

ENLACE QUÍMICO

TEMA 3

Pág. 271 libro (Unidad 13)

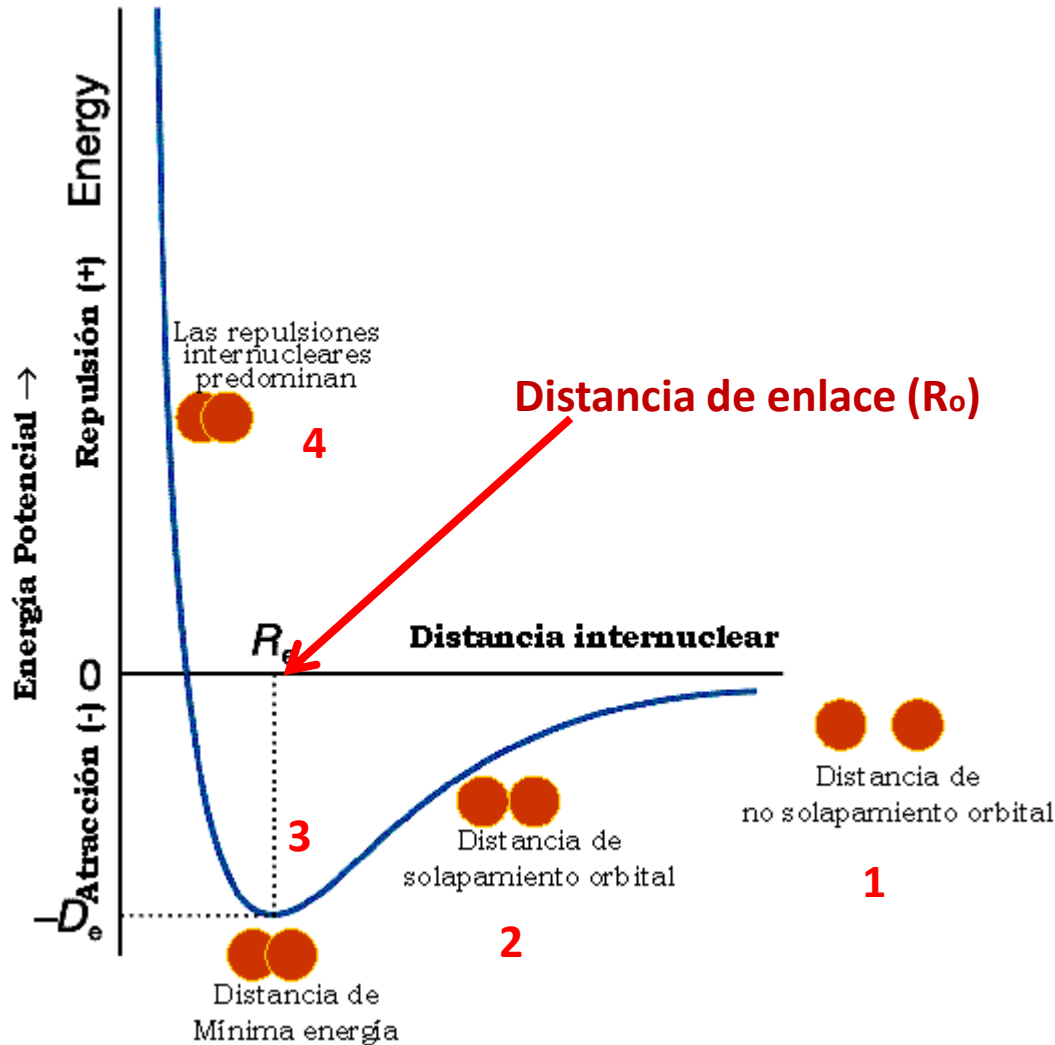
CONCEPTO DE ENLACE QUÍMICO

Concepto de enlace químico

- Propiedades de sustancias puras se deben a:
 - Elementos de las que están constituidas
 - **Tipo de enlace (fuerzas) que mantienen unidos los átomos**
- Enlaces químicos. **Fuerzas que mantienen unidos** los átomos, iones o moléculas que forman las sustancias químicas (elementos y compuestos) de **manera estable**

Curva de variación de energía

- En el proceso de formación de un enlace se ocasiona una variación de energía, actuando fuerzas de atracción y repulsión



- Átomos aislados. Energía se considera 0
- Átomos se van acercando, dominando las **fuerzas de atracción**. Se **desprende energía**, al disminuir energía potencial
- Átomos se encuentran a **distancia internuclear de enlace (distancia de enlace, R_0)**; energía potencial es mínima y estabilidad es máxima
- Átomos se acercan más, dominan **fuerzas repulsivas** sobre atractivas, **absorbiéndose energía**

Curva de variación de energía

- Una vez se alcance una agrupación estable, la energía liberada en el proceso se denomina energía de enlace.
- Para poder separar esos átomos, habría que proporcionar la misma cantidad de energía
- Mayor energía de enlace (mayor cantidad de energía liberada en el proceso de formación de la sustancia) → mayor estabilidad del enlace
- Distancia de enlace; energía del sistema mínima, y estabilidad máxima
- El “**propósito**” de los átomos es unirse para formar agrupaciones de **mayor estabilidad y menor energía que la que tenían átomos por separado**

Estabilidad. Estructura de gas noble

- Excepto Helio ($1s^2$), los gases nobles presentan una estructura electrónica $ns^2 np^6$ en su capa de valencia, con 8 electrones de valencia (octeto electrónico)
- Esta **estructura de 8 electrones de valencia confiere especial estabilidad**
- La mayoría de los elementos, al unirse con otros, muestran **tendencia a adquirir la estructura electrónica externa propia de los gases nobles (regla del octeto), con 8 electrones de valencia**
- Existen excepciones a la regla del octeto, pero los elementos representativos suelen cumplir esta regla al unirse

Clases de enlaces químicos

- Los átomos se enlazan de varias maneras para conseguir la estructura de máxima estabilidad
 - Unos pierden o ganan electrones, formando **iones** que atraen y se enlazan (**enlace iónico**).
 - Otros **átomos comparten electrones (enlace covalente)**
 - También hay **átomos que se unen formando una nube electrónica (metálico)**.
- También se puede producir **unión de moléculas** con otras moléculas (**fuerzas intermoleculares**)
- Dicho de otra forma:
 - Unión de átomos; enlace covalente o metálico
 - Unión de iones; enlace iónico
 - Unión de moléculas; enlace intermolecular (fuerzas intermoleculares)

Ejercicio

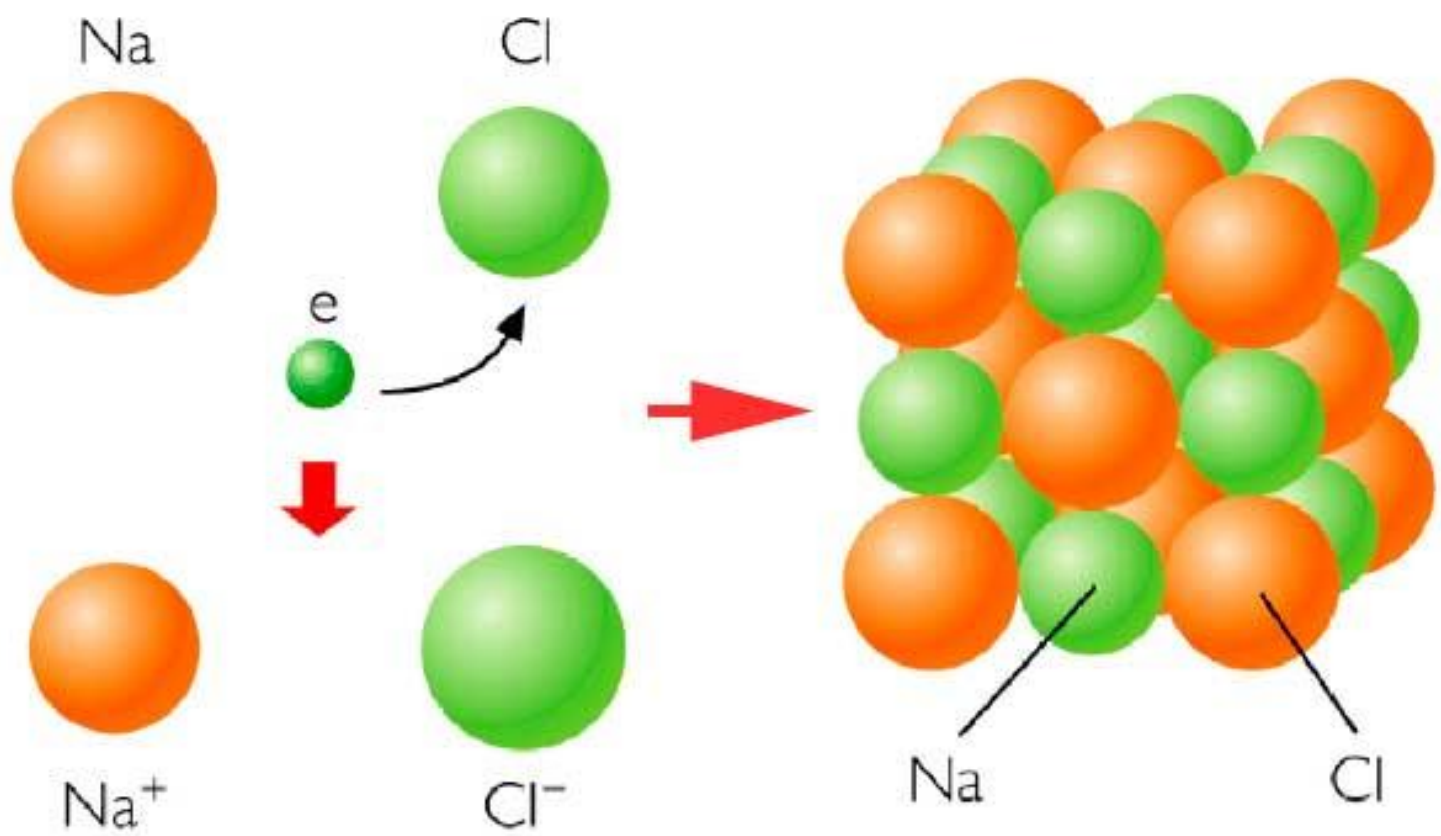
- **Actv. 1, pág. 273**

ENLACE IÓNICO

Enlace iónico

- Como hemos dicho, los átomos ganan o pierden electrones para convertirse en iones y cumplir la regla del octeto
- Estos iones se unen por **enlace iónico; unión que resulta de la presencia de fuerzas electrostáticas entre iones positivos y negativos**
- Por este motivo, el enlace iónico es habitual en la **unión de elementos con muy distinta electronegatividad**, por ejemplo elementos metálicos y no metálicos:
 - Elem. Metálico. Pocos electrones de valencia, muy poco electronegativo (muy electropositivo) (Ej; Na). Forman cationes (Na^+)
 - Elem. No metálico. Muchos electrones de valencia, muy electronegativo (Ej, Cl). Forman aniones (Cl^-)

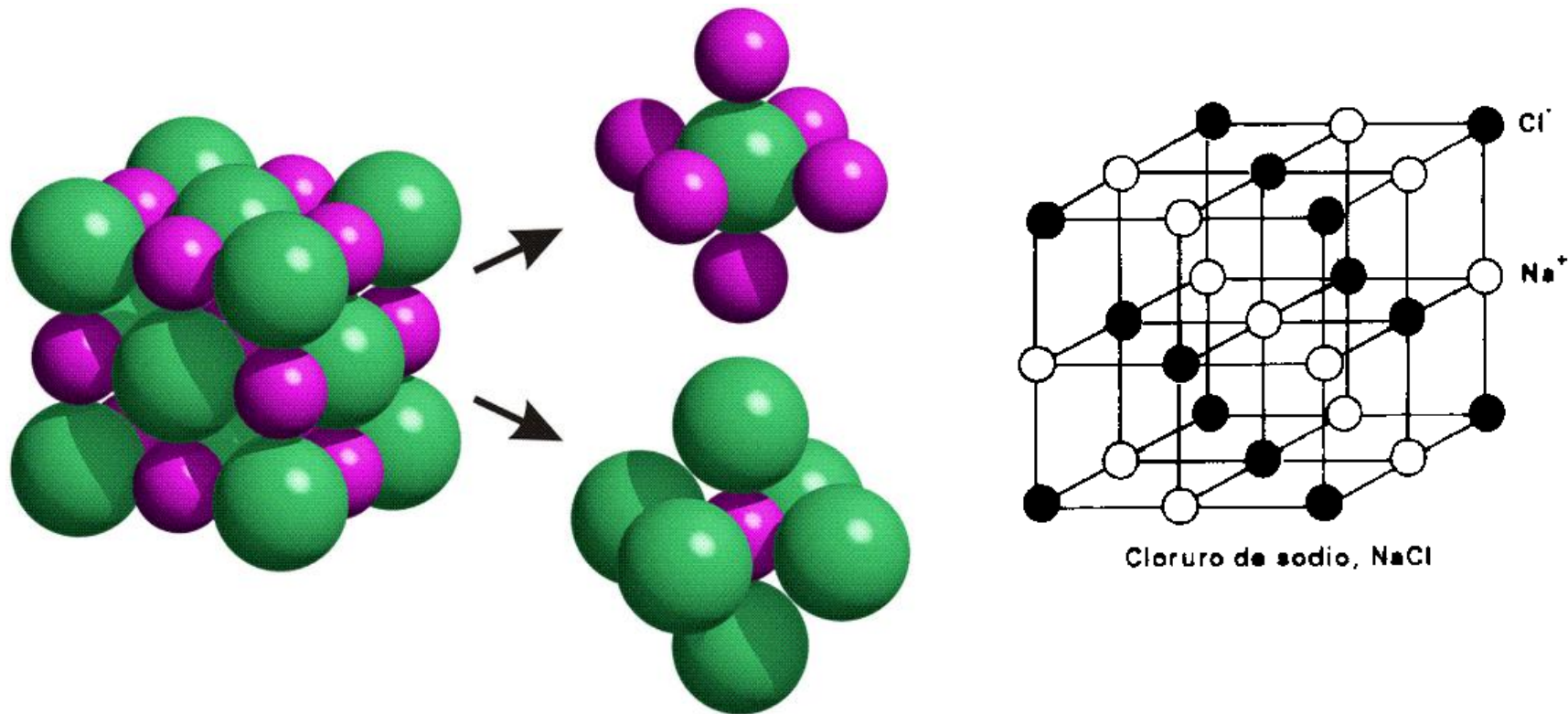
Ver diagrama pág 274 libro



Enlace iónico

Estructura de compuestos iónicos

- Para aumentar atracciones, cada ión de un signo se rodea de iones de signo contrario formando grandes agrupaciones (redes cristalinas o redes iónicas) muy estables (estructuras cristalinas)
- Al número de iones de un signo que rodean a otro de signo contrario se le denomina *índice de coordinación (n)*.
- ***Para el cloruro sódico (NaCl) este índice vale 6 (6:6) y la red que forman es una red cúbica centrada en caras*** (uno de los iones ocupa los vértices del cubo y los centros de las caras, y el otro ocupa los centros de las aristas y el centro del cubo).
- Como consecuencia de la colocación ordenada de los iones en las tres direcciones en el espacio, se obtienen **crisales iónicos (estructura cristalina)**

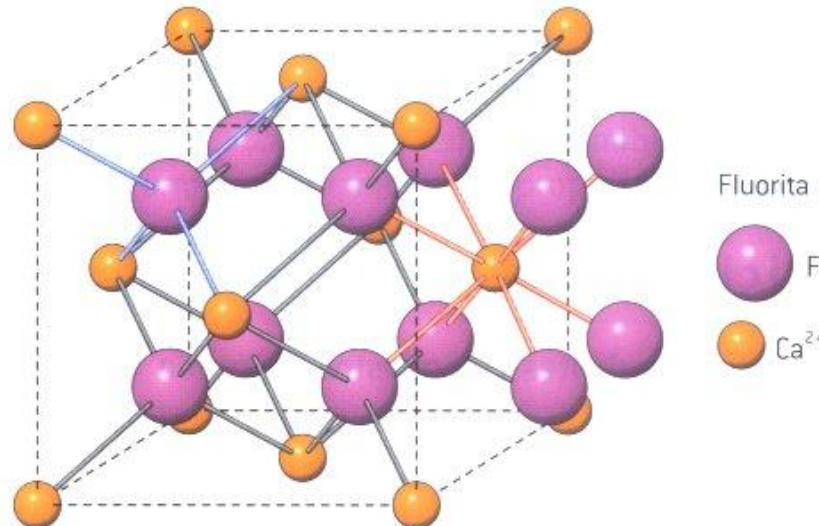


Estructura cristalina del cloruro sódico, NaCl. Los aniones Cl^- aparecen en verde y los cationes Na^+ en morado. Se puede observar que cada sodio se rodea de 6 cloruros (índice de coordinación) porque no hay espacio para más. Se obtiene una **estructura cúbica centrada en caras**

Enlace iónico

Estructura de compuestos iónicos

- No siempre la proporción es de 1:1, sino que los número de coordinación del catión y anión que se unen en el enlace pueden ser diferentes.
- Por ejemplo, fluoruro de calcio (CaF_2) que tiene un nº de coordinación 8:4; cada ion calcio esta rodeado por ocho iones fluoruro situados en los vértices de un cubo y cada fluoruro lo está por cuatro iones calcio en distribución tetraédrica.



Enlace iónico

Energías que intervienen en la formación de un enlace iónico

- Cuando los iones, del enlace iónico, se agrupan formando la red (estructura muy estable) se desprende energía.
- Esta energía desprendida en la formación de una red iónica se conoce con el nombre de **Energía Reticular (energía de red)**, pero no es la única que interviene en un enlace iónico
- Todas las energías que intervienen en la formación de un enlace iónico obedecen a un ciclo (Ciclo de Born Haber)
- **La energía del proceso global (del ciclo) debe ser igual a la suma de energías de cada una de las etapas**
- **Cuanto menor (más negativa) es la energía reticular (U) \rightarrow Mayor estabilidad del compuesto iónico** Esto también repercute en algunas propiedades
 - **Menor U \rightarrow Mayor temperatura de fusión**
 - **Menor U \rightarrow Mayor dureza**

Enlace iónico

Energías que intervienen en la formación de un enlace iónico

- Ejemplo ; formación del enlace iónico cloruro sódico partiendo de los elementos en su estado natural; sodio (sólido) y cloro (gas diatómico). [VER LIBRO, PÁG 276 \(DIAGRAMA ENERGÉTICO\)](#)



S = Energía de sublimación

I = Energía de ionización



D = Energía de disociación

A = Afinidad electrónica (energía desprendida)

Enlace iónico

Propiedades del enlace iónico

- 1) Son preferentemente **sólidos** (debido al gran número de enlaces que tiene, que le impide movilidad)
- 2) Su **punto de fusión y de ebullición son elevados** (por esta razón a temperatura ambiente son sólidos)
- 3) Son **duros**, entendiendo por dureza la dificultad que ofrece un cuerpo a ser rayado
- 4) Son **frágiles**, es decir, no se moldean sino que antes se rompen
- 5) **Resistentes a la dilatación.**
- 6) **Solubles en disolventes polares (agua).** En disolventes polares si se disuelven porque los iones + del disolvente pueden atraer a los iones cloruros y a su vez los iones - del disolvente pueden atraer a los iones sódicos rompiendo así las redes.
- 7) **En su estado natural (sólido) no son conductores de la electricidad** (ya que no hay movimiento de cargas). **Sin embargo si se encuentran fundidos o disueltos sí son conductores de la electricidad** (ahora si hay movimiento de cargas).

Enlace iónico

Ejercicios

- Actvs. 3,4 y 5, pág. 276
- Calcula la energía reticular del cloruro de sodio, NaCl, con los siguientes datos
 - Energía de sublimación del sodio: 107,3 KJ/mol
 - Energía de disociación del cloro; 121,6 kJ/mol
 - Energía de ionización del sodio; 495,8 kJ/mol
 - Afinidad electrónica del cloro; -348 KJ/mol
 - Energía de formación del NaCl a partir de sus elementos; -410,7 kJ/mol

ENLACE COVALENTE

Enlace covalente

- Las sustancias iónicas (formadas por enlace iónico); sólidas a temperatura ambiente, formadas por elementos con electronegatividades muy distintas
- Sin embargo, hay sustancias que no son iónicas, como por ejemplo:
 - Gases (NH_3) o líquidos (H_2O) a temperatura ambiente
 - Sustancias constituidas por átomos neutros, no por iones
 - Sustancias formadas por elementos no metálicos (electronegatividad similar)
 - Sustancias formadas por un único elemento (Ej; oxígeno O_2 , hidrógeno H_2)
 - Etc.
- Hay dos teorías principales para estudiar el enlace covalente:
 - **Teoría de Lewis (Modelo de Lewis)**
 - **Teoría del enlace de valencia**

Enlace covalente

Teoría de Lewis

- Considera el enlace covalente como la **compartición** de un par de electrones entre dos átomos (**SE COMPARTEN ELECTRONES**).
- Para que los dos átomos compartan electrones deben tener una **alta electronegatividad** (**los 2 quieren ganar electrones** y se encuentran situados en el sistema periódico, a la derecha y arriba, exceptuando los gases nobles).
- Hay distintos tipos de enlaces covalentes:
 - **Enlace covalente (normal)**
 - Enlaces Sencillos
 - Enlaces Múltiples (dobles y triples)
 - **Enlace covalente coordinado (dativo)**

Enlace covalente

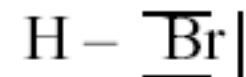
Teoría de Lewis

- Enlace covalente (normal). Los dos electrones que van a compartir procede cada uno de un átomo. Por ejemplo el HBr.
 - *Enlace sencillo (covalente simple): los dos átomos que forman el enlace comparten **un par** de electrones (Cl₂; HBr)*
 - Ej; HBr
 - H: $1s^1$ (quiere ganar 1 e- para completar la capa 1, al igual que el He)
 - Br: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ (quiere ganar 1 electrón para cumplir regla del octeto)



Estructura de Lewis; se representa cada par de electrones compartidos con una raya y los electrones de valencia libres (no compartidos) como puntos rodeando al átomo o una raya alrededor del átomo.

VER PÁGINA 277 LIBRO



Enlace covalente

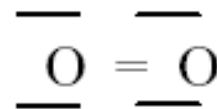
Teoría de Lewis

- Enlace covalente (normal).
 - *Enlace doble: los dos átomos que forman el enlace comparten **dos pares** de electrones (O_2 , SO , CO_2)*
 - Ej; O_2
 - O: $1s^2 2s^2 p^4$ (quiere ganar 2 e- para cumplir la regla del octeto)
 - O: $1s^2 2s^2 p^4$ (quiere ganar 2 e- para cumplir la regla del octeto)



Estructura de Lewis; se representa cada par de electrones compartidos con una raya (en este caso habrá **dos rayas paralelas**) y los electrones de valencia libres (no compartidos) como puntos rodeando al átomo o una raya alrededor del átomo.

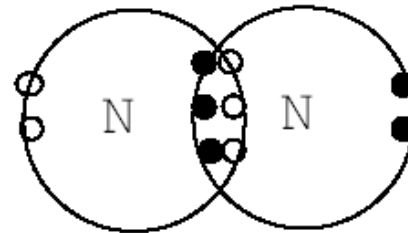
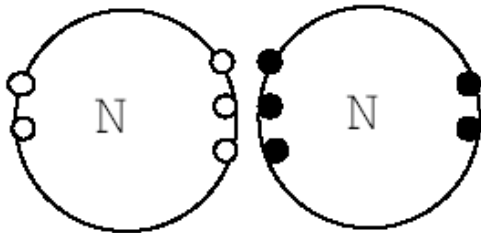
VER PÁGINA 277 LIBRO



Enlace covalente

Teoría de Lewis

- Enlace covalente (normal).
 - *Enlace triple: los dos átomos que forman el enlace comparten **tres pares** de electrones (N₂, HCN)*
 - Ej; N₂
 - N: 1s²2s²p³ (quiere ganar 3 e- para cumplir la regla del octeto)
 - N: 1s²2s²p³ (quiere ganar 3 e- para cumplir la regla del octeto)



Estructura de Lewis; se representa cada par de electrones compartidos con una raya (en este caso habrá **tres rayas paralelas**) y los electrones de valencia libres (no compartidos) como puntos rodeando al átomo o una raya alrededor del átomo.

VER PÁGINA 277 LIBRO

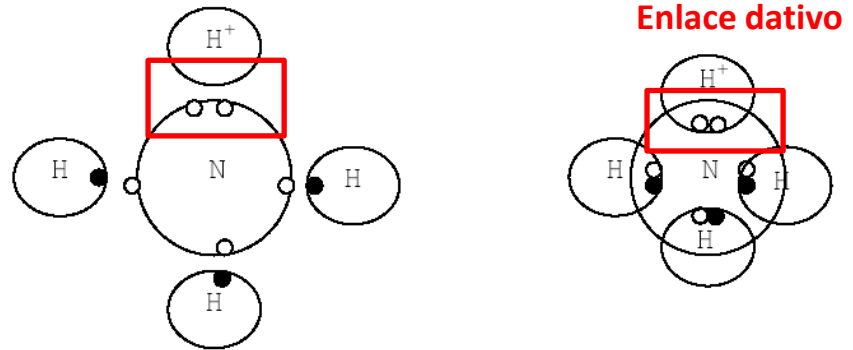


Enlace covalente

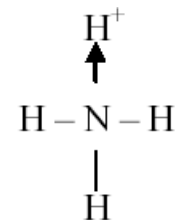
Teoría de Lewis

- Enlace covalente coordinado (dativo)

- Los dos electrones compartidos proceden del mismo átomo
- Habitual en gran cantidad de moléculas e iones poliatómicos
- Ejemplo; SO_2 , SO_3 , NH_4^+



- Para hacer la est. de Lewis, en este caso el par de electrones compartidos se representa con una flecha que parte del átomo que cede los electrones y se dirige al átomo que recibe los electrones



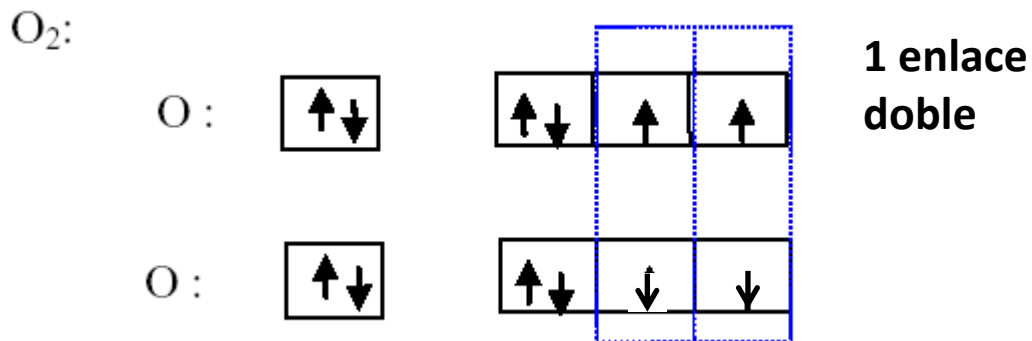
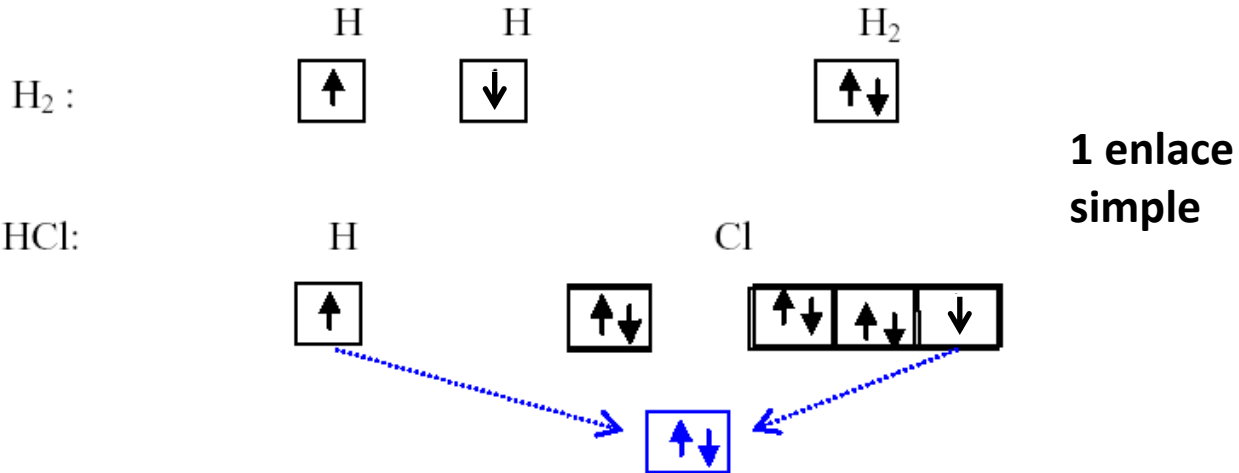
Enlace covalente

Teoría del enlace de valencia

- Esta teoría surge a partir del modelo de la mecánica cuántica.
- Esta teoría dice que para que se forme un enlace covalente es necesario que:
 - Cada átomo tenga un orbital ocupado por un solo electrón (orbital semiocupado)
 - Los dos electrones de los orbitales semiocupados han de tener espines contrarios (antiparalelos)
- El enlace covalente es el resultado de la superposición de estos dos orbitales semiocupados para formar un nuevo orbital común, que pertenecería a la nueva molécula.
- El resto de orbitales siguen igual
- Mayor superposición, mayor estabilidad del enlace covalente

Enlace covalente

Teoría del enlace de valencia

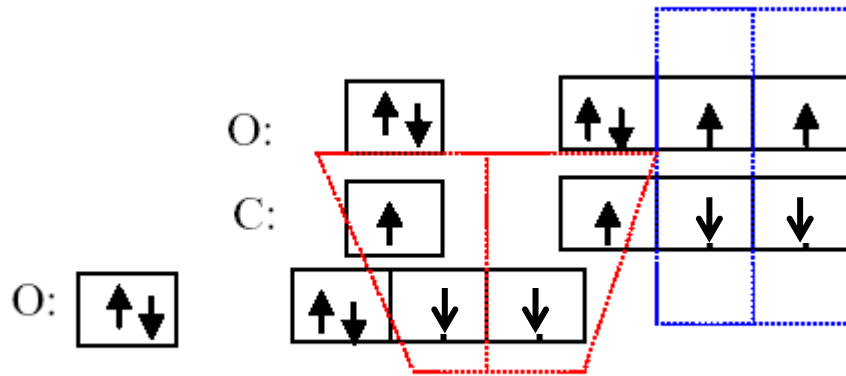


VER PÁGINA 279

Enlace covalente

Teoría del enlace de valencia

CO₂:



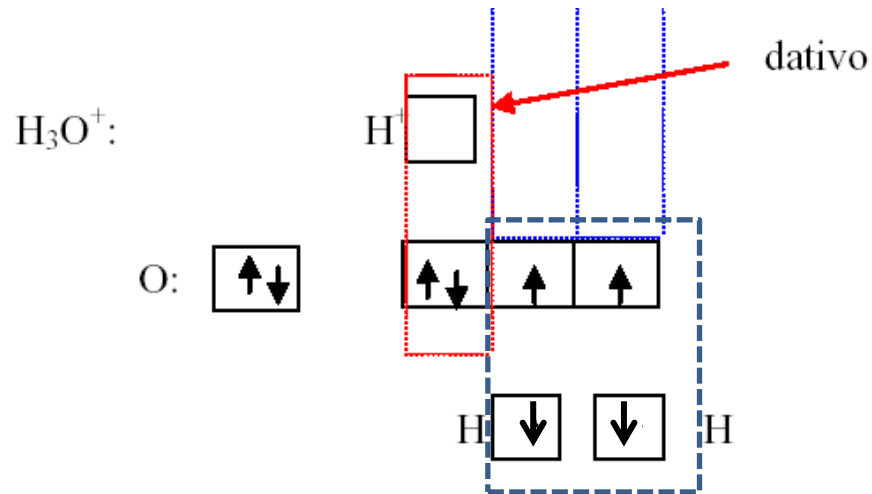
**2 enlaces
dobles**

[VER PÁGINA 279](#)

Enlace covalente

Teoría del enlace de valencia

- Enlace coordinado (dativo)
 - De la misma forma que con la teoría de Lewis, se trata de un enlace covalente en el que uno de los átomos aporta los dos electrones



Al número de electrones de valencia desapareados se le conoce como *covalencia* y será el número de enlaces covalentes que formará.

**VER MARGEN DERECHO
PÁGINA 279 "COVALENCIA"**

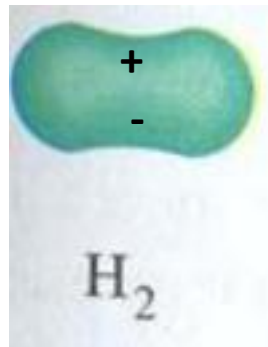
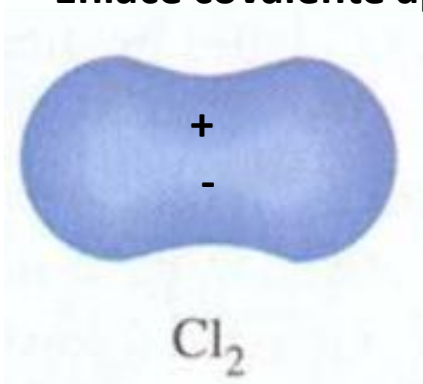
Enlace covalente

Polaridad del enlace covalente

- Enlace covalente puro (**apolar, no polar**); Los dos átomos que se unen tienen la misma electronegatividad y atraen por igual a los electrones. Los electrones estarán en el centro

Ejemplo; Cl₂, H₂

Enlace covalente apolar



VER PÁGINA 280

Enlace covalente

Polaridad del enlace covalente

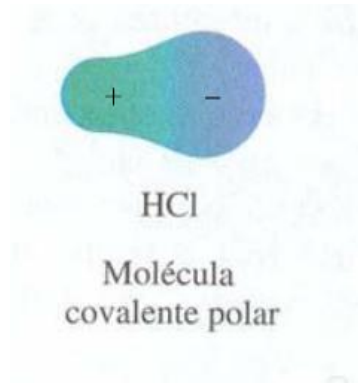
- Enlace covalente **polar**; los dos átomos que forman el enlace tienen diferente electronegatividad. Atraen con diferente fuerza los electrones compartidos y forman un dipolo (uno de los polos tiene más carga negativa que el otro, que tendrá más carga positiva, pero a diferencia del enlace iónico **no hay separación de polos**). El elemento más electronegativo atrae hacia él los electrones compartidos. Hay cierta separación de cargas



Enlace covalente

Moléculas polarizadas

- Molécula diatómica → Será polar si su enlace está polarizado (es polar)

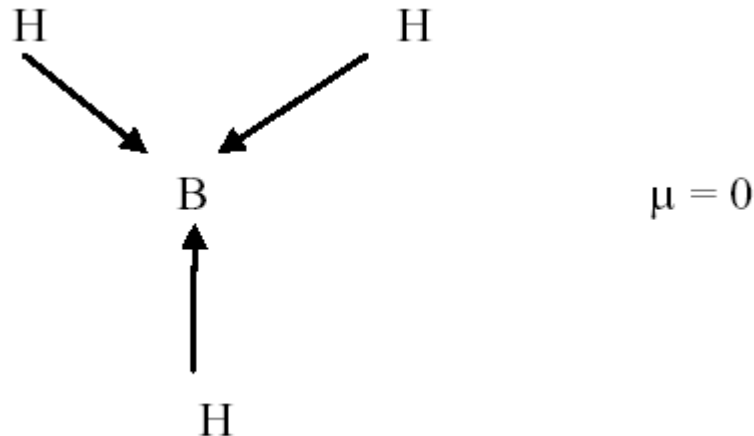


- Molécula poliatómica → Será polar si cumple los siguientes requisitos:
 - Enlaces polarizados (enlaces polares)
 - Forma geométrica adecuada, que le permita que exista un momento dipolar resultante μ . El momento dipolar resultante se refiere a la suma de las polaridades. Si ésta se anulan; MOLÉCULA APOLAR

Enlace covalente

Moléculas polarizadas

- Molécula poliatómica → Será polar si cumple los siguientes requisitos:
 - Enlaces polarizados (enlaces polares)
 - Forma geométrica adecuada, que le permita que exista un momento dipolar resultante μ . El momento dipolar resultante se refiere a la suma de las polaridades. Si ésta se anulan; MOLÉCULA APOLAR



Enlace covalente

Geometría molecular y polaridad **PÁG. 281 LIBRO**

Teoría de repulsión de pares de electrones

- Los pares de electrones del átomo central tienden a estar lo más separados posibles en el espacio
- Esto se debe a la repulsión de las cargas negativas
- A efectos de geometría se considera el doble y el triple enlace como un par de electrones, aunque no lo sean

Para sacar la geométrica de una molécula, es conveniente seguir unos pasos:

1. Sacamos la est. de Lewis
2. Aplicamos la teoría de repulsión de electrones y dibujamos la forma geométrica
3. Sacamos la polaridad de la molécula si me la piden

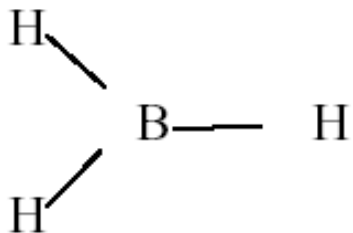
Enlace covalente

Geometría de las moléculas covalentes

Tipos de geometría: ***Geometría Lineal. Dos polaridades se anulan. Molécula apolar***

Lineal: ángulos de 180° O = C = O Cl – Be – Cl

Trigonal: ángulos de 120°

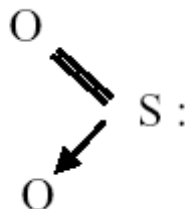


***Trigonal o plana triangular. Tres polaridades se anulan.
Molécula apolar***

Enlace covalente

Geometría de las moléculas covalentes

Angular trigonal: uno de los enlaces corresponde a un par de electrones libre. Forman un ángulo de 120° (en realidad es un poco menor porque el par de electrones libres presenta mayor repulsión y cierra un poco el ángulo)



Angular. Las polaridades no se anulan. Molécula polar

Angular tetraédrica: corresponde a una estructura tetraédrica en la que dos de los enlaces son pares de electrones libres. El ángulo sería algo inferior a 109° por la superior repulsión de los pares de electrones libres

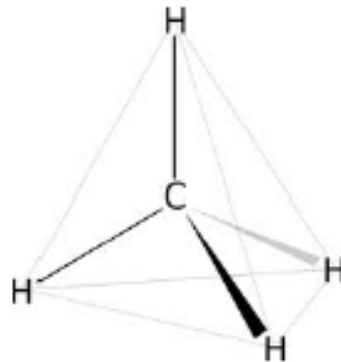
Angular. Las polaridades no se anulan. Molécula polar



Enlace covalente

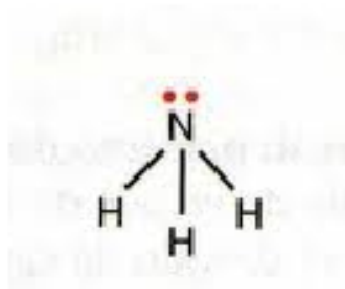
Geometría de las moléculas covalentes

Tetraédrica: forma de tetraedro regular con ángulos de 109°



Tetraédrica. Las cuatro polaridades se anulan. Molécula apolar

Piramidal trigonal: sería una geometría tetraédrica en la que uno de los enlaces corresponde a un par de electrones libre. Formaría una pirámide de base triangular (los ángulos serían algo inferiores a 109° por la repulsión, superior, del par de electrones libre).



Pirámide de base triangular. Las tres polaridades no se anulan. Molécula polar

Enlace covalente

Propiedades del enlace covalente

- Hay dos tipos de compuestos covalentes con propiedades muy diferentes; los compuestos covalentes moleculares, que son la gran mayoría de los compuestos covalentes, y los compuestos covalentes atómicos
- ***Compuestos covalentes moleculares: (O_2 ; CO_2 ; H_2O)***
 - Están formados por moléculas (el enlace covalente se da entre los átomos que forman la molécula pero no entre moléculas)
 - suelen ser líquidos o gases (a veces sólidos de muy bajo punto de fusión y ebullición)
 - punto de fusión y de ebullición son bajos
 - son blandos
 - son malos conductores del calor
 - solubles en disolventes no polares, como el benceno (los compuestos polares suelen disolverse en disolventes polares, como el agua)
 - no son conductores de la electricidad, en ninguno de los estados

Enlace covalente

Propiedades del enlace covalente

- ***Compuestos covalentes atómicos (sólidos atómicos; sílice, grafito, diamante)***
 - Forman redes atómicas (el enlace covalente se da entre todos los átomos que forman la red)
 - Son sólidos
 - Su punto de fusión y de ebullición son muy altos
 - Son muy duros, a excepción del grafito (el diamante es el mineral de mayor dureza de la escala de Mohs)
 - Son malos conductores del calor
 - Son insolubles
 - No son conductores de la electricidad, en ninguno de los estados (excepto el grafito)

Enlace covalente

Ejercicios.

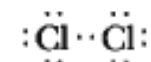
- Pág 281, actvs. 8,9,10,11,12,14

Enlace covalente

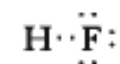
Ejercicios.

- Pág 281, actv. 8

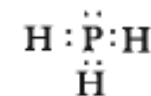
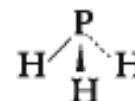
8. Cl



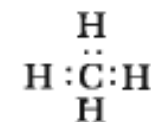
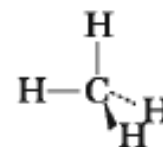
HF



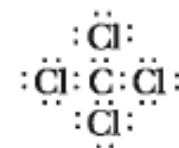
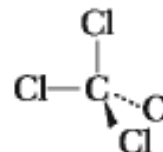
PH₃



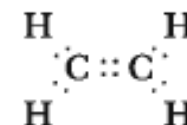
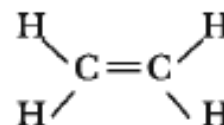
CH₄



CCl₄



H₂C=C



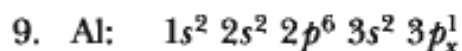
HC≡CH



Enlace covalente

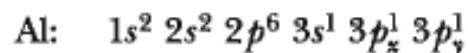
Ejercicios.

- Pág 281, actv. 9

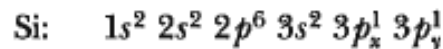


Covalencia: 1. No es habitual.

Estructura promocionada:

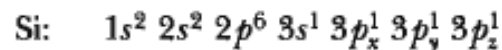


Covalencia: 3. Tiene 3 electrones desapareados.

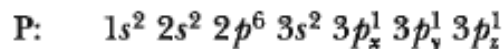


Covalencia: 2. No se da.

Estructura promocionada:

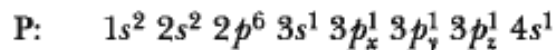


Covalencia: 4. Tiene 4 electrones desapareados.

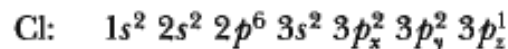


Covalencia: 3. Tiene 3 electrones desapareados.

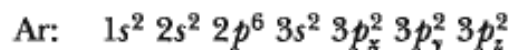
Pero también puede crear una estructura promocionada y presentar la covalencia:



Covalencia: 5. Tiene 5 electrones desapareados.



Covalencia: 1. Tiene 1 electrón desapareado.

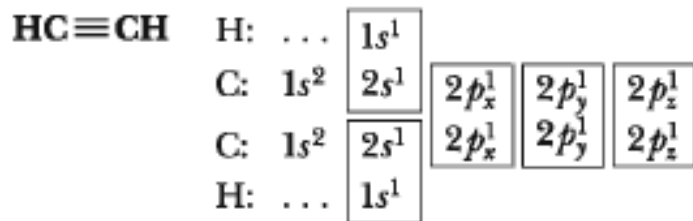


Covalencia: 0. No tiene electrones desapareados.

Enlace covalente

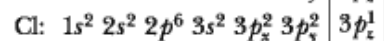
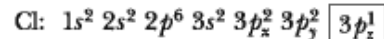
Ejercicios.

- Pág 281, actv. 10



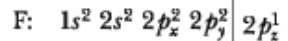
Dos enlaces covalentes simples y un enlace covalente triple.

10. **Cl₂**



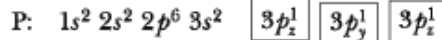
Un enlace covalente simple.

HF



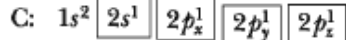
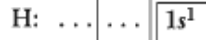
Un enlace covalente simple.

PH₃



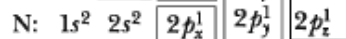
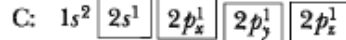
Tres enlaces covalentes simples.

CH₄



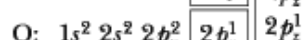
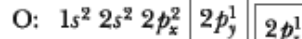
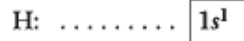
Cuatro enlaces covalentes simples.

H₂C=NH



Tres enlaces covalentes simples y un enlace covalente doble.

H₂O₂



Tres enlaces covalentes simples.

Enlace covalente

Ejercicios.

- Pág 281, actv. 11



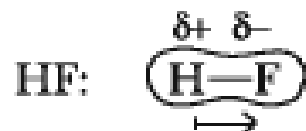
Enlace covalente

Ejercicios.

- Pág 281, actv. 12



El enlace no está polarizado, por tanto la molécula no es un dipolo.



El enlace está polarizado y como la molécula es diatómica sí que es un dipolo.



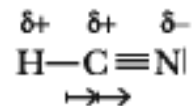
El enlace está polarizado y la molécula es diatómica, de manera que sí es un dipolo.

Enlace covalente

Ejercicios.

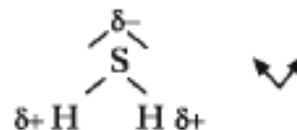
- Pág 281, actv. 14

14. HCN, de geometría lineal:



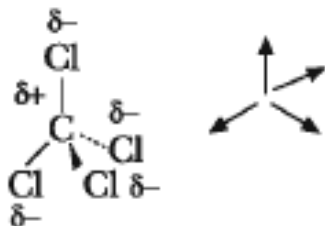
Sí es dipolo, ya que las polaridades de los dos enlaces no se anulan.

H₂S, de geometría angular:



No se anulan las electronegatividades, por tanto la molécula es dipolo.

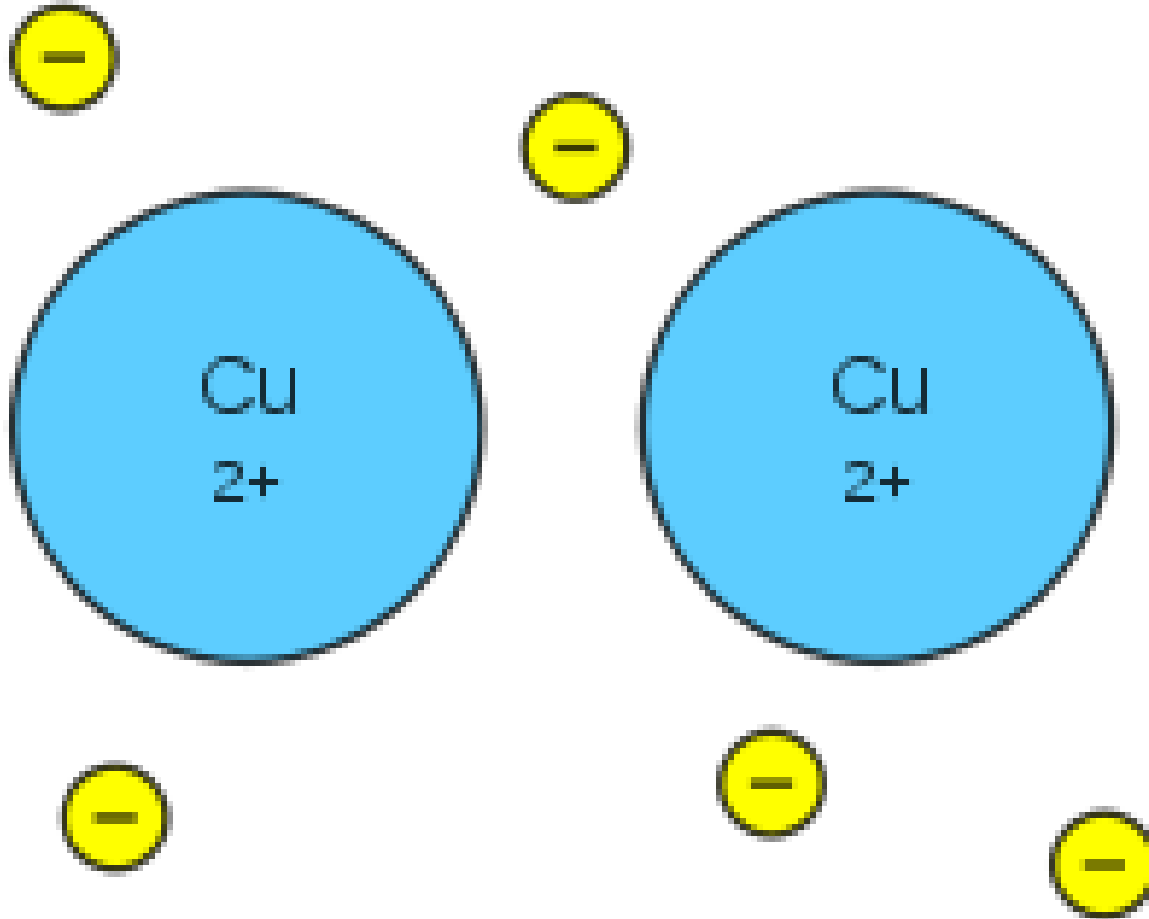
CCl₄, de geometría tetraédrica:



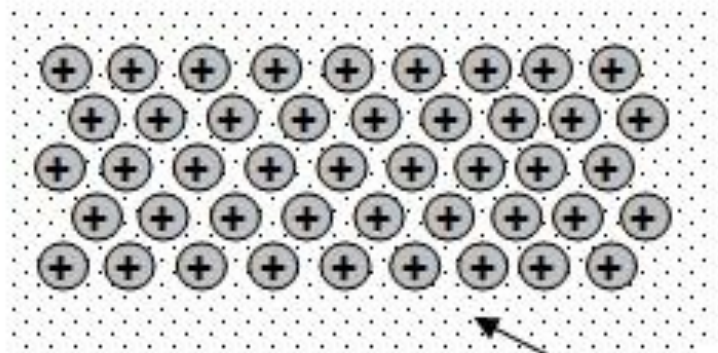
Las cuatro polaridades se anulan y la molécula no es un dipolo.

ENLACE METÁLICO

Enlace metálico. LIBRO PÁG. 282



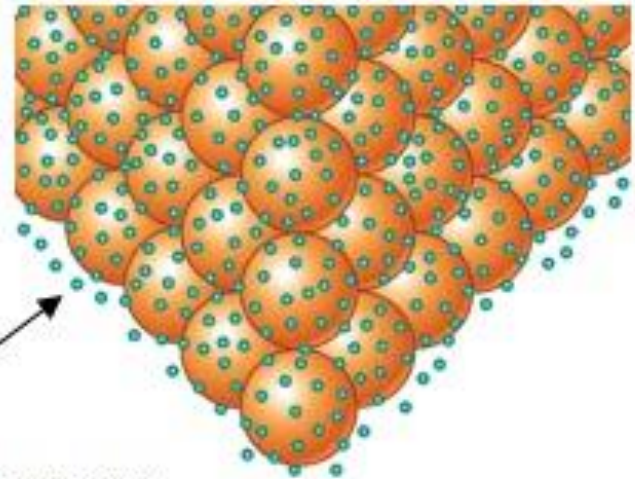
Enlace metálico. LIBRO PÁG. 282



Vista en dos dimensiones

Nube electrónica.

Los electrones que la forman no están unidos a los núcleos, se deslocalizan entre los cationes evitando su repulsión.



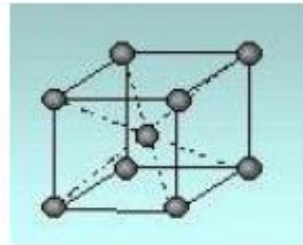
Representación tridimensional
(Fuente: Kalipedia)

Enlace metálico. Propiedades

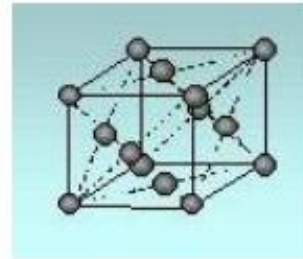
Propiedades de los compuestos metálicos:

1) forman redes metálicas, que a diferencia de las redes cristalinas solo pueden ser de tres tipos:

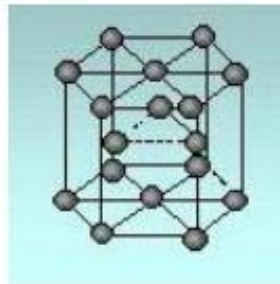
cúbica centrada



cúbica centrada en las caras



hexagonal compacta



Enlace metálico. Propiedades

- 2) son sólidos
- 3) sus puntos de fusión y de ebullición son elevados
- 4) son duros, pero dúctiles (estirar en hilos) y maleables (estirar en láminas)
- 5) conducen bien el calor (se dilatan con facilidad, ya que aumenta la nube electrónica)
- 6) son insolubles en todos los disolventes
- 7) son muy buenos conductores de la electricidad, por la presencia de electrones libres

ENLACES INTERMOLECULARES

Fuerzas intermoleculares. LIBRO PÁG. 283

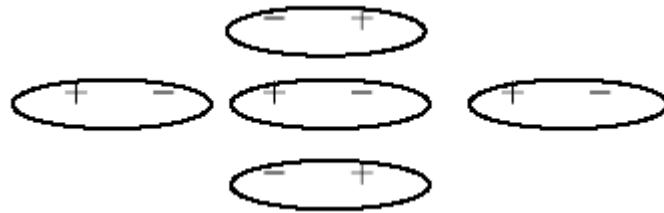
Son las fuerzas que mantienen unidas a las moléculas, y éstas, recordamos, eran características del enlace covalente.

Hay dos tipos de fuerzas intermoleculares:

- I. Fuerzas de Van der Waals
 - Fuerzas de dispersión
 - Atracción dipolo-dipolo
- II. Enlace de hidrógeno (puente de hidrógeno)

Fuerzas intermoleculares. LIBRO PÁG. 283

Fuerzas de Van der Waals. Son **fuerzas, muy débiles**, que unen dipolos. La presencia de un dipolo en una molécula hace que el resto de moléculas se organicen de modo que cada polo (+) esté rodeado de polos (-) y viceversa.



Dos tipos

- Fuerzas de dispersión

Aparecen en **moléculas no polarizadas (moléculas apolares)**

Estas moléculas apolares, aunque no presenten un dipolo permanente, en un momento determinado pueden presentar un ligero desplazamiento de la nube electrónica (**dipolo instantáneo**)

- Atracción dipolo-dipolo

Aparece en **moléculas polares (dipolos permanentes)**. Se atraen los dipolos

Fuerzas intermoleculares. LIBRO PÁG. 283

Enlace de hidrógeno (puente de hidrógeno).

Se da cuando la diferencia de electronegatividad entre el hidrógeno y el átomo que está unido a él es muy grande

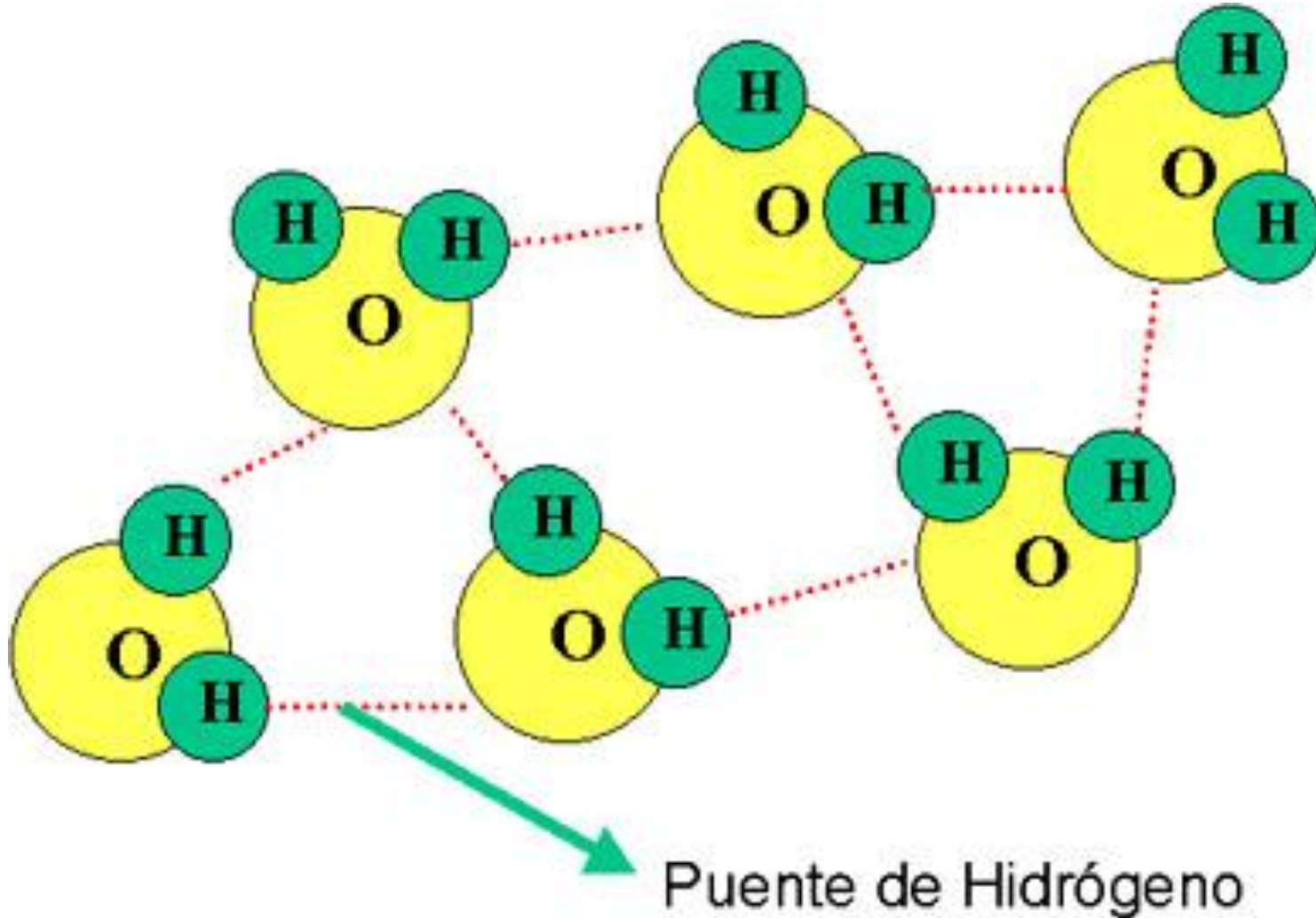
Únicamente se da cuando el átomo unido al hidrógeno es flúor, oxígeno o nitrógeno.

Al estar la molécula tan polarizada el hidrógeno (polo + de la molécula) atraería al polo (-) de otra molécula, haciendo de puente entre moléculas.

Este enlace es el responsable de que el agua sea líquida y no gas, y de la unión entre aminoácidos formando la estructura secundaria o terciaria de las proteínas.

Fuerzas intermoleculares. LIBRO PÁG. 283

Enlace de hidrógeno (puente de hidrógeno).



Resumen tipos de enlace y propiedades

(TABLA PÁG. 284 LIBRO, IMPORTANTE)

Estudio comparativo de las propiedades de las sustancias según su enlace

	SUSTANCIAS IÓNICAS	SUSTANCIAS COVALENTES		SUSTANCIAS METÁLICAS
		SUSTANCIAS MOLECULARES	SUSTANCIAS ATÓMICAS	
PARTÍCULAS CONSTITUYENTES DE LA SUSTANCIA	IONES	MOLÉCULAS	ÁTOMOS	CATIONES
ESTADO FÍSICO	SÓLIDOS (REDES CRISTALINAS)	LÍQUIDOS Y GASES	SÓLIDOS (REDES ATÓMICAS)	SÓLIDOS (REDES METÁLICAS)
TEMPERATURAS DE FUSIÓN Y EBULLICIÓN	ALTOS	BAJOS	MUY ALTOS	ALTOS
DUREZA	DUROS	BLANDOS	MUY DUROS	DUROS (DÚCTILES MALEABLES)
SOLUBILIDAD	EN DISOLVENTES POLARES	EN DISOLVENTES APOLARES	NO SOLUBLES	NO SOLUBLES
CONDUCTIVIDAD DE LA CORRIENTE ELÉCTRICA	NO CONDUCEN (EN ESTADO LÍQUIDO O DISUELTOS SÍ CONDUCEN)	NO CONDUCEN	NO CONDUCEN	MUY BUENOS CONDUCTORES
EJEMPLOS	<i>NaCl, CuSO₄</i>	<i>O₂, CO₂, H₂O</i>	<i>Diamante (C), sílice (SiO₂)</i>	<i>Fe, Na, Ag</i>

Ejercicios

Actvs. 22, 23, 24, 29, 34, 37, 38, 40, 41, 42, 44, 45, 46