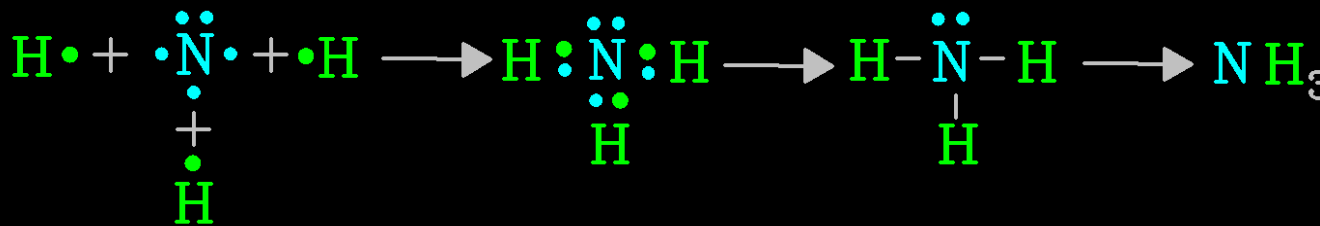
- Forma-se un enlace dobre

Tipos de enlace: enlace covalente

- Continuemos coa molécula de gas nitróxeno, N_2
- ${}^{14}_7N$: $[N] = 1s^2 2s^2 2p^3$ precisa de 3 electróns para acadar a configuración do neón.



- Forma-se un triple enlace. A molécula de N_2 é máis estable que a molécula de O_2 , e esta máis que a de H_2 .
- Estudemos agora a molécula de amoníaco, NH_3



- Forman-se tres enlaces simples N-H

Tipos de enlace: enlace covalente

As substancias covalentes poden ordenar os seus átomos en dúas estruturas moi distintas: redes cristalinas ou moléculas.

1.- Substancias covalentes reticulares, nelas os átomos unidos por enlaces covalentes forman redes cristalinas.

- Sólidos
- Moi duros
- Temperatura de fusión moi elevada.
- Elevado punto de fusión.
- Fráxeis.
- Non conducen a corrente eléctrica.
- Non son solubeis en auga.



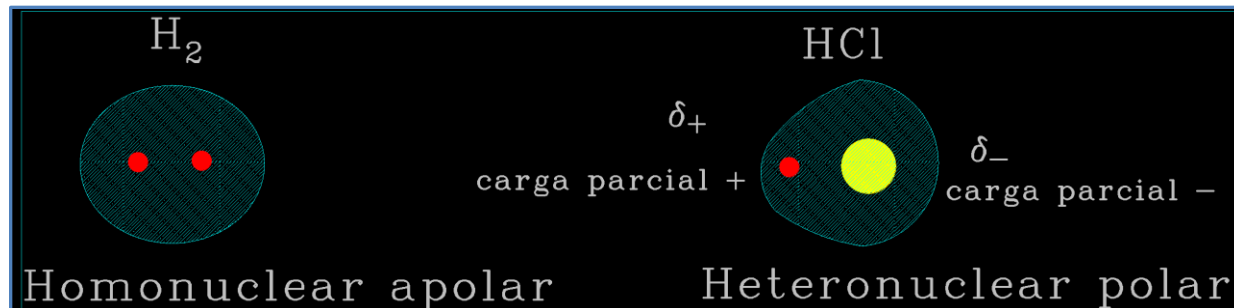
Tipos de enlace: enlace covalente

2.-Substancias moleculares, estan formadas por moléculas.

- Unha molécula é unha entidade química, eletricamente neutra, formada por varios átomos da mesma ou de distinta especie, unidos entre sí por enlaces covalentes.
- Para indicar o número de átomos que forman a molécula, fai-se uso da formula molecular- Por exemplo: H_2O , NH_3 , HCl , Br_2 ,.....
- Soen ser gases, líquidos ou sólidos brandos a temperatura ambiente.
- Baixa temperatura de fusión e ebulición.
- En xeral non son solubeis en auga, si ben depende da polaridade da molécula.
- Non conducen a corrente eléctrica.

Polaridade do enlace covalente

- As moléculas poden estar formadas por átomos da mesma especie, como por exemplo: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 ,.....estas moléculas son homonucleares . Nas moléculas homonucleares como os átomos son iguais, a carga eléctrica compartillada está repartida homoxeneamente arredor dos dous núcleos. O enlace é apolar.
- Pola contra as moléculas formadas por átomos de distintas especies como por exemplo: HCl , H_2O ,.....son heteronucleares. Nas moléculas heteronucleares como os átomos son distintos e teñen distinta electronegatividade, a carga eléctrica non está repartida por igual arredor dos núcleos, dando lugar a un enlace polar.

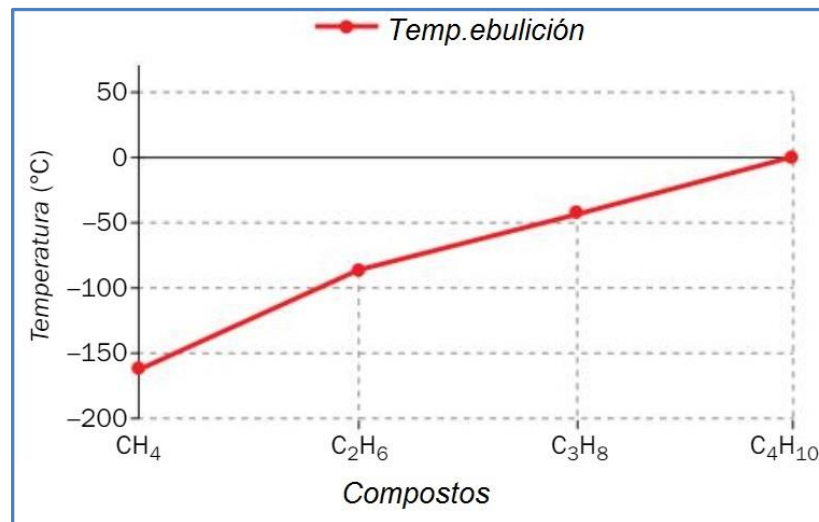
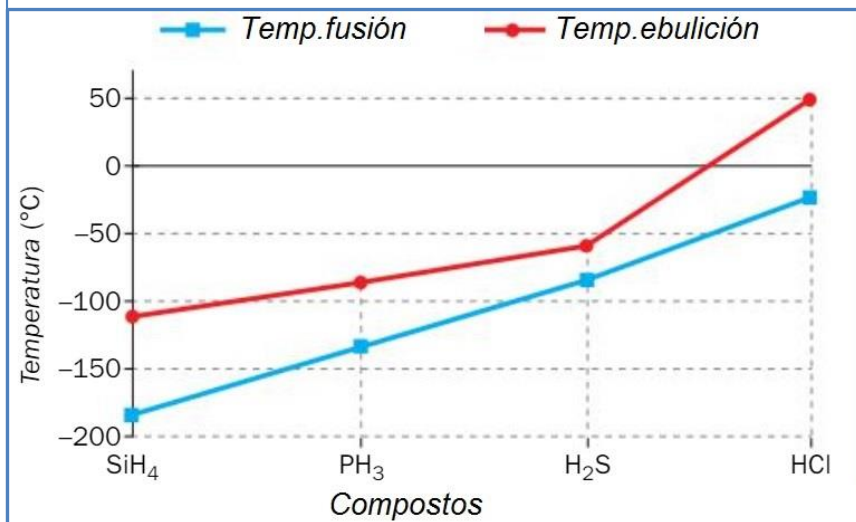


Forzas intermoleculares

Son as forzas de atracción entre as moléculas. Estas forzas son febles máis inflúen nas temperaturas de fusión e ebulición .

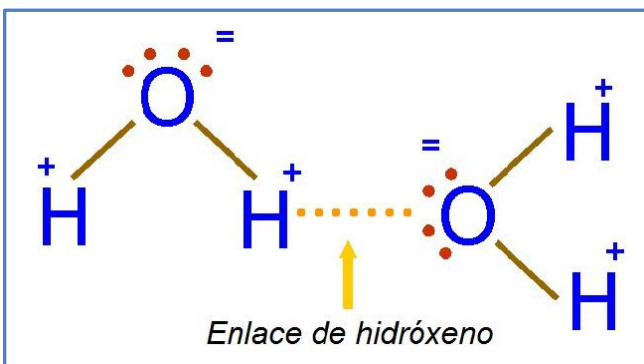
1.-Forzas de Van der Waals: dependen sobre todo de:

- ❖ A polaridade: canto máis polares son as moléculas, maiores son estas forzas.
- ❖ O tamaño da molécula: as forzas aumentan co tamaño da molécula.



Forzas intermoleculares

2.-Enlaces de hidróxeno , son os que se producen entre os átomos pequenos e electronegativos (N, O, S, Cl) dunha molécula, e un hidróxeno dunha outra molécula por mor da súa polaridade.

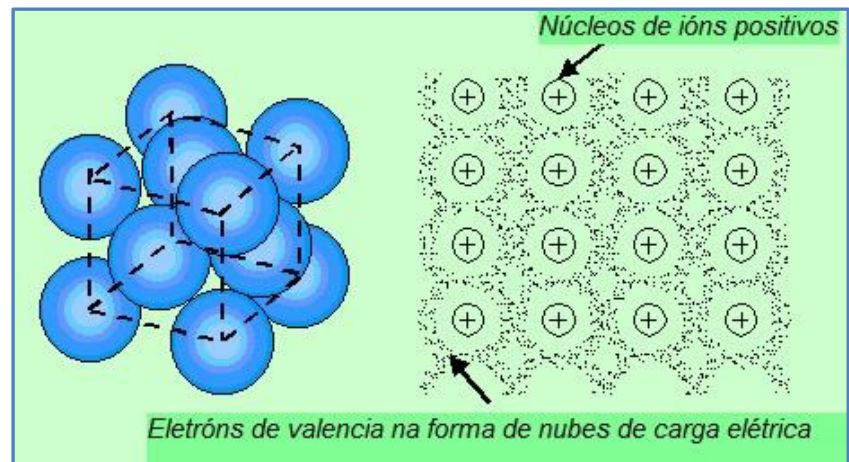
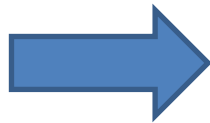
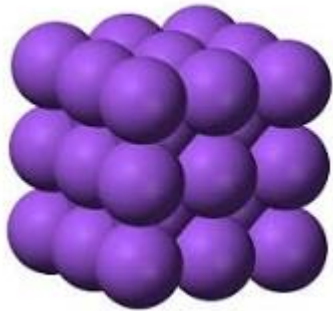


Composto	H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te
Tª Fusión (°C)	0	-86	-65,7	-49
Tª Ebulición (°C)	100	-60	-41,4	-2,2

Observa os valores da taboa e verás que son moi distintos. Todos os elementos son do grupo 16, máis observa que no caso da auga os valores son máis altos. Na auga as forzas intermoleculares son enlaces de hidróxeno, nos outros casos son forzas de Van der Walls, moito máis febles.

Tipos de enlace: enlace metálico

- O enlace metálico é aquel que mantén unidos os átomos dos elementos metálicos.
- Os átomos lígan-se en estruturas moi compactas formadas por agrupacións de catións que están arrodeados por nubes electrónicas formadas polos electróns de valencia de todos os átomos metálicos que os compartían.



Propiedades físicas e químicas dos metais

1.-Propiedades Físicas:

- Son sólidos a temperatura ambiente, por mor da intensidade do enlace metálico, coa única excepción do mercurio.
- Teñen temperaturas de fusión e ebulición altas, pola fortaleza das unións entre átomos.
- Son dúcteis (póden-se estirar en fíos), maleabeis (póden-se laminar) e duros. O libre movemento dos electróns evita a repulsión entre os restos catiónicos.
- Son bós condutores da eletricidade e do calor.

2.-Propiedades químicas:

Combinan-se formando catións.



Ductilidade



Maleabilidade