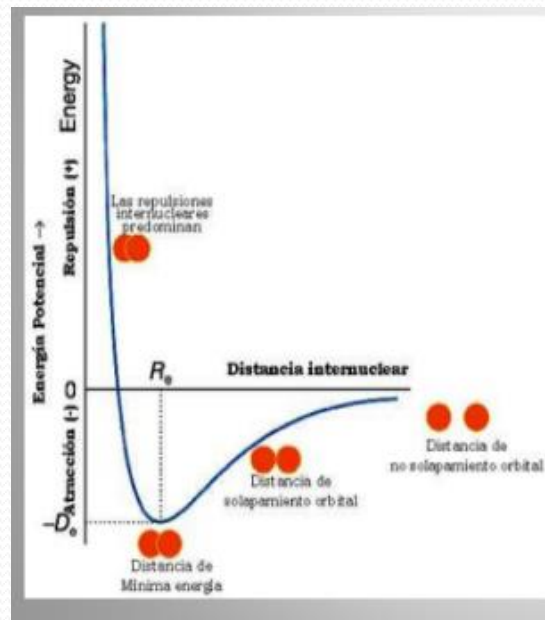


ENLACE QUÍMICO:

- ❖ Naturaleza del enlace químico
- ❖ Enlace iónico
- ❖ Enlace covalente
- ❖ Enlaces intermoleculares
- ❖ Enlace metálico

Naturaleza del enlace químico

- Los átomos tienden a adquirir la máxima estabilidad y esto se consigue con la configuración electrónica de un gas noble ($1s^2$ o bien $n s^2 p^6$, regla del octeto).
- Los átomos se enlazan formando compuestos con el fin de adquirir conjuntamente configuraciones electrónicas de gas noble.
- La naturaleza de todos los enlaces químicos es siempre electrostática.
- La mayor estabilidad en la unión entre dos átomos que se enlazan se da cuando los átomos se encuentran a la distancia precisa para que la energía del sistema sea la menor posible.



1. Los átomos separados a distancia infinita tienen energía cero.
2. Al acercarse empiezan a aparecer fuerzas de atracción y la energía del sistema baja.
3. Cuando los átomos se encuentran a la distancia de enlace, la energía del sistema es mínima y el sistema es estable.
4. Si los átomos se aproximan más aparecen fuerzas de repulsión que desestabilizan el sistema y la energía aumenta.

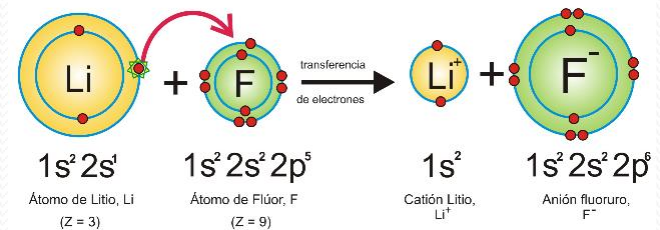
Naturaleza del enlace químico

- Tipos de enlaces químicos:

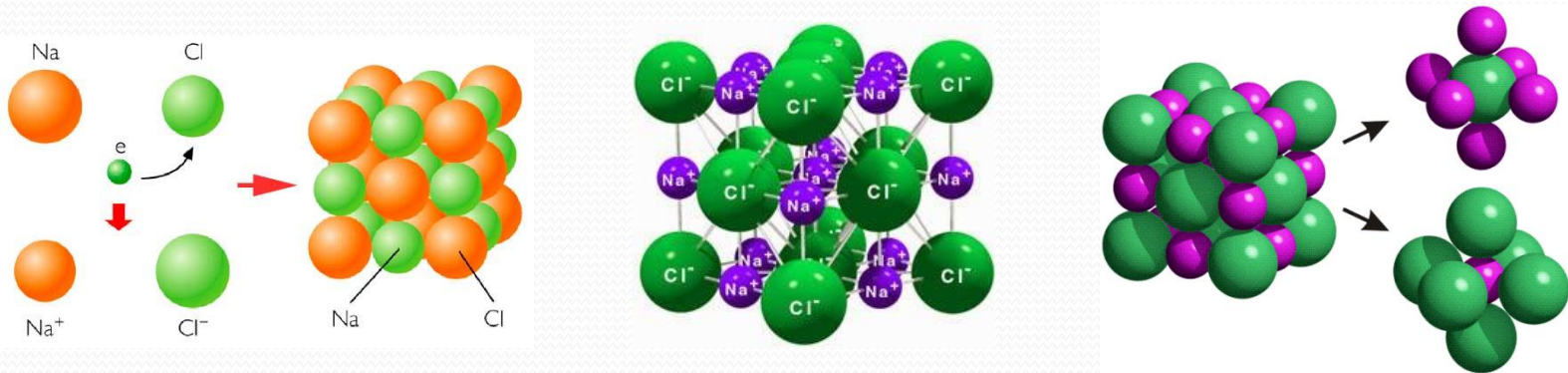
Tipo de enlace		Causa de la unión	Estructura que forma	
Enlace iónico		Los átomos se transforman en cationes y aniones, y éstos se atraen entre sí.	Cristales iónicos	
Enlace covalente		Los átomos comparten sus electrones de valencia.	Moléculas o cristales covalentes	
Enlace metálico		Los átomos liberan sus electrones de valencia que se mueven alrededor de todos los átomos.	Cristales metálicos	
Enlaces intermoleculares	Fuerzas de Van der Waals	Fuerzas dipolo-dipolo	Atracción entre los dipolos permanentes de diferentes moléculas	En estado sólido pueden formar cristales.
		Fuerzas de inducción	Atracción entre los dipolos instantáneos de diferentes moléculas	En estado sólido pueden formar cristales.
	Enlaces por puentes de hidrógeno		Atracción entre la porción de carga + de un H y la porción de carga - del F, N u O.	En estado sólido pueden formar cristales.

Enlace iónico

- Cuando se encuentran próximos átomos que les sobran electrones (metales) con otros que les faltan (no metales) para adquirir la configuración de gas noble se produce la transferencia electrónica correspondiente. En este proceso los átomos se transforman en iones (cationes y aniones).



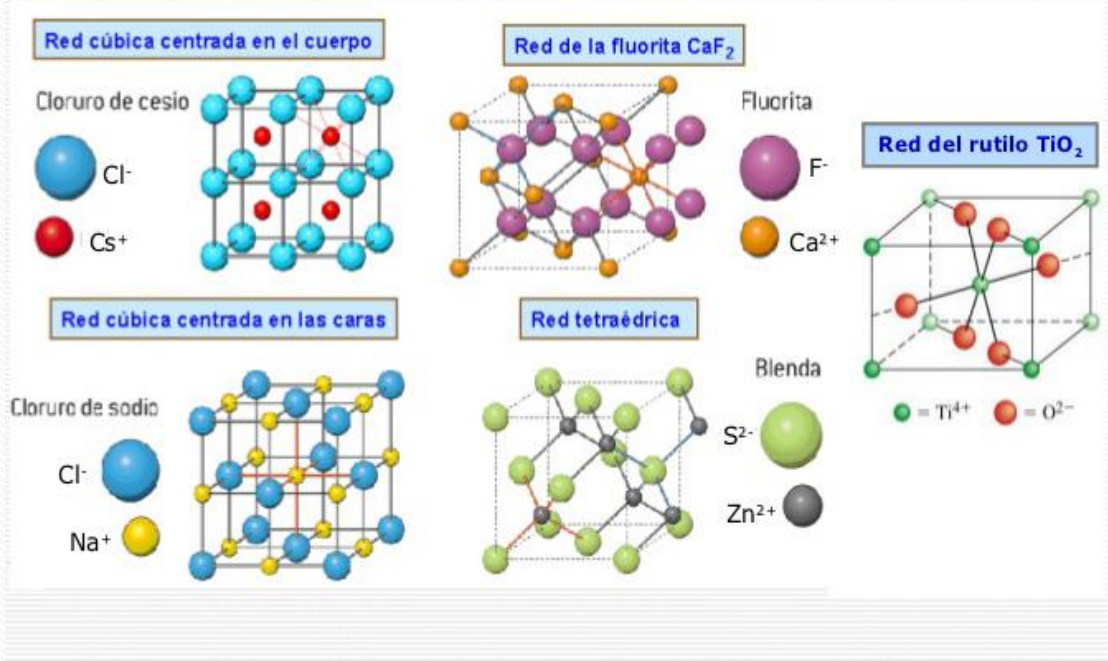
- El enlace iónico es la atracción entre los cationes y los aniones existentes, formándose una estructura cristalina. El enlace iónico es un enlace muy fuerte. Cada catión es rodeado por una serie de aniones, y cada anión por una serie de cationes, a esta relación se le denomina índice de coordinación.



Enlace iónico

- Los compuestos iónicos no forman moléculas, sino agregados iónicos cuya ordenación espacial da lugar a redes cristalinas geométricas. La fórmula química de un compuesto iónico es una fórmula empírica, ya que solo refleja la proporción en la que participan los iones en la red cristalina.
- Los compuestos iónicos pueden formar diferentes redes cristalinas en función de la carga de los iones y del tamaño relativo entre ellos.

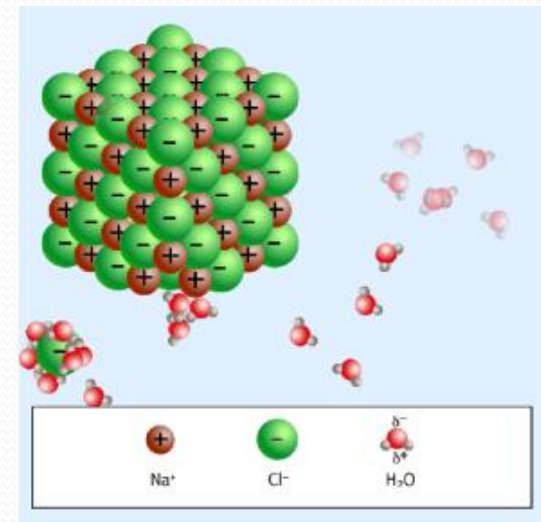
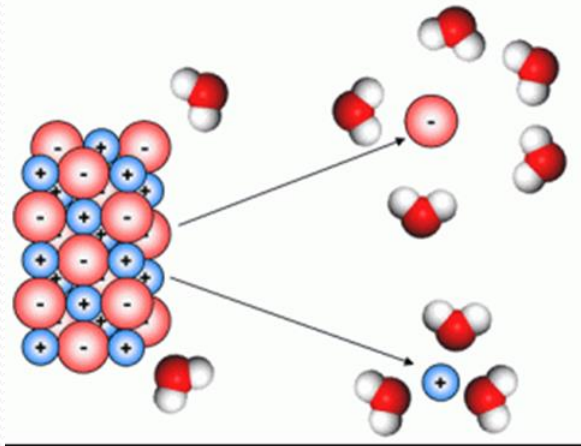
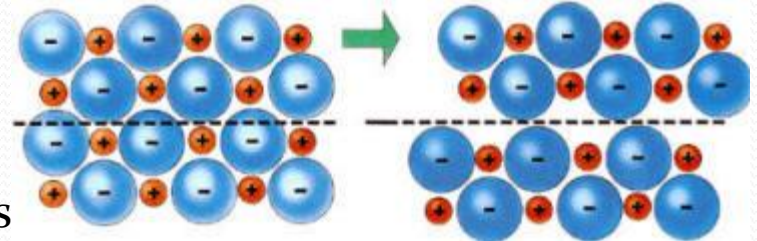
Tipo de red cristalina	Índice de coordinación (catión-anión)	Compuestos iónicos
Cúbica centrada en el cuerpo	(8,8)	CsCl , CsBr
Cúbica centrada en las caras	(6,6)	NaCl , LiCl
Tipo fluorita (CaF ₂)	(8,4)	CaF ₂ , BaCl ₂
Tetraédrica	(4,4)	ZnS, BeO
Tipo rutilo (TiO ₂)	(6,3)	TiO ₂ , SiO ₂



Enlace iónico: Propiedades de los compuestos iónicos

Las intensas fuerzas eléctricas entre los iones y la estructura cristalina explican las propiedades de los compuestos iónicos:

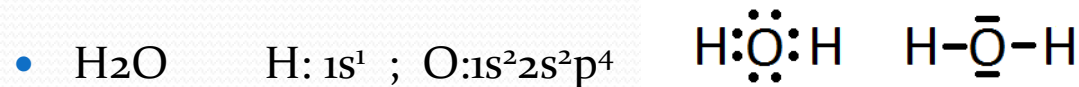
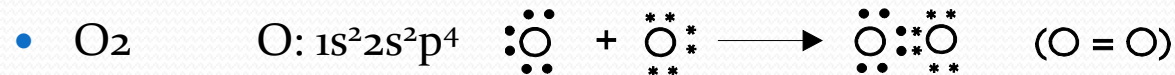
- Son **duros y frágiles**.
- Tienen **altos puntos de fusión y ebullición**.
- A temperatura ambiente, son **sólidos cristalinos**
- Muchos de ellos son **solubles en disolventes polares**, como el agua, pero ninguno lo es en disolventes orgánicos apolares, como la gasolina.
- En estado sólido **no conducen la electricidad**, sin embargo, fundidos o en disolución sí son buenos conductores (electrolitos o conductores de segunda especie).



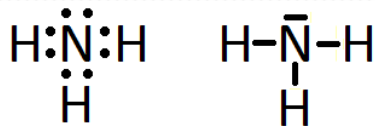
Enlace covalente. Moléculas

- Para justificar la existencia de las moléculas no sirve el modelo del enlace iónico. Lewis, en 1916, propone el enlace covalente como el formado por compartición de pares de electrones (dos, cuatro o seis electrones). Los átomos comparten esos pares de electrones para conseguir la configuración de gas noble. Este enlace se produce entre no metales y no metales.

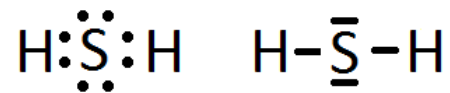
- Por ejemplo:



Estructura de Lewis de la molécula de agua



Estructura de Lewis de la molécula de amoníaco



Estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de hidrógeno

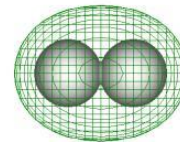
Enlace covalente. Moléculas

REGLAS PARA LA ASIGNACIÓN DE ESTRUCTURAS DE LEWIS

1. **Hacer un esquema de la molécula**, indicando cuales son los átomos que están conectados por enlaces sencillos.
 2. Sumar el número de electrones de valencia de cada átomo de la molécula para **calcular el número total de electrones de valencia**.
 3. Restar del total de electrones el número necesario para formar los enlaces sencillos entre los átomos y utilizar los electrones restantes para **completar los octetos** alrededor de todos los átomos, excepto para los de hidrógeno. Si el número de electrones es insuficiente para completar los octetos se deben completar en primer lugar los de los átomos más electronegativos. **Asignar** entonces **cargas formales**.
 4. Si algún átomo ha quedado con el octeto incompleto **deben convertirse pares de electrones no enlazantes en pares enlazantes**. En otras palabras, deben utilizarse los pares no enlazantes para formar enlaces dobles o triples hasta que todos los átomos tengan octetos completos.
 5. Si en la aplicación de la regla 4 se crean cargas formales nuevas, se debe utilizar la estructura que resultaba de la aplicación de la regla 3.
 6. Si el átomo central pertenece al tercer periodo o posteriores, **la regla del octeto no tiene que cumplirse necesariamente**, normalmente debido a un exceso de electrones. Si el átomo central pertenece a los grupos 1, 2 o 13 puede no cumplirse la regla del octeto, debido normalmente a un defecto de electrones. Para eliminar tantas cargas formales como sea posible debe recurrirse a la formación de enlaces múltiples.
- Nota: Es necesario conocer cómo se distribuyen los átomos antes de que sea posible representar correctamente la estructura de Lewis de una molécula. Como recomendación general se debe acudir a la estructura de mayor simetría.

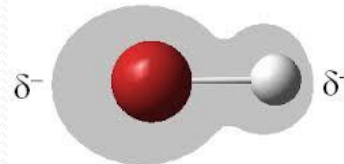
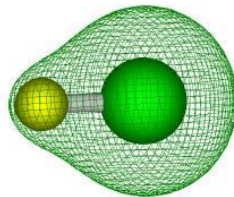
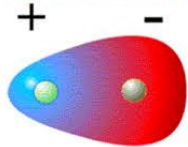
Enlace covalente. Moléculas. Polaridad de enlace

- Cuando los dos átomos enlazados de modo covalente pertenecen al mismo elemento, dado que su electronegatividad es idéntica, el par de electrones se comparte por igual entre ambos. En este caso se dice que **el enlace es covalente apolar** (sin polos eléctricos). El enlace covalente apolar es extremadamente fuerte.



- Cuando dos átomos unidos por enlace covalente tienen electronegatividades diferentes, el más electronegativo consigue desplazar la nube electrónica hacia sí, de forma que el par de electrones permanece más tiempo cerca de él. Se origina así un dipolo eléctrico, es decir, la asociación de dos cargas eléctricas del mismo valor (inferior a la del electrón) y de signos opuestos (δ^+ y δ^-). En este caso **el enlace es covalente polar** (con polos eléctricos)

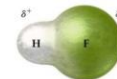
Distorsión de la nube electrónica entre dos átomos con diferente electronegatividad



IÓNICO



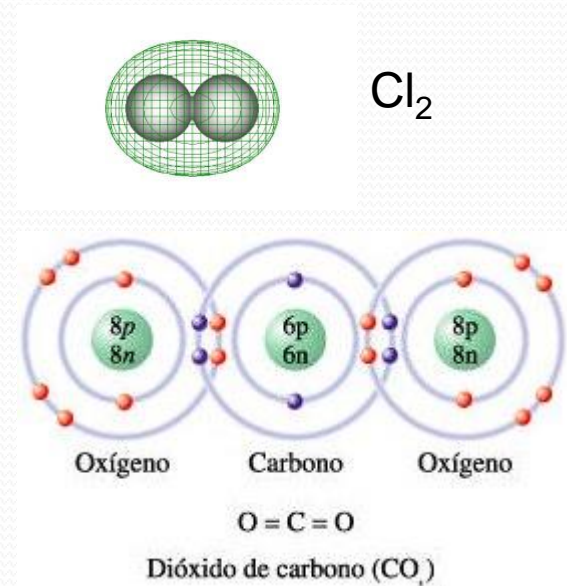
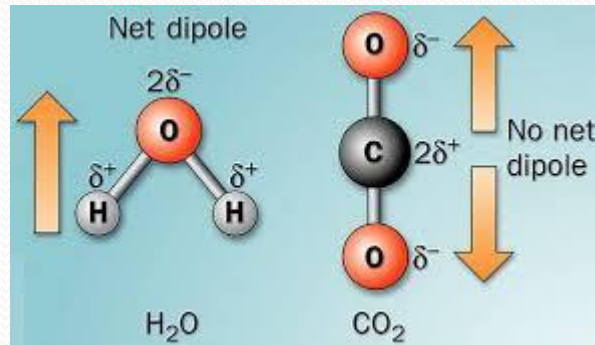
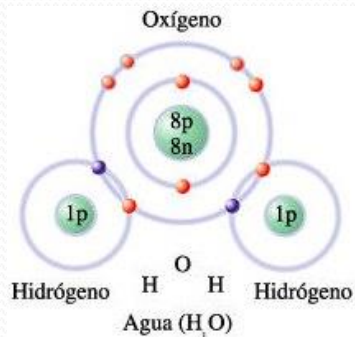
COVALENTE
APOLAR



COVALENTE POLAR

Enlace covalente. Moléculas. Polaridad de las moléculas

- Una molécula polar es aquella que presenta polaridad eléctrica, es decir, que como resultado de sus enlaces presenta un dipolo eléctrico, esto sólo se dará cuando sus enlaces sean polares.
- Una molécula apolar es aquella que no presenta polaridad eléctrica, esto se puede producir porque tenga enlaces apolares, o bien porque, aunque sus enlaces sean polares, los dipolos se compensen por la simetría de la molécula.

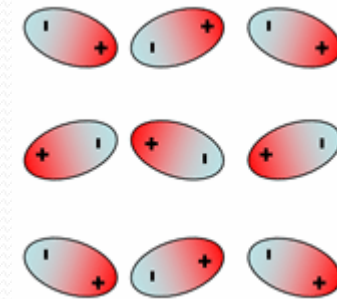


Fuerzas intermoleculares entre moléculas

Las moléculas no permanecen aisladas unas de otras, sino que se unen mediante fuerzas de naturaleza eléctrica que son de dos tipos: fuerzas de Van der Waals y puentes de hidrógeno.

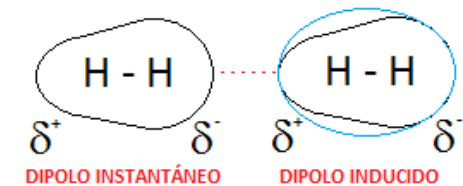
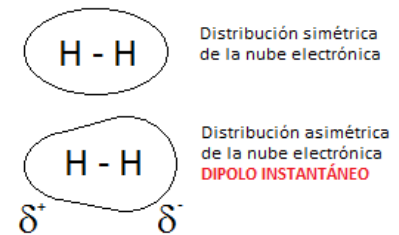
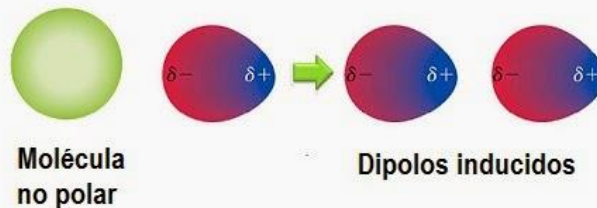
- Fuerzas de Van der Waals tipo dipolo-dipolo**

Se dan en el caso de las moléculas polares, donde los dipolos permanentes originan atracciones entre cargas de signo opuesto.



- Fuerzas de Van der Waals de inducción**

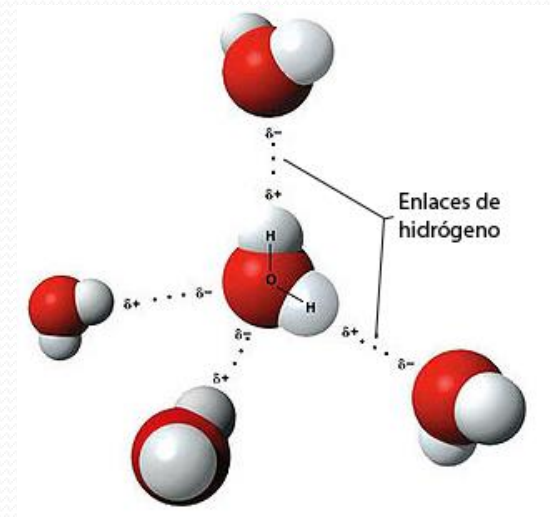
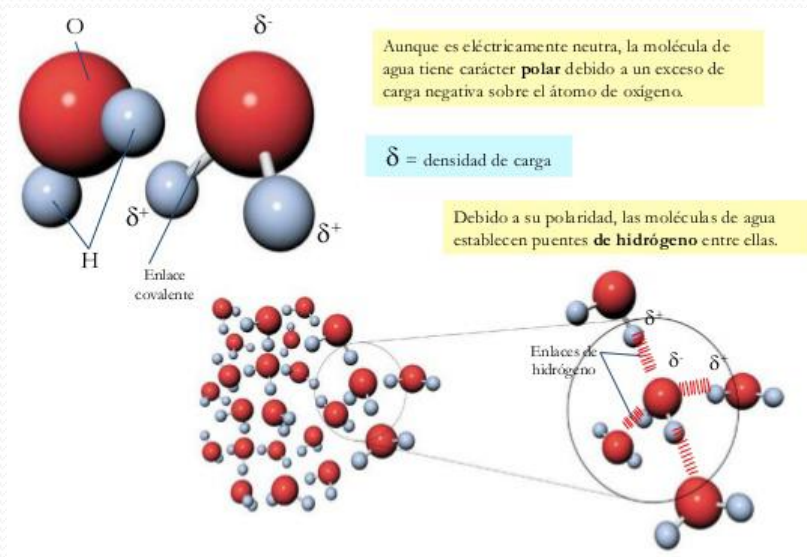
Se dan en todo tipo de moléculas, ya sean polares o apolares, y se deben a la formación de dipolos instantáneos por la asimétrica distribución eléctrica que en un momento determinado adopta la molécula. Estos dipolos instantáneos producen la formación de dipolos inducidos.



Fuerzas intermoleculares entre moléculas

- **Enlace por puentes de hidrógeno**

Es un caso especial de interacción dipolo-dipolo de mayor intensidad. Este tipo de enlace se forma entre el átomo de hidrógeno de una molécula y el flúor, el oxígeno o el nitrógeno de otra molécula.

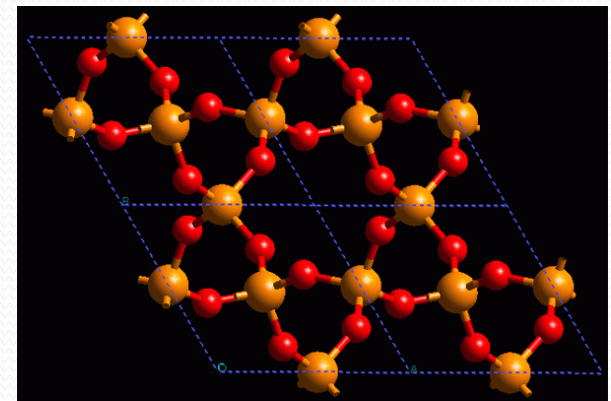
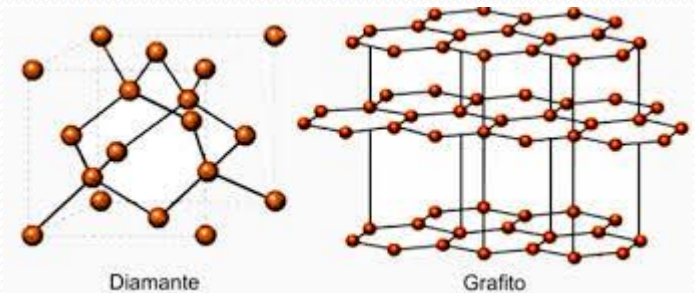


- Fuerzas intermoleculares ordenadas de menor a mayor intensidad:

Fuerzas de Van der Waals de inducción < Fuerzas de Van der Waals dipolo-dipolo < Enlaces por puentes de hidrógeno

Enlace covalente. Cristales covalentes atómicos

- Cuando los átomos se unen compartiendo electrones no siempre se forman moléculas, a veces pueden formarse cristales covalentes atómicos.
- Por ejemplo, cada átomo de carbono ($C: 1s^2 2s^2 p^2$) puede unirse a otros cuatro átomos para conseguir la configuración de gas noble, formándose una red cristalina donde todos los enlaces son covalentes y en cada punto reticular hay un átomo de carbono. Existen dos formas alotrópicas del carbono: el diamante y el grafito.
- También pueden producirse cristales covalentes atómicos donde se encuentren presentes átomos de diferente tipo, como por ejemplo en la sílice (SiO_2).



Enlace covalente: Propiedades de los compuestos covalentes

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS COVALENTES MOLECULARES

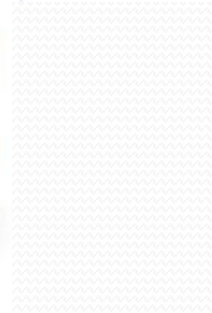
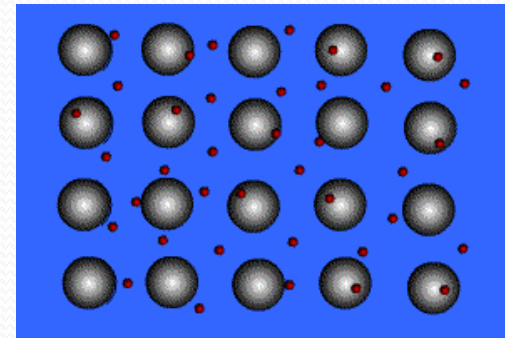
- Las atracciones entre moléculas son las débiles fuerzas intermoleculares (fuerzas de Van der Waals y enlaces por puentes de hidrógeno). Esto supone:
 - Bajos puntos de fusión y de ebullición, así la mayoría de esos compuestos, a temperatura y presión ordinarias, son gases (cloro, oxígeno...), aunque también los hay líquidos (agua, etanol...) e incluso algunos sólidos (yodo, azufre...).
 - No conducen la electricidad, por tener los electrones ligados al enlace.
 - Los compuestos polares son solubles en disolventes polares y los compuestos apolares en disolventes apolares. “Semejante disuelve a semejante”.

PROPIEDADES DE LOS CRISTALES COVALENTES ATÓMICOS

- Los fuertes enlaces covalentes que unen los átomos en la red justifican que estas sustancias presenten
 - Altos puntos de fusión y de ebullición
 - Que sean muy duras
 - Que resulten prácticamente insolubles en cualquier tipo de disolventes
 - No son conductores de la electricidad (a excepción del grafito)
 - No son buenos conductores del calor.

Enlace metálico

- Para explicar las propiedades de los metales se acude al modelo del “mar de electrones” como idea del enlace que se da entre los átomos metálicos. Se basa en la idea de que los átomos metálicos, al unirse, se desprenden de sus electrones de valencia (para adquirir la configuración de gas noble). Estos electrones quedan deslocalizados en la red quedando los átomos ionizados positivamente.

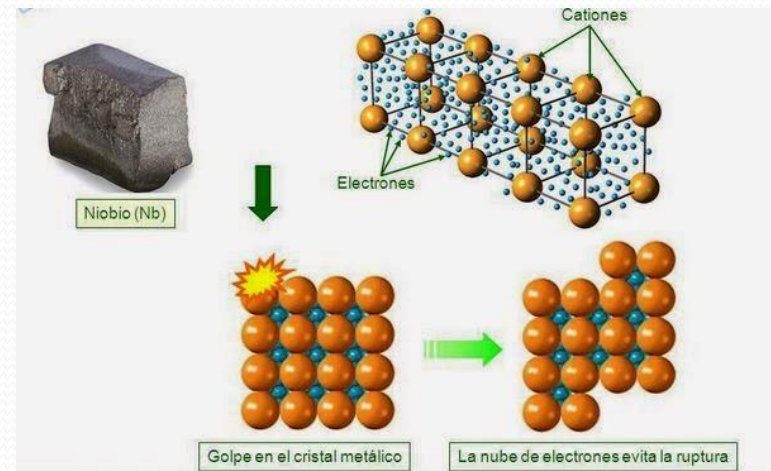


© OCEANO GRUPO EDITORIAL S. A., 1999

Enlace metálico: Propiedades

La intensidad media del enlace metálico es alta aunque en algunos casos se produce enlaces metálicos débiles. Debido a la intensidad del enlace metálico, a la estructura compacta de los cationes y la existencia de los electrones deslocalizados, los compuestos metálicos:

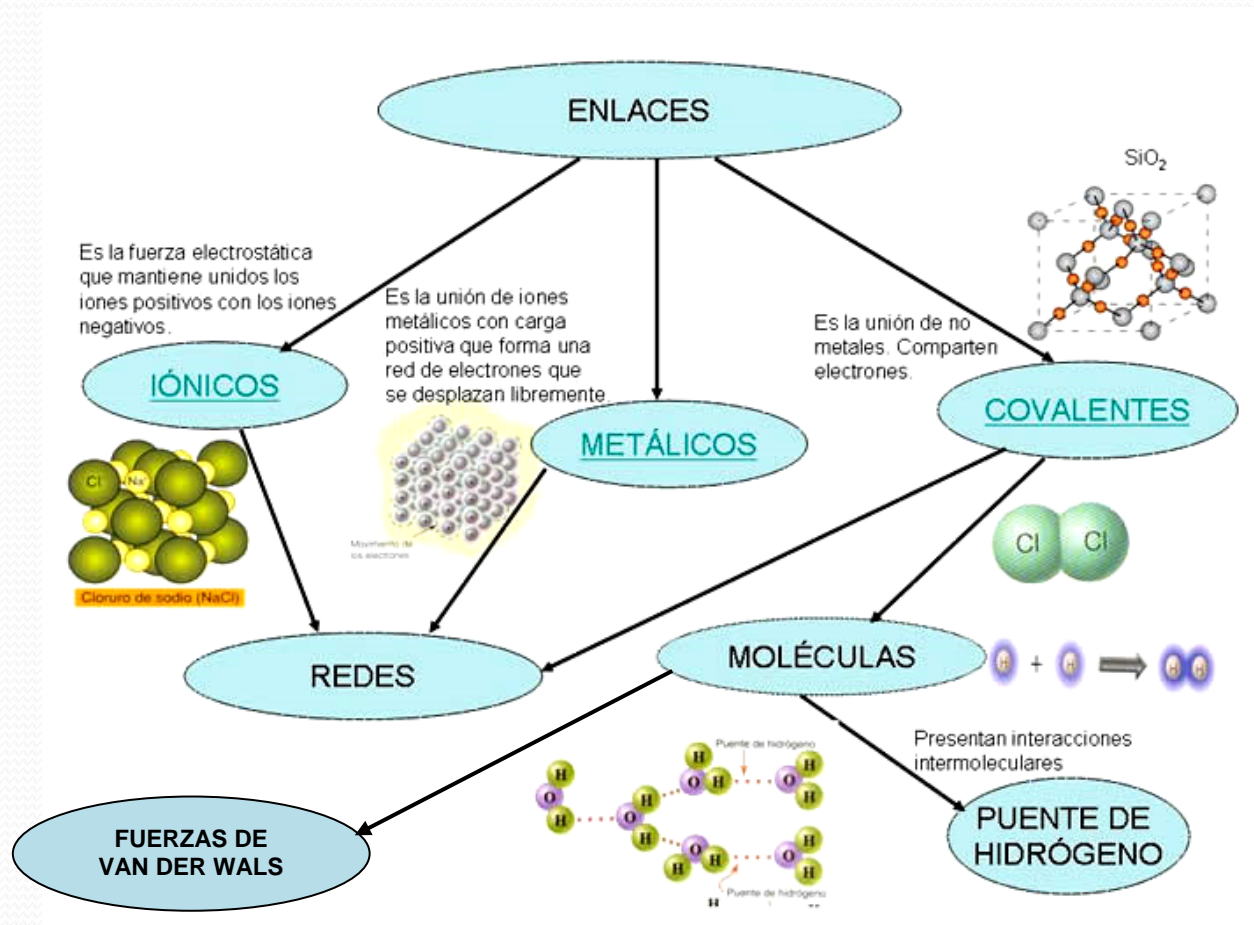
- Son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio.
- Presentan altas densidades así como altos puntos de fusión y ebullición (con cierta variabilidad).
- Poseen un brillo característico, denominado brillo metálico.
- Son dúctiles y maleables.
- Son buenos conductores del calor
- Son buenos conductores de la electricidad (mejor a baja temperatura).
- No se disuelven en los disolventes ordinarios.



Enlaces químicos, agrupaciones de átomos y propiedades

TIPOS DE AGRUPACIONES DE ÁTOMOS			EJEMPLOS	PROPIEDADES
ÁTOMOS AISLADOS Se presenta cuando los átomos tienen una configuración de gas noble y, al ser energéticamente estables, no necesitan unirse a ningún otro átomo.			He ; Ne; Ar; Kr; Xe; Rn	Al no producirse uniones entre los átomos, éstos permanecen aislados unos de otros y se encuentran en estado gaseoso. Presentan por tanto las propiedades características de los gases.
MOLÉCULAS Son agrupaciones con un número fijo de átomos, normalmente el número de átomos es pequeño. El enlace entre los átomos es siempre covalente.	MOLÉCULAS DE SUSTANCIAS SIMPLES Formadas por átomos de un mismo elemento.		O ₂ ; H ₂ ; P ₄ ; N ₂ ; S ₈ ; O ₃	Pueden ser gaseosos, líquidos o sólidos (éstos son frágiles y quebradizos, o blandos). No suelen ser solubles en agua, pero sí en disolventes apolares, como la gasolina. Puntos de fusión y ebullición muy bajos. Malos conductores del calor y la electricidad.
	MOLÉCULAS DE COMPUESTOS. Formadas por átomos de diferentes elementos.		H ₂ O ; H ₂ SO ₄ CO ₂ ; NH ₃	
CRISTALES Son agrupaciones con un número variable de partículas (átomos, iones o moléculas). La estructura es gigante, ordenada y en estado sólido. La celda unidad es la unidad estructural que se repite en un sólido cristalino.	CRISTAL COVALENTE Los puntos reticulares de la red cristalina se encuentran ocupados por átomos o por moléculas.	CRISTAL COVALENTE ATÓMICO El enlace entre los átomos es covalente.	ÁTOMOS IGUALES C (diamante)	Son sólidos a temperatura ambiente. Extremadamente duros. Elevados puntos de fusión y de ebullición. Malos conductores de la electricidad. Malos conductores del calor.
			ÁTOMOS DIFERENTES SiO ₂ (cuarzo)	Malos conductores del calor.
		CRISTAL COVALENTE MOLECULAR El enlace entre los átomos es covalente, y el enlace entre las moléculas es de tipo intermolecular.	H ₂ O (sólido) CO ₂ (sólido)	Los cristales covalentes moleculares existen a temperaturas bajas, muchas veces por debajo de la temperatura ambiente. Puntos de fusión y ebullición bajos. Malos conductores del calor y la electricidad.
		CRISTAL IÓNICO Los puntos reticulares del cristal están ocupados por aniones y cationes.	NaCl CaF ₂ Li ₂ O ZnS	Son sólidos a temperatura ambiente. Tienen elevados puntos de fusión y ebullición. Son duros (resistentes a ser rayados). Son frágiles (facilidad de romperse). Son malos conductores de la electricidad en estado sólido, pero son buenos conductores de la electricidad cuando están fundidos o disueltos. La mayoría, son solubles en agua.
	CRISTAL METÁLICO Los puntos reticulares del cristal están ocupados por cationes.	Na Mg Al	Son sólidos a temperatura ambiente. Son dúctiles (se pueden estirar para formar alambres) y maleables (se pueden moldear para formar planchas finas). Son buenos conductores de la electricidad y del calor.	

Apéndice 1



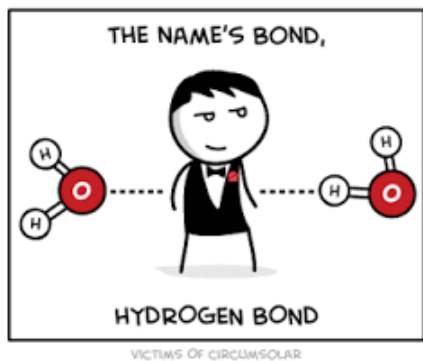
Apéndice 2

Escala de Dureza de Mohs

Dureza	Mineral	Se raya con / raya a	Composición química
1	Talco	Se puede rayar fácilmente con la uña	$Mg_3Si_4O_{10}(OH)_2$
2	Yeso	Se puede rayar con la uña con más dificultad	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$
3	Calcita	Se puede rayar con una moneda de cobre	$CaCO_3$
4	Fluorita	Se puede rayar con un cuchillo de acero	CaF_2
5	Apatito	Se puede rayar difícilmente con un cuchillo	$Ca_5(PO_4)_3(OH, Cl, F)$
6	Ortosa	Se puede rayar con una lija para el acero	$KAlSi_3O_8$
7	Cuarzo	Raya el vidrio	SiO_2
8	Topacio	Rayado por herramientas de carburo de wolframio	$Al_2SiO_4(OH, F)_2$
9	Corindón	Rayado por herramientas de carburo de Silicio	Al_2O_3
10	Diamante	El más duro, no se altera con nada excepto otro diamante.	C



Apéndice 3



TYPES OF CHEMICAL BONDS

#1: IONIC

TYPES OF CHEMICAL BONDS

#2: COVALENT

TYPES OF CHEMICAL BONDS

#3: METALLIC

ENLACES QUÍMICOS

Así mucho más fácil de entenderlos

FACEBOOK.COM/WIRDOU WIRDOU.COM

más en cuantitaz.com