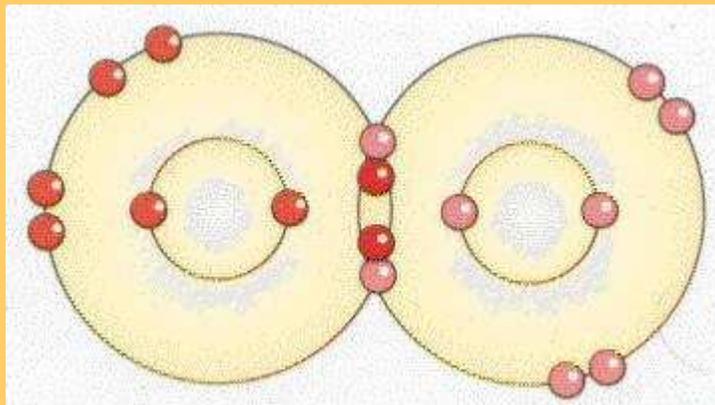


BACHILLERATO

FÍSICA Y QUÍMICA

VI. EL ENLACE QUÍMICO



R. Artacho

Dpto. de Física y
Química



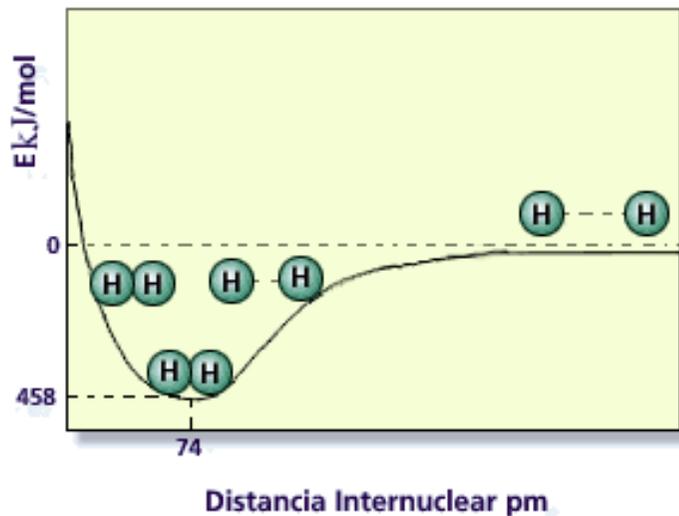
Índice

1. Naturaleza del enlace químico
2. Enlace iónico
3. Enlace covalente
4. Fuerzas intermoleculares
5. Enlace metálico



- Un **átomo es estable** cuando **su última capa está completa** (**regla del octeto**).
- Los átomos se enlazan formando compuestos con el fin de adquirir conjuntamente configuraciones electrónicas estables.

1.1. Naturaleza de los enlaces

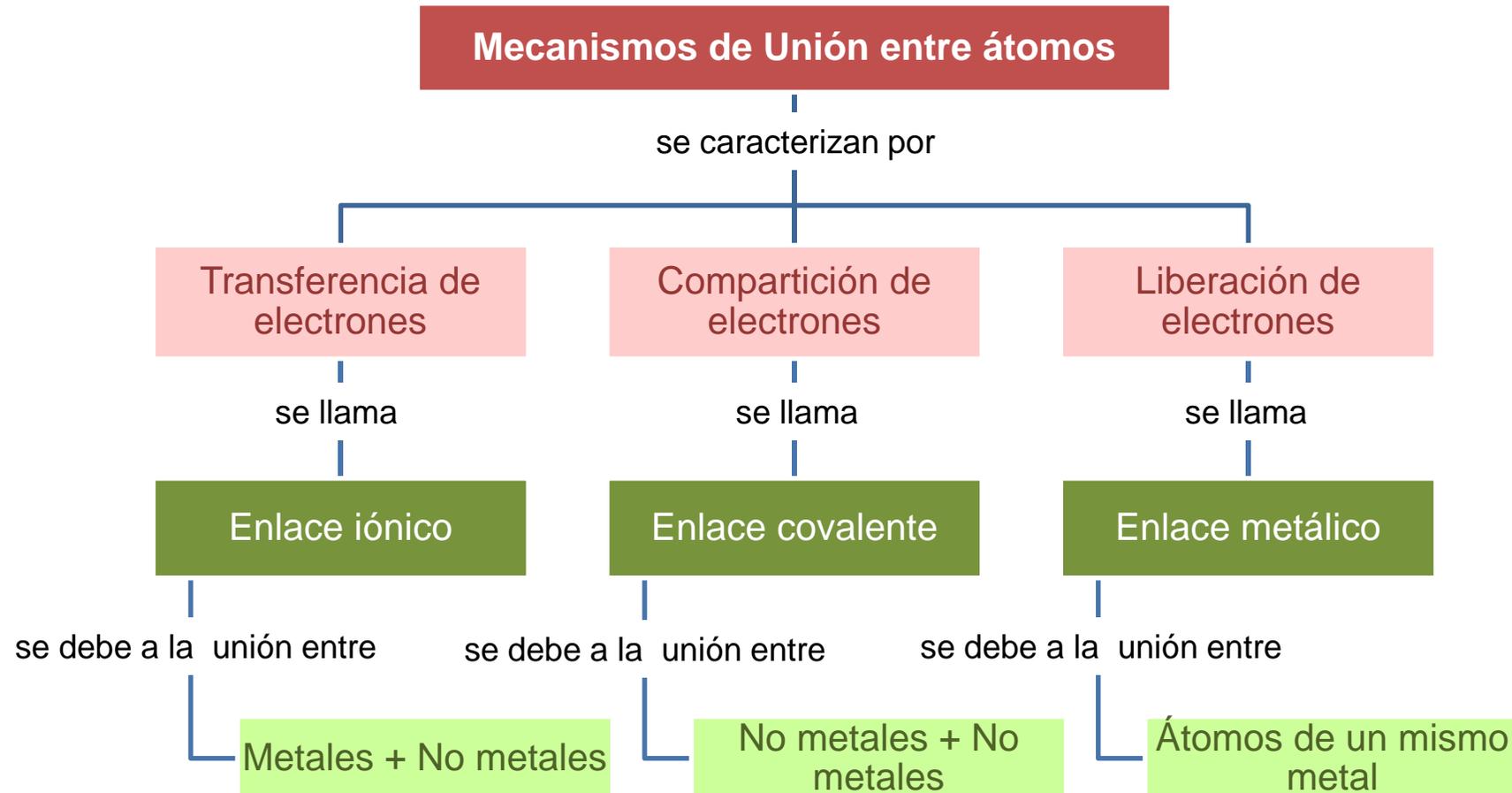


- Cuando la repulsión entre los núcleos **se iguala** a la fuerza de atracción entre los núcleos y las nubes electrónicas, se forma un **enlace**.
- Ambas fuerzas determinan la distancia de equilibrio (**longitud o distancia de enlace**).

La naturaleza del enlace es siempre **electrostática**.

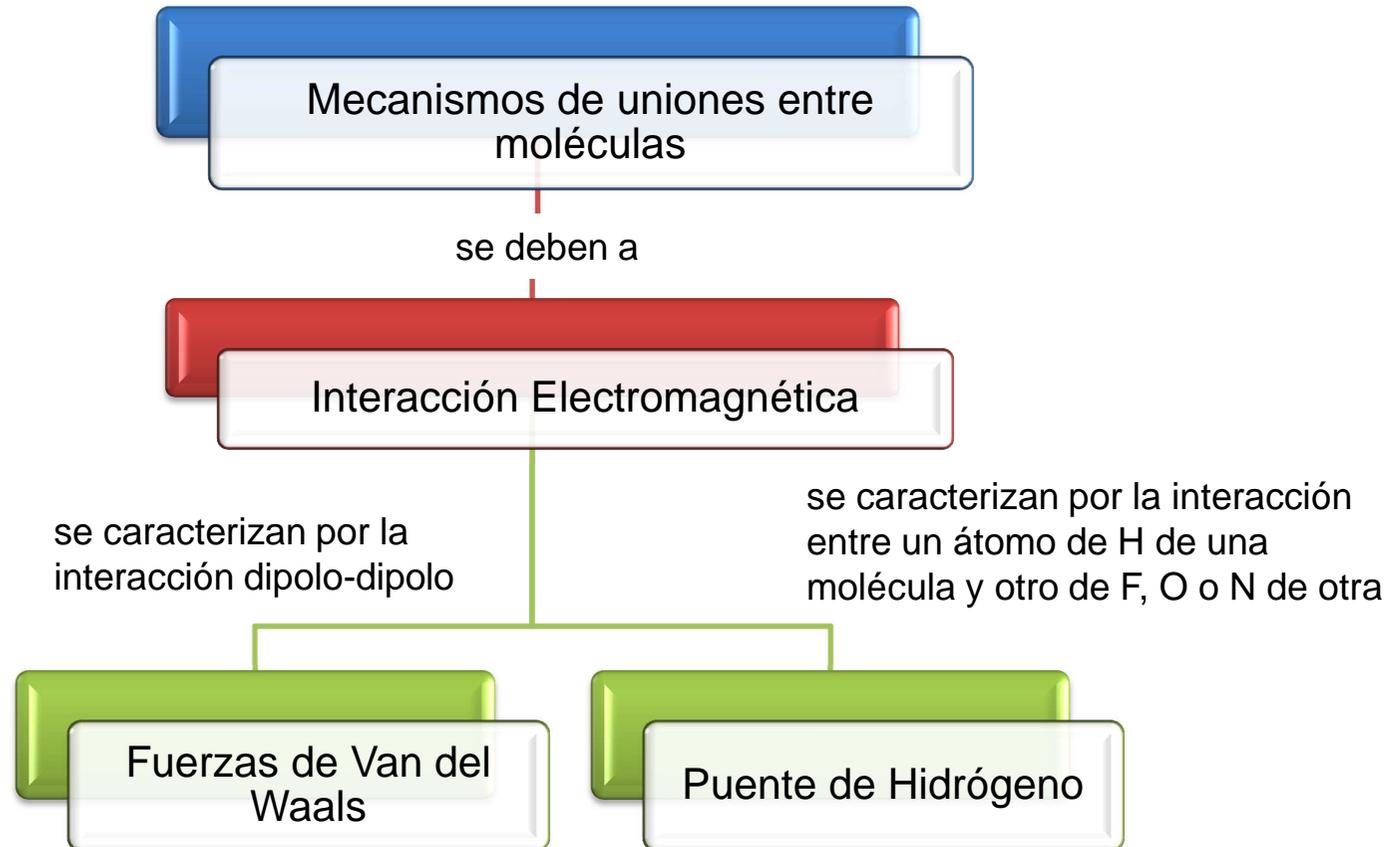


1.2. Tipos de enlace





1.2. Tipos de enlace

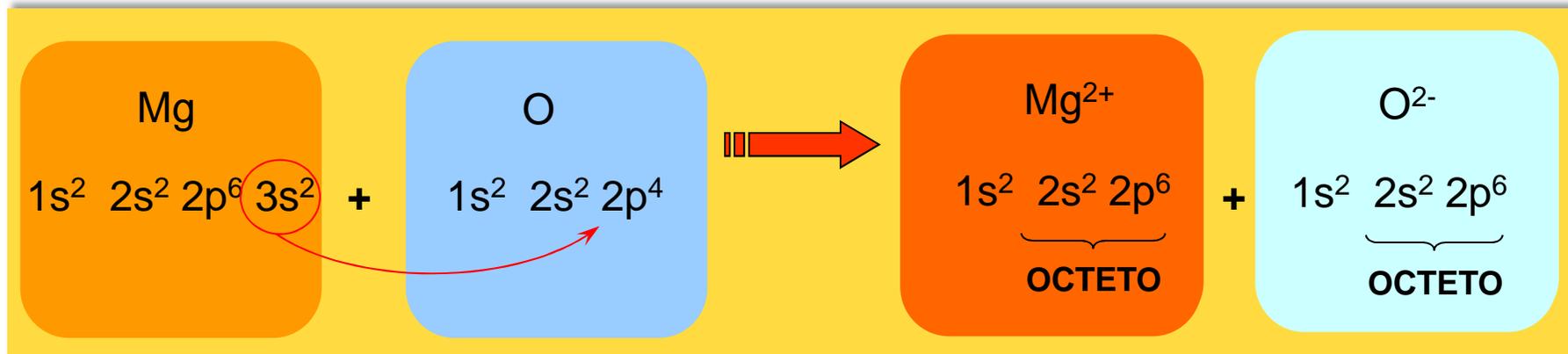




2 Enlace iónico

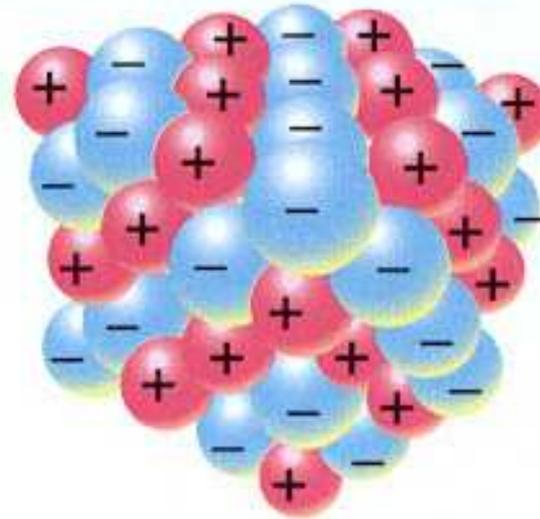
Una de las formas de alcanzar la configuración de gas noble es perdiendo o ganando electrones.

- El magnesio cede dos electrones al oxígeno. Ambos consiguen completar el octeto en su capa de valencia.



- Los iones formados quedan unidos ya que se atraen fuertemente por tener carga eléctrica de distinto signo.

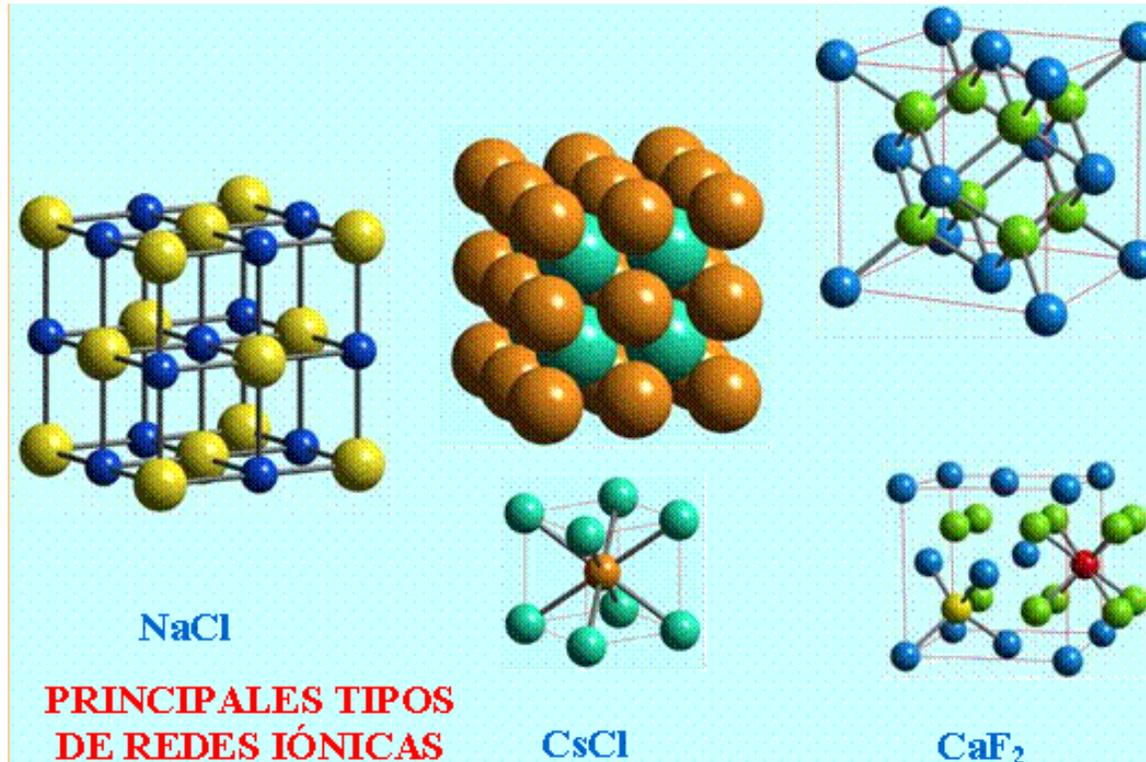
Este enlace se denomina **iónico**, ya que los átomos participantes se encuentran en forma de iones. Se produce entre átomos de elementos que poseen electronegatividades muy diferentes.



Un **ión** ejerce **fuerzas en todas direcciones**, de modo que cada ión positivo atrae a todos los iones negativos vecinos, rodeándose del mayor número de ellos posible, y viceversa.



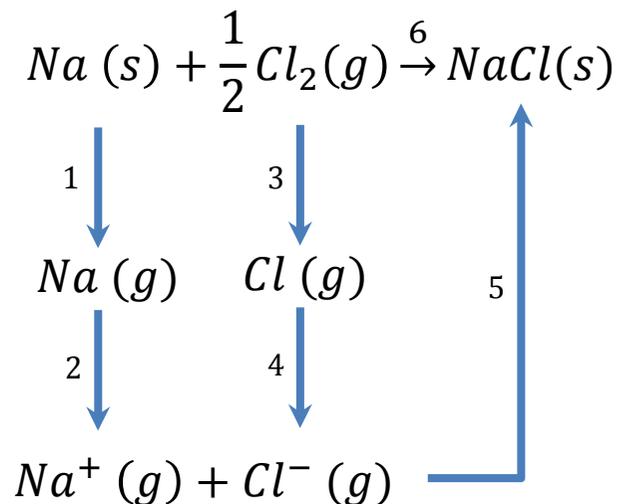
2 Enlace iónico



- ☞ Los compuestos iónicos no forman moléculas, sino agregados iónicos que dan lugar a **redes cristalinas geométricas**.
- ☞ La fórmula química corresponde a una **fórmula empírica**, que refleja la proporción de los iones.



2.1. Ciclo de Born-Haber



1. Sublimación del Na (s) (+108,8 kJ/mol)
2. Ionización del Na (g) (+494,3 kJ/mol)
3. Disociación del Cl₂ (g) (+120,5 kJ/mol)
4. Ionización del Cl (g) (--365,0 kJ/mol)
5. Atracción de iones (--770,1 kJ/mol, **energía reticular**)

Balance de energía de formación del NaCl (6):

$$(+108,8+494,3+120,5--365,0--770,1)\text{kJ/mol} = \text{--411,5 kJ/mol}$$

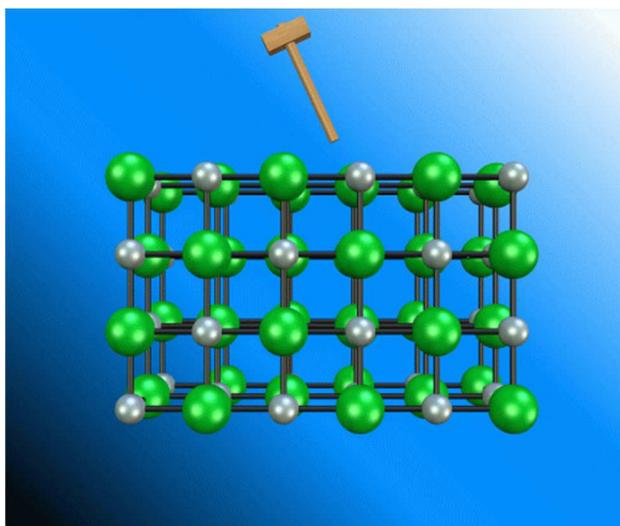


2 Enlace iónico

2.2. Propiedades de los compuestos iónicos

Compuesto iónico	Punto de Fusión °C
NaF	990
NaCl	800
NaBr	750
NaI	660
MgO	2664
CaO	2570
SrO	2430
BaO	1925

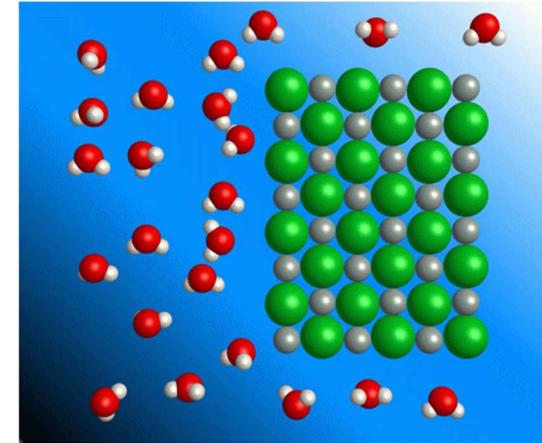
- ➔ A temperatura ambiente, son **sólidos cristalinos**.
- ➔ Tienen **altos puntos de fusión y ebullición**.
- ➔ Son **duros** (oposición a ser rayados) y **frágiles** (un golpe seco altera la red).



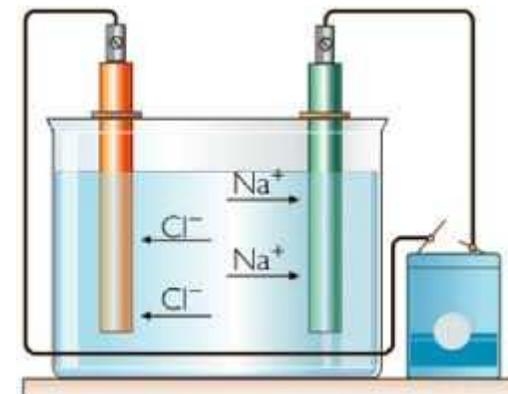


2.2. Propiedades de los compuestos iónicos

➔ Muchos son **solubles en disolventes polares** (como el agua), pero ninguno en disolventes orgánicos apolares (gasolinas, benceno,...).



➔ En **estado sólido no conducen la electricidad**, sin embargo **fundidos** o en **disolución** se convierten en **conductores de la electricidad**.



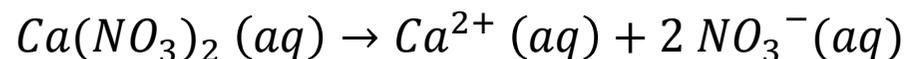
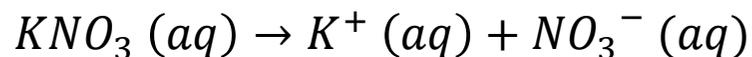
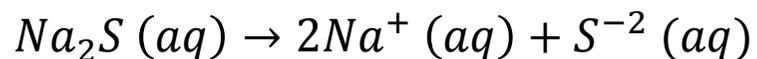


2.2. Propiedades de los compuestos iónicos

Reglas para disociar compuestos iónicos:

- ☞ La carga de cada uno de los iones resultantes deberá coincidir con su valencia y será positiva en el ion metálico y negativa en el no metálico.
- ☞ La suma de las cargas de todos los iones ha de ser cero.

Ejemplos:





EJERCICIO 1

Explica los enlaces del: a) Óxido de litio (Li_2O); b) Óxido de magnesio (MgO).

EJERCICIO 2

Disocia estas sales: sulfuro de potasio, bromuro de aluminio y nitrato de plomo (II).

EJERCICIO 3

Explica el enlace del nitruro de magnesio y del fluoruro de calcio.

EJERCICIO 4

Explica si se dará enlace iónico entre átomos del elemento ${}_{20}\text{X}$ y entre átomos del elemento ${}_{37}\text{Y}$.

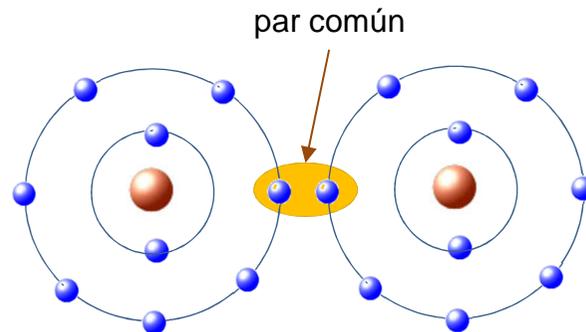


3.1. Naturaleza del enlace covalente

- ➔ En 1916, **Lewis** y **Langmuir** sugirieron que los átomos podían conseguir su octeto compartiendo pares de electrones.

Ejemplo: *La molécula de flúor, F₂.*

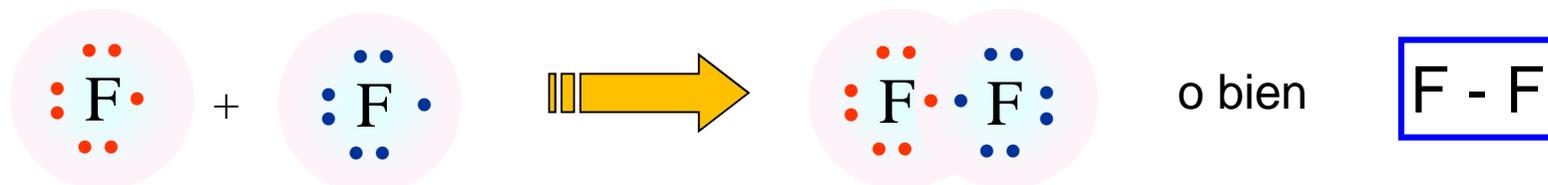
- Su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^5$



Cuando dos átomos comparten un par de electrones para completar su capa de valencia según la regla del octeto, forman un **enlace covalente**.

Diagramas de Lewis

Lewis propuso representar los electrones de la última capa en parejas o aislados mediante puntos o cruces en los cuatro lados alrededor del símbolo del elemento:





3.1. Naturaleza del enlace covalente

Ejemplos:

La valencia covalente del hidrógeno en la **molécula de hidrógeno, H₂**, es 1 porque solo le falta un electrón para completar su capa de valencia. Este electrón lo consigue al compartirlo con otro hidrógeno.



La valencia covalente del cloro en la **molécula de cloro, Cl₂**, es 1 porque solo le falta un electrón para tener ocho en su capa de valencia. Si dos átomos de cloro comparten un par de electrones, ambos tendrán ocho electrones en la última capa.

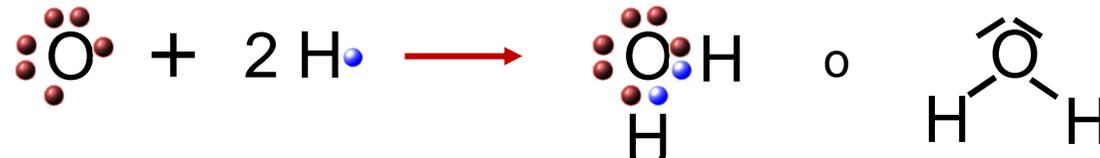




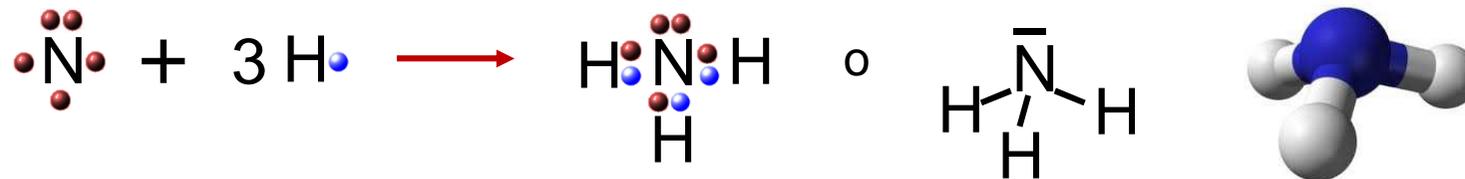
3.1. Naturaleza del enlace covalente

Ejemplos:

La valencia covalente del oxígeno en la **molécula de agua, H₂O**, es 2 puesto que el átomo de oxígeno necesita dos electrones para completar el octeto. Estos dos electrones puede conseguirlos compartiendo un par de electrones con cada uno de los átomos de hidrógeno.



La valencia covalente del nitrógeno en la **molécula de amoníaco, NH₃**, es 3 puesto que el átomo de nitrógeno necesita tres electrones para completar el octeto. Estos tres electrones puede conseguirlos compartiendo un par de electrones con cada uno de los átomos de hidrógeno.

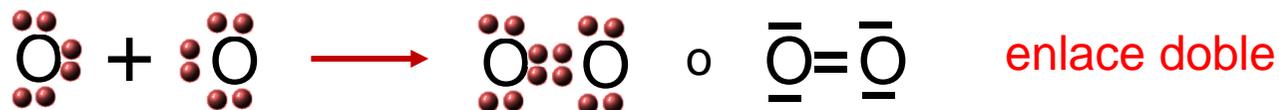




3.1. Naturaleza del enlace covalente

Enlaces múltiples

- ☞ Cuando dos átomos comparten un par de electrones se forma un enlace **simple**.
- ☞ Pero a veces, para cumplir la regla del octeto, es necesario compartir más de un par de electrones, formándose enlaces **covalentes múltiples**. Si se comparten dos pares de electrones se forma un enlace **doble** y si se comparten tres, **triple**.





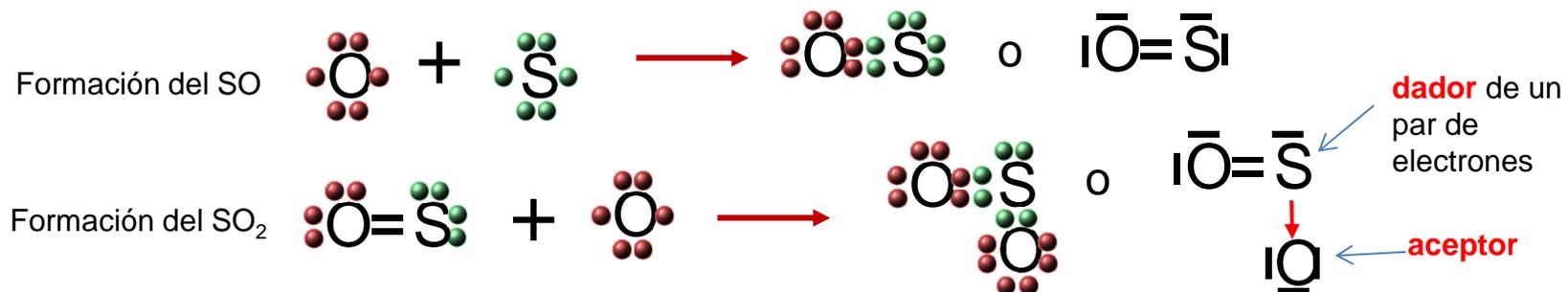
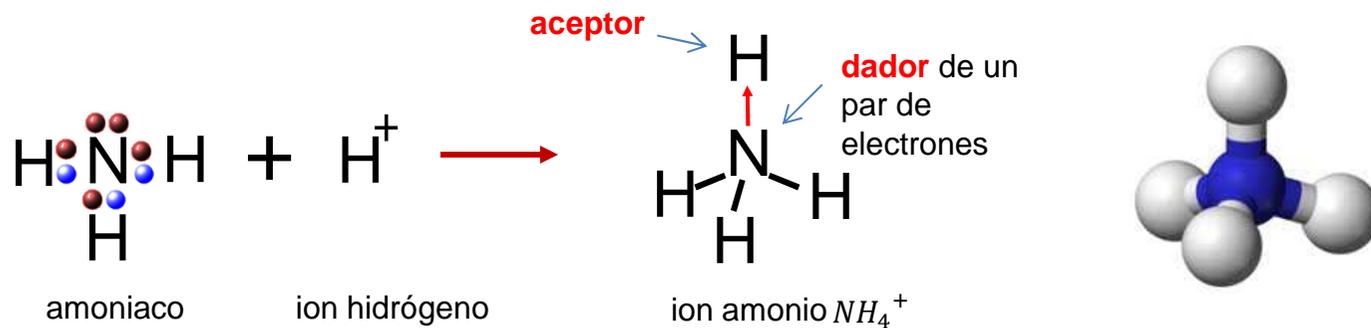
EJERCICIO 5

Explica el enlace en las moléculas de metano (CH_4), etano (C_2H_6), amoníaco (NH_3), eteno (C_2H_4) y etino (C_2H_2).



3.2. Enlace covalente coordinado o dativo

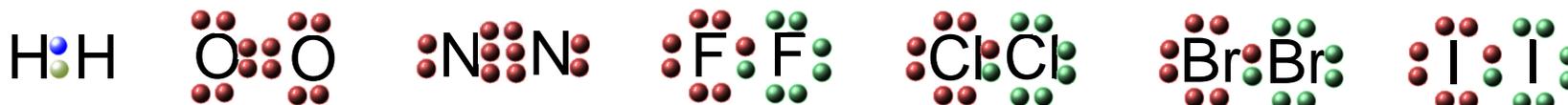
Los dos electrones compartidos pueden provenir de un solo átomo. En este caso se habla de **enlace covalente dativo** o **coordinado** y, en lugar del guion, se emplea una flecha dirigida hacia el átomo que no aportó ningún electrón para representarlo.



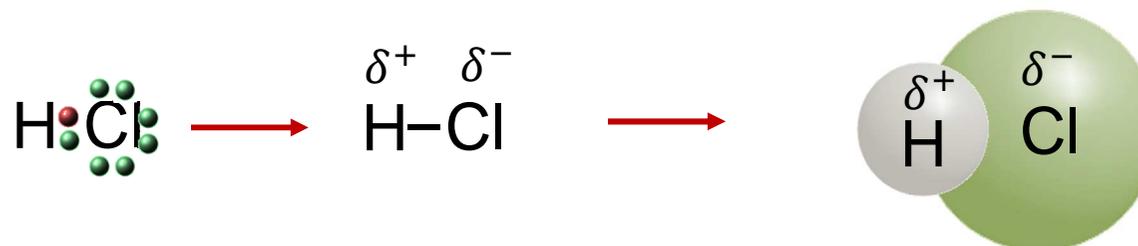


3.3. Polaridad del enlace covalente

☞ 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. Se dice que el enlace es **covalente apolar**.



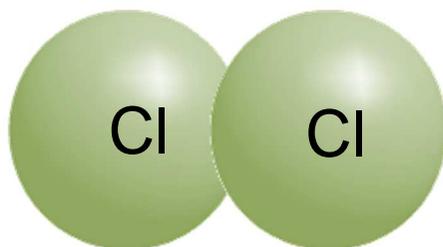
☞ Cuando los dos átomos enlazados de modo covalente tienen electronegatividades diferentes, el más electronegativo consigue desplazar la nube electrónica hacia sí. Se origina así un **dipolo eléctrico**. Diremos que se trata de un enlace **covalente polar**.



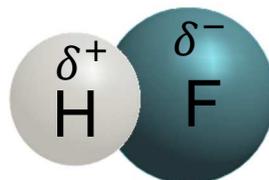


3.3. Polaridad del enlace covalente

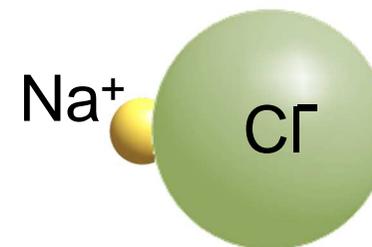
El enlace iónico puro sería el caso límite de la polaridad. Por tanto, puede considerarse a los enlaces covalentes polares como enlaces covalentes con cierto carácter de enlace iónico.



covalente apolar



covalente polar



iónico

Porcentaje de carácter iónico

Diferencia de Electronegatividad	0,1	0,4	0,7	1,0	1,3	1,6	1,9	2,2	2,5	2,8	3,1
% de carácter iónico	0,5	4	12	22	34	47	59	70	79	86	91



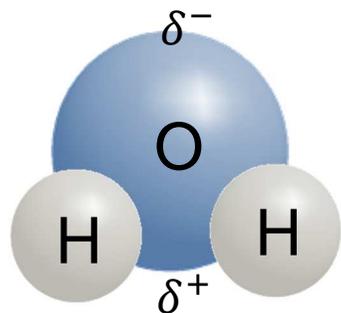
EJERCICIO 6

De los siguientes enlaces covalentes, indica el de mayor y el de menos polaridad: O – H, O – N y O – Cl. Razona tu respuesta.

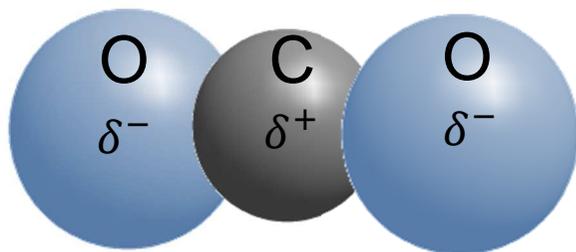


3.4. Polaridad de las moléculas y geometría molecular

- ☞ Los enlaces H -- O del agua (H_2O) y C = O del dióxido de carbono (CO_2) son polares.
- ☞ Las moléculas de agua disuelven compuestos iónicos y las del dióxido de carbono no.
- ☞ El dióxido es muy poco soluble en agua.



La molécula de agua es polar por que sus dipolos no se compensan por simetría

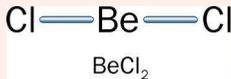
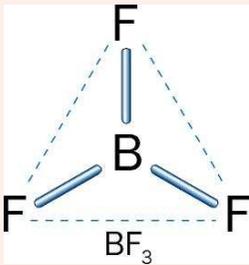
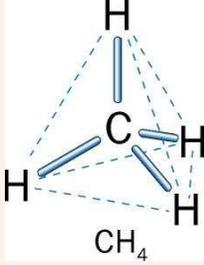
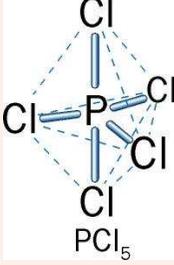
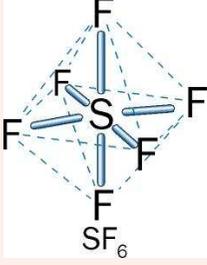


La molécula de CO_2 es apolar aunque sus enlaces sean polares, ya que los dos dipolos quedan compensados



3.4. Polaridad de las moléculas y geometría molecular

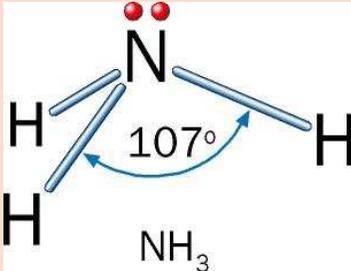
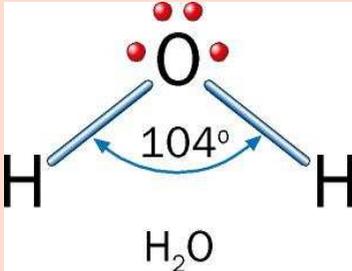
MOLÉCULAS CON TODOS LOS PARES DE ELECTRONES ENLAZANTES

nº de pares de electrones	2	3	4	5	6
Geometría	Lineal	Triangular plana	Tetraédrica	Bipiramidal triangular	Octaédrica
Ángulo de enlace	180°	120°	109,5°	120° y 90°	90°
Ejemplo	 BeCl ₂	 BF ₃	 CH ₄	 PCl ₅	 SF ₆



3.4. Polaridad de las moléculas y geometría molecular

MOLÉCULAS CON PARES DE ELECTRONES ENLAZANTES Y SOLITARIOS

nº de pares de electrones enlazantes	3	2
nº de pares de electrones solitarios	1	2
Geometría de los orbitales	Tetraédrica	Tetraédrica
Geometría de la molécula	Piramidal triangular	Angular
Ejemplo		



EJERCICIO 7

Analiza si son polares o no polares las siguientes moléculas: cloruro de berilio, metano y amoníaco.



3.5. Propiedades de los compuestos covalentes

Propiedades de los compuestos covalentes moleculares

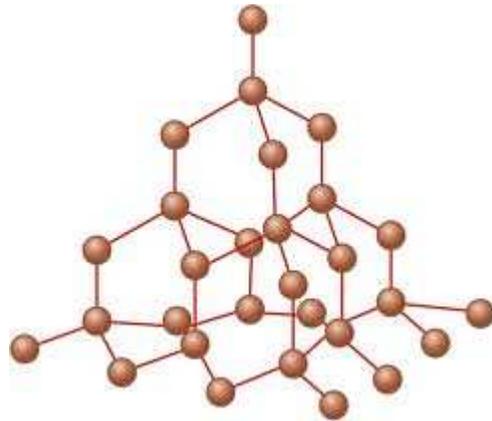
- ☞ La mayoría son, a temperatura y presión ordinarias, gases. Las hay también líquidas (agua, alcohol etílico) e incluso sólidas (yodo y azufre), pero con bajos puntos de fusión y ebullición.
- ☞ No conducen la electricidad.
- ☞ Las sustancias polares disuelven a las polares (el NH_3 se disuelve en H_2O). Las sustancias apolares disuelven a las apolares (el I_2 se disuelve en CCl_4).

Propiedades de los sólidos covalentes cristalinos

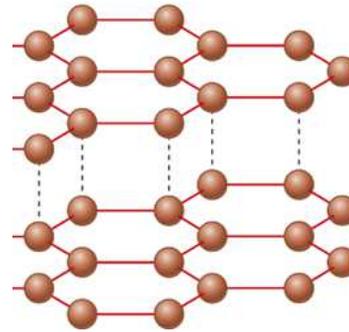
- ☞ Presentan altos puntos de fusión y ebullición.
- ☞ Son sustancias muy duras.
- ☞ Son prácticamente insolubles en cualquier tipo de disolvente.
- ☞ No son buenos conductores de la electricidad (excepto el grafito) y tampoco son buenos conductores del calor.



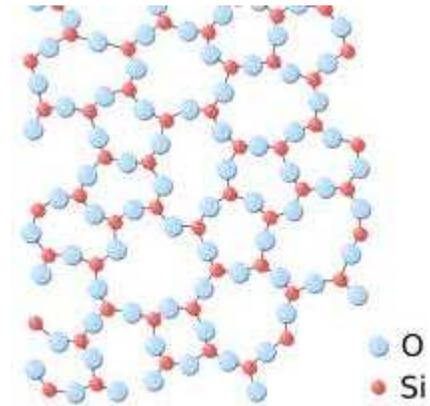
3.5. Propiedades de los compuestos covalentes



diamante



grafito



sílice

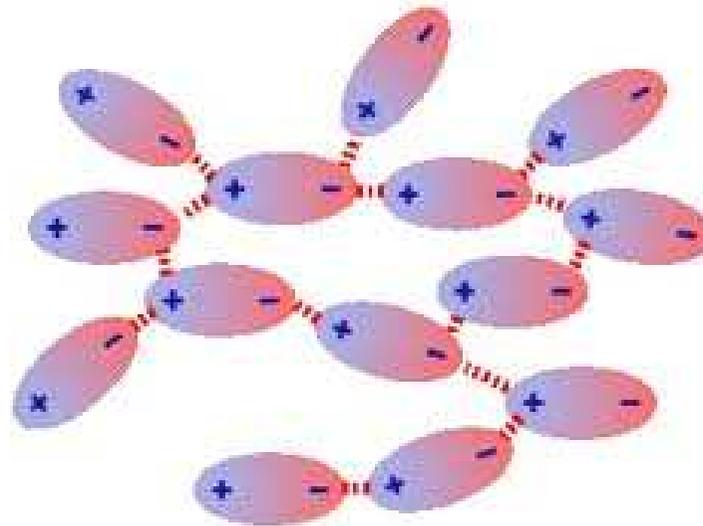




4.1. Fuerzas intermoleculares de Van der Waals

Dipolo-dipolo

- ➔ Se dan en el caso de moléculas polares, los dipolos permanentes originan atracciones entre cargas de signo opuesto.
- ➔ Son más débiles que las existentes entre iones de signo opuesto.

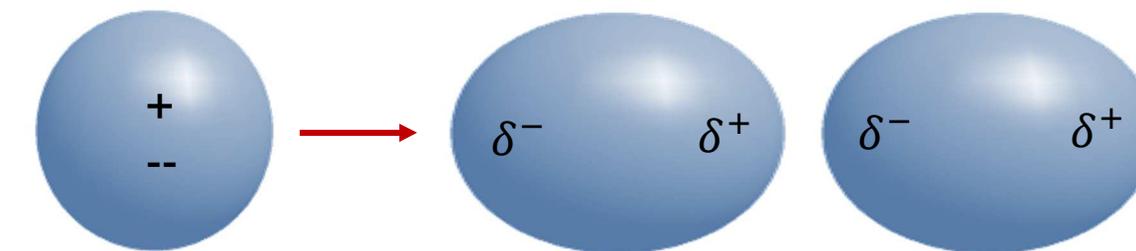




4.1. Fuerzas intermoleculares de Van der Waals

De inducción

- ☞ Se dan en todo tipo de moléculas, polares o apolares, y se deben a la formación de dipolos instantáneos que son inducidos por la asimetría eléctrica en un momento dado.
- ☞ La debilidad de estas fuerzas explica que sustancias formadas por moléculas apolares, como el oxígeno, puedan pasar al estado líquido, incluso al sólido, si se enfrían lo suficiente.



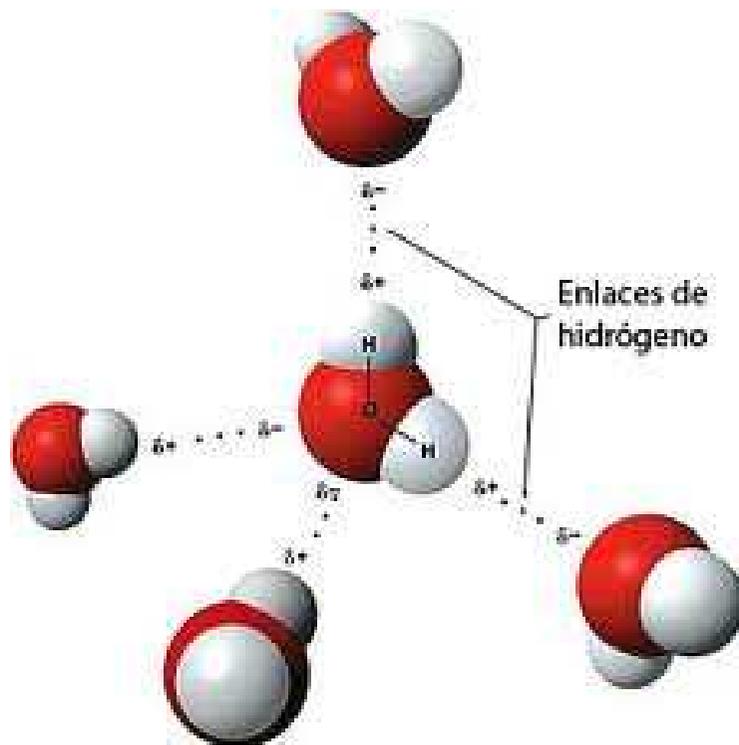
molécula apolar

molécula apolar, que en un cierto instante, presenta una distribución de carga asimétrica e induce un dipolo en la molécula vecina



4.2. Enlace de hidrógeno

- Es un caso de interacción dipolo-dipolo de mayor intensidad.
- Se forma entre moléculas covalentes polares que tienen hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo (F, O, N).



Hidruros	Punto de ebullición (°C)
H ₂ O	100
H ₂ S	-60,1
H ₂ Se	-42
H ₂ Te	-1,8

Las moléculas de H₂O están unidas por puentes de hidrógeno, las demás por fuerzas de Van del Waals



EJERCICIO 8

Ordena las siguientes sustancias en función de las fuerzas intermoleculares que actúan entre sus moléculas constituyentes: agua, hidrógeno y cloruro de hidrógeno.

EJERCICIO 9

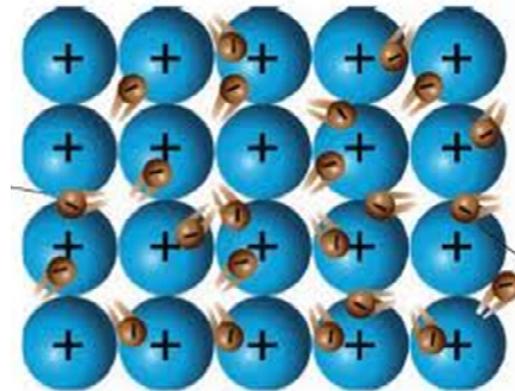
Si los puntos de ebullición aumentan con la masa molar de la sustancia, razona por qué el agua tiene un punto de ebullición muy superior a del sulfuro de hidrógeno.



¡Por qué los metales son muy buenos conductores de la electricidad?

5.1. El modelo del “mar electrónico”

- En 1900, **Drude** propuso un modelo basado en la idea de que los átomos metálicos, al unirse, se desprenden de sus electrones que quedan **deslocalizados** en la red y sin conexión con los átomos que quedan cargados positivamente.



- Transportan carga eléctrica cuando el metal es sometido a una diferencia de potencial.
- Actúan como aglutinantes de la red, impidiendo la repulsión entre cationes.



5.2. Propiedades de los metales

- ☞ Son **sólidos** a temperatura ambiente (excepto el Hg).
- ☞ Tienen **altas densidades** y **altos punto de fusión y ebullición** debido a las grandes fuerzas que intervienen.
- ☞ Poseen un **brillo característico** (brillo metálico).
- ☞ Son **dúctiles y maleables** (se pueden estirar en hilos finos y en chapas)



- ☞ Son excelentes **conductores del calor y de la electricidad**.
- ☞ **No se disuelven en los disolventes ordinarios**.



EJERCICIO 10

Indica el tipo de enlace que:

- Produce sustancias no conductoras en estado sólido.
- Produce sustancias conductoras en disolución.
- Explica el relativamente elevado punto de fusión y de ebullición del agua.
- Hace que el punto de ebullición del fluoruro de hidrógeno sea mucho mayor que el del cloruro de hidrógeno.
- Une las moléculas del cloruro de hidrógeno.