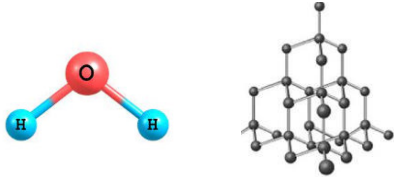


ENLACE QUÍMICO E INTERACCIONES SECUNDARIAS

Enlaces primarios (muy fuertes, muy estables, muy abajo en la escala de energía)

COVALENTE A---B

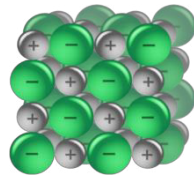
H, No Metal + No Metal
(χ_A, χ_B altas pero similares)



- Estructuras de Lewis
- Geometría. TRPECV (VSPER)
- TEV (promoción, hibridación)
- Polaridad
 - Momento dipolar de enlace
 - Momento dipolar total
- Propiedades de las sustancias covalentes (moléculas y redes)

IÓNICO A---B

Metal + No Metal
(χ_A, χ_B muy diferentes)

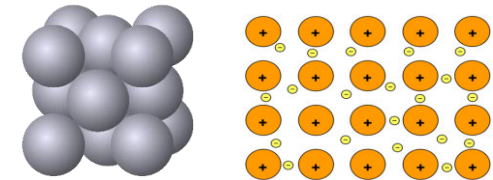


Na + Cl - Na + Cl -
Cl - Na + Cl - Na +
Na + Cl - Na + Cl -

- Red de iones (cristales)
- Ec. de Born
- Ciclo de Born-Haber
- Solubilidad (disolv. polares)
- Puntos de fusión, ebullición
- Propiedades de las sustancias iónicas.

METÁLICO A---B

Metal + Metal
(χ_A, χ_B muy bajas pero similares)



- Red de átomos metálicos.
- Modelo del gas electrónico
- Modelo de bandas
- Propiedades de las sustancias metálicas (y aleaciones).

Interacciones secundarias (débiles)

- Interacciones de vdW (puntos de fusión/ebullición, solubilidad en disolventes polares/apolares)
- Ion-molécula (NaCl en agua; solubilidad)

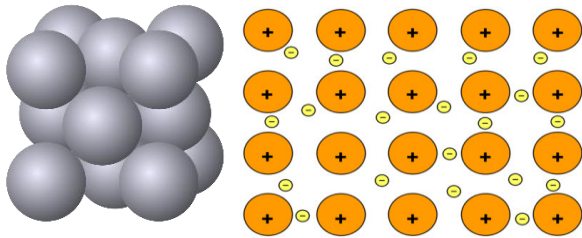
LOS ÁTOMOS SE UNEN UNOS A OTROS para formar SUSTANCIAS SIMPLES (H₂, N₂, ...), COMPUESTOS (H₂O, CO₂...) y redes POR MEDIO de uniones denominadas ENLACES QUÍMICOS que pueden ser de TRES TIPOS:

ENLACE METÁLICO

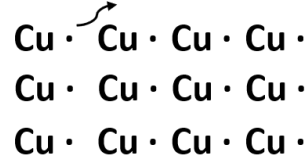
(Red de átomos metálicos)



El enlace metálico consiste en la unión de átomos metálicos para dar una red de átomos metálicos: hierro (Fe), cobre (Cu), plata (Ag)...



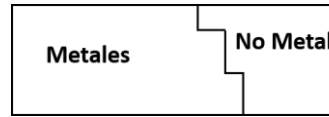
Ejemplo: ¿cómo se unen los átomos de cobre? Cada átomo de cobre aporta un electrón para que este se mueva por toda la red de átomos. Cada átomo de cobre se considera como un núcleo de carga positiva, Cu¹⁺. Todos los electrones forman la denominada nube de electrones (negativa) cuya función es mantener unidos a los núcleos de cobre considerados positivos. (ver Lewis)



Estas uniones entre los átomos metálicos dan lugar a las **SUSTANCIAS METÁLICAS O METALES**, Fe_(s), Cu_(s), Au_(s)... y aleaciones (FeCr, NiCd, AlTi...)

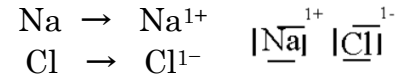
ENLACE IÓNICO

(Red de IONES positivos y negativos)

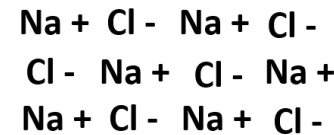
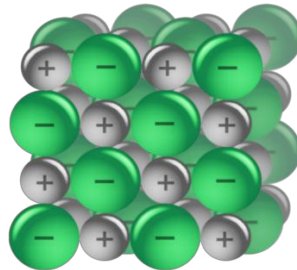


Los elementos de la parte izquierda son considerados metálicos porque tienden a perder electrones y los elementos de la derecha son considerados no metálicos porque tienden a ganar electrones. (ver Lewis)

Ejemplo:



El enlace iónico consiste en la unión de cationes y aniones para formar una red de iones.



Ejemplo: ¿Cómo se unen los átomos de sodio y cloro para formar un compuesto, NaCl?

Los átomos de sodio ceden un electrón a los átomos de cloro quedando cargado positivamente los de sodio y negativamente los de cloro. Estos iones se unen por fuerzas de Coulomb ya las cargas + y - se atraen.

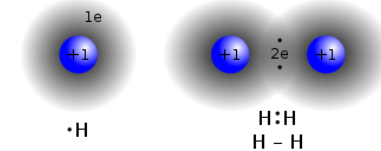
Estas uniones entre iones de la red dan lugar a las sustancias o **COMPUESTOS IÓNICOS** también denominados **CRISTALES IÓNICOS**.

ENLACE COVALENTE

(Moléculas y redes covalentes)

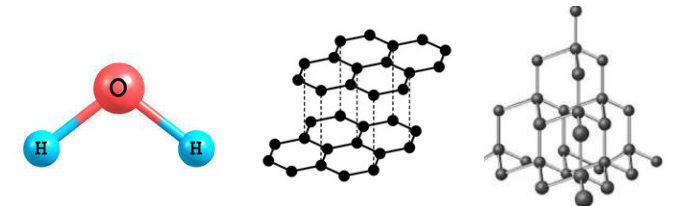


El enlace covalente consiste en la compartición de dos electrones entre dos átomos no metálicos. Cada átomo comparte un electrón. Estos dos electrones del enlace unen a los dos átomos.



Los átomos se van uniendo por enlaces covalentes (uniones de dos e-) para formar dos tipos de entidades químicas:

- MOLÉCULAS** (un número determinado de átomos unidos: elementos H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂; compuestos H₂O, CO₂, ADN, proteínas...)
- REDES COVALENTES** (un número de átomos "infinito" para dar una red (en 3D) de átomos no metálicos: grafito, diamante, SiO₂...)



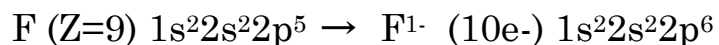
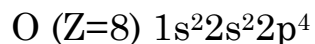
Estas uniones por compartición de e- dan lugar a **SUSTANCIAS MOLECULARES simples (elementos) o compuestos** y a **REDES o cristales COVALENTES "infinitos"**.

¿POR QUÉ LOS ÁTOMOS QUIEREN PEDER, GANAR O COMPARTIR ELECTRONES para unirse los unos con los otros?

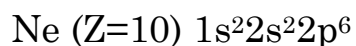
Para conocer el origen de este motivo vamos analizar la configuración electrónica de los siguientes elementos:

G1 G2	G16 G17 G18
Li Be	O F Ne
Na Mg	S Cl Ar

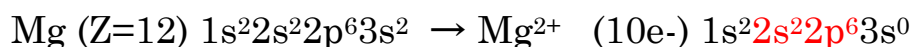
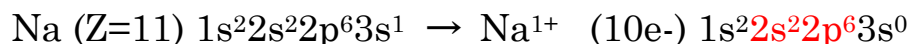
Elementos no metálicos (elementos de la parte derecha de la tabla) que tienden a ganar electrones.



Gases nobles, elementos del grupo 18 (configuración muy estable, significa que no quieren ganar ni perder electrones).



Elementos metálicos (parte izquierda de la tabla) quieren perder electrones.



Para la interacción de sodio (Na) y flúor (F), el sodio pierde un electrón (Na^{1+}) y lo gana el flúor (F^{1-}).

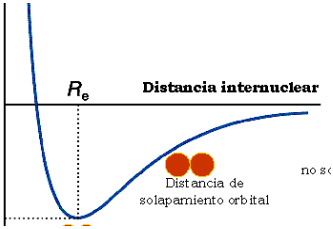
Estos iones se atraen por la interacción entre las cargas, dando lugar a un compuesto iónico, fluoruro de sodio (NaF).

Si nos fijamos en la configuración electrónica del ion sodio y del ion flúor vemos que en la última capa tienen 8 electrones, es decir, una configuración de tipo gas noble. Esto conduce a la denominada...

Regla del octeto: este formalismo establece que los átomos cuando se unen unos a otros, ganan, pierden o comparten electrones para tener en la última capa 8 electrones (un octeto, que confiere mayor estabilidad).

Los elementos de la parte derecha (**NO METÁLICOS**) quieren ganar electrones para tener los mismos que el gas noble de su mismo período, y los elementos de la izquierda (**METALES**) quieren perderlos para tener los mismos que el gas noble del período anterior.

ESQUEMA GENERAL: ENLACES PRIMARIOS E INTERACCIONES SECUNDARIAS. PROPIEDADES.



Enlace PRIMARIO. Enlace muy fuerte, muy estable, en una escala de energía ocupa niveles muy bajos (energías negativas). Para romperlo, hará falta aportar mucha energía, denominada energía de disociación o energía de enlace A-B (en positiva, puesto que hay que aportarla).

Aparece en moléculas y redes o cristales covalentes

Enlace metálico. Los átomos metálicos aportan e- a la red para dar lugar a la nube de electrones que mantiene unidos a los núcleos del metal. Propiedades: las **sustancias metálicas** (y aleaciones) son maleables (se pueden estirar en hilos ya que la nube de e- se adapta rápidamente al movimiento de los núcleos metálicos y los sigue manteniendo unidos); por lo general tienen puntos de fusión alto (se requiere de mucha energía para romper el enlace); conducen el calor (la agitación de los núcleos metálicos hace vibrar a la red de átomos transportando el calor de un lado a otro del metal); conducen la electricidad en estado sólido, no fundido: conducción por electrones (gracias a la nube de e- que se mueve libremente por la red).

Enlace iónico. Consiste en la atracción que tiene lugar entre cargas electrostáticas opuestas, aniones y cationes, extendidas en una red tridimensional infinita. Propiedades: los **compuestos iónicos** son frágiles (un golpe puede alinear las cargas del mismo signo resultando una repulsión global en la red de iones que rompe el cristal en pedazos); no conducen el calor (sus iones están fijos en la red); no conducen la corriente (no dispone de electrones libres, los aniones no ceden sus electrones a la red); En estado fundido los aniones y cationes tienen mayor movilidad y permiten la conducción por iones (no por electrones); En disolución, los iones se separan solvatándose por moléculas de agua; estos iones tienen libertad de movimiento en el seno del líquido, lo que permite la conducción eléctrica por iones. **Estructura de Lewis NaCl, CaF₂, Na₂S**

En base a las cargas de los iones y la ley de Coulomb: $F = K \frac{q^1 \cdot q^2}{r^2}$ a mayor carga, mayor interacción entre los iones, más fuerte es el enlace iónico (lo que implica una mayor energía para romperlo y por tanto mayor será el punto de fusión, menos soluble en disolventes polares); a mayor carga, mayor será la energía reticular (definida por la IUPAC como la energía necesaria para romper un mol del cristal en estado sólido en sus respectivos iones en estado gaseoso): $AB(s) \rightarrow A^+(g) + B^-(g)$. (Valores de E_r en positivo en tablas). A igualdad de cargas, cuanto menor sea el radio de los iones, la carga del ion se concentra y se nota con mayor intensidad (q/r), por lo que la atracción es mayor entre los iones (mayor punto de fusión, menor solubilidad...)

Enlace covalente. Enlace muy fuerte, consiste en la compartición de dos electrones entre los átomos de un enlace. (Ver estructuras de Lewis)

A---A enlace homonuclear, apolar, covalente puro, no polarizado, moléculas diatómicas H₂, N₂, Cl₂... $\mu_{A-A} = 0$

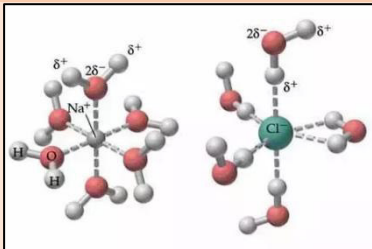
A---B enlace heteronuclear, polar, covalente polarizado hacia B, siendo B de mayor electronegatividad. Momento dipolar del enlace $\mu_{A-B} \neq 0$

Genera una cierta carga parcial negativa δ^- (delta menos) en la zona donde están más cerca los e-, pero no como una carga iónica. Y una carga parcial positiva δ^+

INTERACCIONES SECUNDARIAS. Enlace muy débil. Dos tipos: vdW e ion-molécula

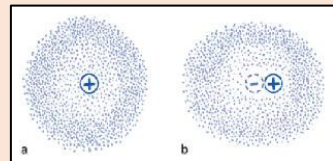
ion-molécula (polar/apolar)

Compuestos iónicos disueltos en agua. NaCl en agua ¿Por qué se disuelve? El conjunto de las interacciones secundarias débiles $Na^+ \cdot 6H_2O$ y $Cl^- \cdot 6H_2O$ compensan al enlace iónico AB (primario, fuerte) y el compuesto acaba disolviéndose. El desorden de los iones en disolución también favorece el proceso (factor de entropía).



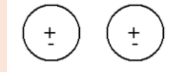
Interacciones secundarias de van der Waals (vdW)

Tiene lugar entre moléculas y gases monoatómicos (polarización de la nube de electrones de la molécula o del átomo). Hay 4 tipos. (1-4)

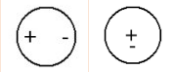


Entre moléculas del tipo: **Tipo de interacción (nombre, tipo de fuerzas):**

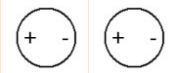
1) apolar -apolar



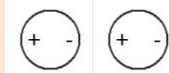
2) polar -apolar



3) polar-polar sin H



4) polar-polar con H



(fuerza de la interacción)

Dipolo instantáneo- dipolo inducido (London, dispersión)

O₂---O₂ A bajas temp. son las responsables de que los gases se licúen e incluso solidifiquen: N₂, He, Ar, etc.

Dipolo-dipolo inducido (Debye, inducción):

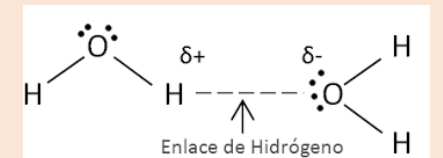
H₂O---O₂ Es la responsable de que muchos gases apolares (CO₂, O₂, N₂...) se disuelvan en H₂O.

Dipolo-dipolo sin H (Keeson, orientación) HCl---HCl

Dipolo-dipolo con enlace de hidrógeno (O, N, F)

Interacción parcialmente electrostática, pero no llega a ser totalmente iónica.

Puede estar presente cuando aparecen los enlaces: N-H, O-H, F-H



Sustancias moleculares y sus propiedades. Las interacciones secundarias entre las moléculas son débiles, pero a ciertas temperaturas (según la sustancia) ya empiezan a ser efectivas y las moléculas comienzan a interactuar entre sí. Dentro de una molécula tenemos enlaces covalentes (puro o polarizados) también conocidos como enlace intramolecular (dentro de...), pero entre las moléculas aparecen interacciones secundarias débiles del tipo de vdW (también llamadas fuerzas intermoleculares= entre moléculas) que se clasifican en cuatro tipos. Propiedades: puntos de fusión relativamente bajos, algunas sustancias subliman en determinadas condiciones (P, T) y su solubilidad depende de la naturaleza del disolvente: **Las sust. polares se disolverán mejor en disolventes polares (H₂O). Las sust. apolares en disolventes apolares (CCl₄).**
Sustancias covalentes o redes covalentes: tienen altos puntos de fusión, son poco solubles, no conducen la electricidad (diamante, sílice...salvo excepciones como el grafito...)

RAZONAMIENTOS EN BASE A LOS ENLACES PRIMARIOS E INTERACCIONES SECUNDARIAS

Observaciones en los enlaces primarios (covalente, metálico e iónico). H₂O, Fe, NaCl

El agua presenta enlaces covalentes (polarizados hacia el oxígeno, enlace intramolecular), el hierro presenta un enlace metálico, y el NaCl un enlace iónico. Los tres son enlaces fuertes (primarios), lo que implica que habrá que aportar mucha energía para romperlos. No podemos distinguir qué tipo de enlace primario es más fuerte.

¿Qué sustancia tiene mayor punto de fusión o ebullición?

Fundir un metal implica separar los átomos de la red metálica, es decir, romper un enlace primario; fundir un cristal iónico implica separar los aniones de los cationes, es decir, romper también un enlace primario. Ambas sustancias tendrán por lo general puntos de fusión o ebullición altos.

Fundir en el caso del agua, no es romper enlaces en la molécula, es romper interacciones entre las moléculas, como estas son débiles (de tipo vdW) no hará falta mucha energía y su punto de fusión o ebullición será bajo en comparación con las sustancias metálicas o iónicas.

Observaciones entre sustancias moleculares. Mayor punto de fusión o ebullición. Br₂, HCl, H₂O

Fundir o pasar a estado vapor en las sustancias moleculares implica romper las interacciones secundarias. En general son débiles, pero dentro de los cuatro tipos establecidos, podemos establecer un orden de energía, siendo los enlaces de hidrógeno las interacciones que requieren de mayor energía para romperlas.

Observaciones entre sustancias iónicas. Mayor punto de fusión o ebullición. Solubilidad en agua. No son solubles en disolventes apolares, CCl₄

Caso 1: cargas distintas NaCl y CaO; caso 2: misma carga, pero distinto tamaño: NaF y NaI

Según la ley de Coulomb, a mayor carga de los iones, mayor será la interacción entre ellos, lo que implicará mayor energía para romperlos (mayor su punto de fusión, mayor será su energía reticular (energía para romper el cristal), menor será su solubilidad en disolventes polares como el agua... Los compuestos iónicos se solubilizan muy bien en agua porque el conjunto de las interacciones secundarias ion-molécula compensan la interacción o enlace iónico y el compuesto acaba disolviéndose.

A igualdad de cargas entre iones, en el ion más pequeño, la carga se concentra más y se notará con más intensidad, lo que implica mayor interacción y por tanto....

Observaciones sobre la solubilidad. Moléculas polares/apolares en disolventes polares/apolares. Metales. Compuestos iónicos.

Los metales no se solubilizan (ni disolventes polares ni apolares), las interacciones secundarias de los átomos metálicos con las moléculas del disolvente no compensan el enlace primario. Los compuestos iónicos se solubilizan en disolventes polares (las interacciones secundarias ion-H₂O, sí compensan el enlace iónico)

Las sustancias moleculares se disuelven mejor en disolventes de la misma naturaleza, es decir, las sustancias polares se disolverán en disolventes polares, y las sustancias apolares se disolverán mejor en disolventes apolares. Eso no quiere decir que el aceite no se disuelva absolutamente nada en agua; diremos que apenas se disuelve, siempre hay una pequeña interfase donde a escala molecular se mezclan unas moléculas con otras y que separa ambas sustancias. El NH₃ es polar y apenas se disolverá en CCl₄ que es apolar.

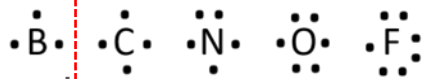
Para practicar. Ordene de menor a mayor punto de fusión: Cu, O₂, H₂O; Para ello tenemos que conocer antes la estructura-geometría y los enlaces implicados.

Para practicar. Qué sustancia se solubilizará más en CCl₄: CO₂, Fe y NaCl; Para ello tenemos que conocer antes la estructura-geometría y los enlaces implicados.

Estructuras de Lewis. (Léase luis). Es una representación de los enlaces entre los átomos que constituyen una molécula o red covalente. Para ello tenemos que utilizar los electrones (de valencia) característicos de cada grupo.

G1 G2.....G13 G14 G15 G16 G17

H • Be •



Átomos del segundo período

Moléculas hipovalentes.

Átomo central con menos de 4 pares de e-

Moléculas cuyos átomos alcanzan el **OCTETO** (4 pares e- alrededor) $ns^2 np^{1-6}$ dispone de un orbital s y tres orbitales p para utilizarlos y tener a su alrededor 8 electrones cuando se combina con otro átomo.



Al	Si	P	S	Cl
Ga	Ge	As	Se	Br
In	Sn	Sb	Te	I

Átomos del tercer período en adelante. Al tener una configuración tipo $ns^2 d^x np^{1-6}$ pueden participar con sus orbitales d y superar el octeto.

Moléculas hipervalentes. Átomo central con más de 4 pares de e-

Pasos generales. Moléculas del tipo AX_n.

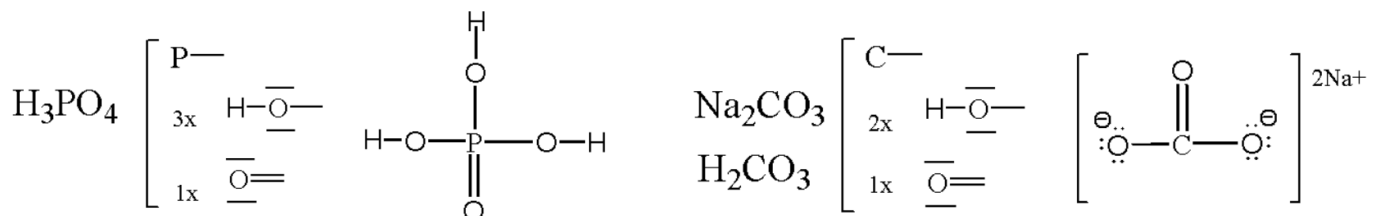
- 1- Conectividad. Se conectan con una línea (un enlace con dos electrones) los átomos A-X, donde cada átomo del enlace pone un electrón (enlace covalente; los electrones del enlace atraen los núcleos de los átomos unidos).
- 2- Añadir el resto de electrones de valencia (según el grupo del átomo). Ej.: Grupo 14, 4 electrones de valencia.
- 3- Comprobar que se alcanza el OCTETO para los elementos C, N, O y F.
- 4- Si alguno de esos átomos no lo cumple, se mueven pares de e- no compartidos al enlace.
- 5- Si la molécula tiene carga positiva (catión) se quitará un electrón por cada unidad de carga.
- 6- Comprobar cargas formales. Recuento de e- más cercano al átomo, antes y después de conectarlos.
La suma de las cargas de los átomos de la molécula da lugar a la carga final de esta (neutra, catión o anión).

Ejemplos.

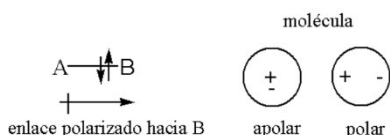
- a) Moléculas simples (Octeto): CH₄, NH₃, H₂O, HF, SnCl₄, SiH₄
- b) Moléculas con carga (aniónicas y catiónicas): H₃O⁺, NH₄⁺, AlCl₄⁻, NaBH₄ (borohidruro de sodio)
- c) Moléculas "hipovalentes": BeCl₂, BeH₂, PbCl₂, BH₃, BCl₃ (estas moléculas suelen formar dímeros de coordinación)
- d) Moléculas "hipervalentes": AsCl₅, PBr₅, SF₆, ClF₃
- e) Moléculas con enlaces múltiples: CO, CO₂, SO₂, SO₃, O₃ (ozono)
- f) Moléculas diatómicas: H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂ ...
- g) Moléculas de hidrocarburos: CH₃CH₃, CH₂=CH₂, HC≡CH; otras: CH₃OH (metanol), CH₃COOH (ácido acético)
- h) Estructuras de Lewis para sustancias iónicas: NaCl, K₂S, CaF₂

Otras. Moléculas de ácidos ternarios y sus sales: H₃PO₄, H₂CO₃, H₂SO₄, H₄SiO₄, H₃BO₃, HNO₃... Na₂SO₄, NaHCO₃...

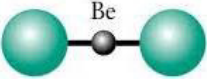
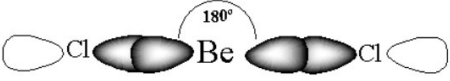
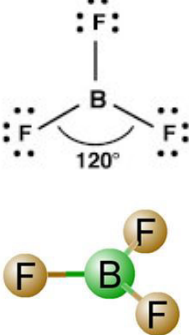
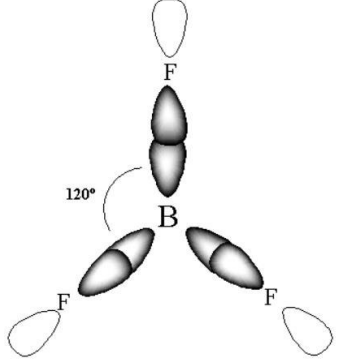
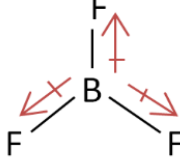
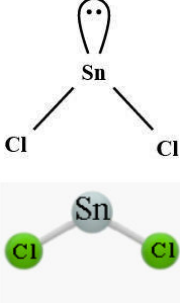
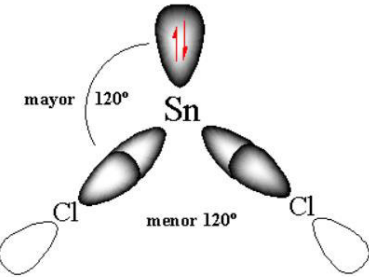
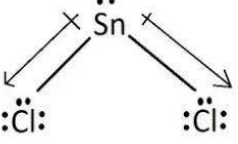
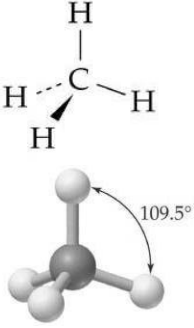
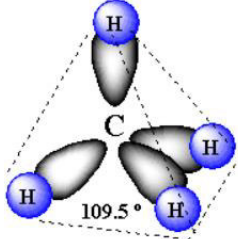
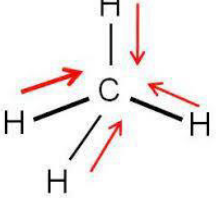
Pasos directos para la construcción del ácido: a) identificamos el átomo central; b) por cada hidrógeno se forma un grupo OH. El resto son oxígenos que se unen al át. central. Para las sales, partimos del ácido y se eliminan los hidrógenos.

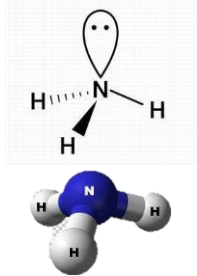
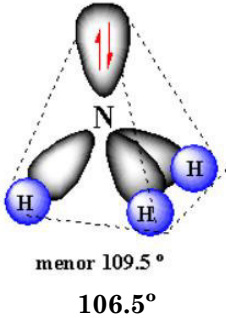
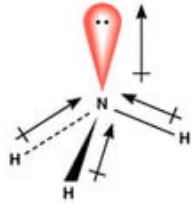
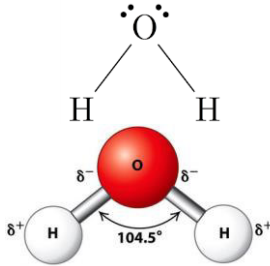
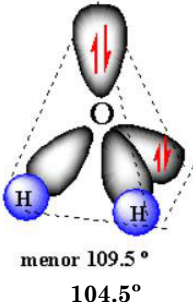
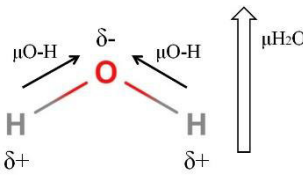
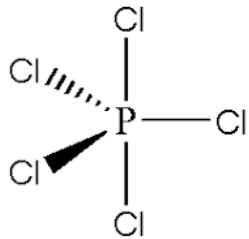
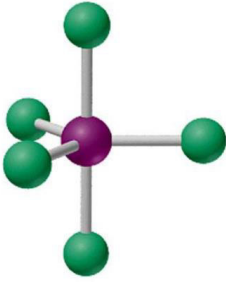
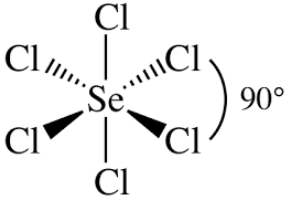
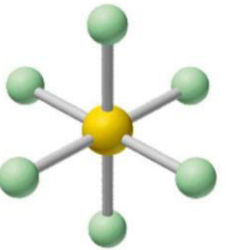


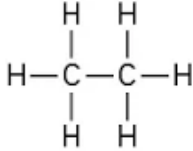
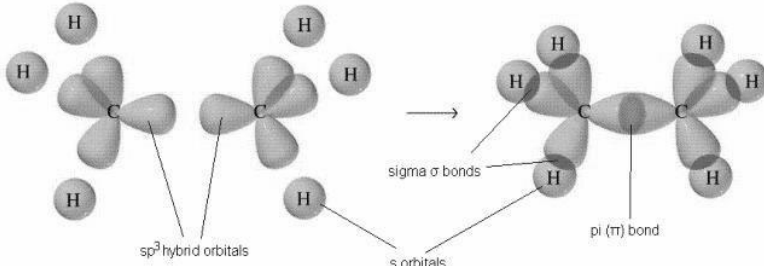
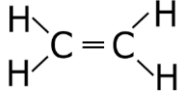
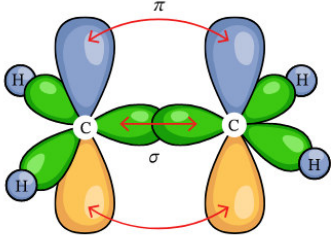
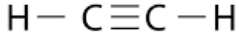
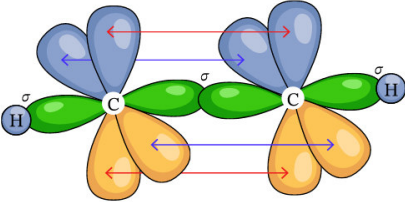
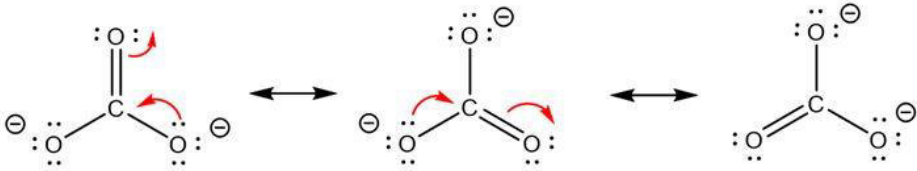
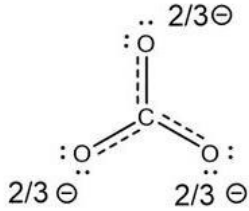
Polaridad del enlace. El momento dipolar del enlace μ_{A-B} para un enlace heteronuclear A-B establece una separación de cargas en el enlace, donde el átomo más electronegativo atrae más cerca los electrones del enlace y se carga parcialmente en negativo δ^- , y el menos electronegativo con δ^+ . Se representa (convenio BTO) con una flecha apuntando hacia la parte negativa. La suma del momento dipolar de los enlaces dará lugar al momento dipolar total (de la molécula). Si μ_{total} es cero la molécula es apolar. Si $\mu_{\text{total}} \neq 0$, la molécula es polar.



Saber B < H < C < N < O < F
(orden de electronegatividad de Pauling)

Fórmula	Lewis. Pares át. central. Tipo estructural. Geom. electrónica/molecular	Geometría (TRPECV), VSPER	Hibridación del átomo central (sp, sp ² , sp ³)	Polaridad del enlace Molécula polar, apolar
AX₂ BeX ₂ , BeH ₂ CO ₂ , CS ₂ HCN	$:\ddot{\text{Cl}}-\text{Be}-\ddot{\text{Cl}}:$ <p>2 pares alrededor del át. central. Utiliza dos orbitales, s + p para dar 2 orb. híbridos de tipo sp Tipo estructural AX₂ Geom. lineal, ángulo X-A-X de 180°</p>	$ \overline{\text{Cl}}-\text{Be}-\overline{\text{Cl}} $ 		$\begin{array}{c} \leftarrow + \quad \rightarrow \\ \text{Cl} - \text{Be} - \text{Cl} \end{array}$ <p>$\mu_{\text{A-B}} \neq 0$ (polarizado hacia...) $\mu_{\text{total}} = 0$ (molécula apolar)</p>
AX₃ BF ₃ , BH ₃ SO ₃ NO ₃ ⁻ , CO ₃ ²⁻ HCHO	$\begin{array}{c} \overline{\text{F}} \\ \\ \overline{\text{F}}-\text{B}-\overline{\text{F}} \end{array}$ <p>3 pares alred. Utiliza tres orbitales, 1 orb s + 2 orb. p para dar 3 orb. híbridos de tipo sp² Tipo estructural AX₃ Geom. plana triangular, ángulo X-A-X de 120°</p>			 <p>$\mu_{\text{A-B}} \neq 0$ (polarizado hacia...) $\mu_{\text{total}} = 0$ (molécula apolar)</p>
AX₂E₁ SnCl ₂ PbBr ₂ SO ₃ O ₃	$ \overline{\text{Cl}}-\overline{\text{Sn}}-\overline{\text{Cl}} $ <p>3 pares alred. Utiliza tres orbitales, s + 2 orb. p Tipo AX₂E₁ Geom. electrónica plana triangular, pero al tener un par de e- sin compartir, el ángulo X-A-X disminuye (menor que 120°), siendo la geometría molecular angular</p>			 <p>$\mu_{\text{A-B}} \neq 0$ (polarizado hacia...) $\mu_{\text{total}} \neq 0$ (molécula polar)</p>
AX₄ CH ₄ SiCl ₄ SO ₄ ²⁻ ClO ₄ ⁻	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ <p>4 pares alred. Utiliza 4 orbitales, 1 orb s + 3 orb. p para dar 4 orb. híbridos de tipo sp³ Tipo estructural AX₄ Geom. tetraédrica ángulo X-A-X de 109.5°</p>			 <p>$\mu_{\text{A-B}} \neq 0$ (polarizado hacia...) $\mu_{\text{total}} = 0$ (molécula apolar)</p>

Fórmula	Lewis. Pares át. central. Tipo estructural. Geom. electrónica/molecular	Geometría (TRPECV), VSPER	Hibridación del átomo central	Polaridad del enlace Molécula Polar, apolar
AX₃E₁ NH ₃ PF ₃ H ₃ O ⁺	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ <p>4 pares. Utiliza 4 orbitales, s + 3 orb. p = 4 sp³ Tipo AX₃E₁ Geom. electrónica tetraédrica, pero al tener un par de e- sin compartir, el ángulo X-A-X disminuye (menor que 109.5°), siendo la geometría molecular piramidal.</p>		 <p>menor 109.5° 106.5°</p>	 <p>$\mu_{A-B} \neq 0$ (polarizado hacia...) $\mu_{\text{total}} \neq 0$ (molécula polar)</p>
AX₂E₂ H ₂ O OF ₂ SCl ₂	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$ <p>4 pares alred. Utiliza 4 orbitales, s + 3 orb. p = 4 sp³ Tipo AX₂E₂ Geom. electrónica tetraédrica, pero al tener 2 pares de e- sin compartir, el ángulo X-A-X disminuye (mucho menor que 109.5°), siendo la geometría molecular angular</p>		 <p>menor 109.5° 104.5°</p>	 <p>$\mu_{A-B} \neq 0$ (polarizado hacia...) $\mu_{\text{total}} \neq 0$ (molécula polar)</p>
AX₅ PCl ₅ AsBr ₅	$\begin{array}{c} \text{:Cl:} \\ \\ \text{:Cl}-\text{P}-\text{Cl:} \\ \\ \text{:Cl:} \end{array}$ <p>5 pares alred. Utiliza 5 orbitales, s + 3 orb. p + 1 orb. d Tipo AX₅ Geometría molecular bipirámide trigonal</p>			<p>$\mu_{A-B} \neq 0$ (polarizado hacia...) $\mu_{\text{total}} = 0$ (molécula apolar)</p>
AX₆ SeCl ₆	$\begin{array}{c} \text{:Cl:} \quad \text{:Cl:} \\ \quad \\ \text{Cl}-\text{Se}-\text{Cl:} \\ \quad \\ \text{:Cl:} \quad \text{:Cl:} \end{array}$ <p>6 pares alred. Utiliza 6 orbitales, 1 orb s + 3 orb. p + 2 orb d para dar 6 orb. híbridos de tipo sp³d² Tipo estructural AX₆ Geom. molecular octaédrica, ángulo X-A-X de 90°</p>			<p>$\mu_{A-B} \neq 0$ (polarizado hacia...) $\mu_{\text{total}} = 0$ (molécula apolar)</p>

Fórmula	Lewis. Pares át. central. Tipo estructural. Geom. electrónica/molecular	Geometría (TRPECV) VSPER	Hibridación del átomo central	Polaridad del enlace Molécula apolar
AX₄ CH₃CH₃ C₂H₆	 <p>4 pares. Utiliza 4 orbitales, s + 3 orb. p = 4 sp³ Enlace sigma: electrones en la región del eje internuclear (dirección que une los núcleos atómicos)</p>			
AX₃ CH₂=CH₂ C₂H₂	 <p>3 pares. Los enlaces múltiples a efectos de geometría e hibridación se cuentan como un enlace. Utiliza 3 orbitales, s + 2 orb. p = 3 sp² Dispone de un orbital p puro y vacío. Enlace π: e- en la región fuera del eje internuclear, de tipo lateral localizados en la parte superior e inferior del plano nodal.</p>			
AX₂ CH≡CH C₂H₂	 <p>2 pares. Utiliza 2 orbitales, s + p = 2 orb. sp. Dispone de dos orbitales p puro y vacíos Triple enlace = 1 enlace sigma + 2 enlaces pi</p>			
Resonancia CO₃²⁻ Benceno Ozono SO₄²⁻ Nitrato	 <p>Estructuras de Lewis canónicas (teóricas) que representan la estructura experimental observada (híbrido). Las cargas o enlaces múltiples pueden estar deslocalizados en otras partes de la molécula. Se ha de respetar el octeto para C, N, O, y F</p>	 <p>Híbrido de resonancia que contiene las tres distancias carbono-oxígeno idénticas (de longitud entre un simple y un doble enlace) y con los tres oxígenos cargados (-2/3)</p>		

*Describir el enlace simple, doble y triple (H₂, O₂, N₂); y el enlace deslocalizado en el benceno, en el grafito...