

**TEMA 3. EL ENLACE QUÍMICO****ENLACE QUÍMICO Y ESTABILIDAD ENERGÉTICA**

TIPOS DE ENLACE		
ENLACE	SE CARACTERIZA POR:	UNE
Iónico	Transferencia de electrones	M + NM
Covalente	Compartición de electrones	NM + NM
Metálico	Cesión de electrones	M + M

ENLACE IÓNICO

Se basa en la pérdida / ganancia de electrones, formándose especies iónicas que se unen mediante fuerzas electrostáticas debido a la atracción de cargas opuestas.

Los compuestos iónicos no forman moléculas, sino agregados iónicos que forman una red cristalina que se extiende indefinidamente.

Índice de coordinación de un cristal iónico: número de iones de signo opuesto que rodean a un ión

La magnitud termodinámica responsable de la cohesión de la red cristalina de un sólido iónico se denomina **energía reticular** (U_r): es la energía necesaria para disgregar un mol de una sustancia iónica y obtener los respectivos iones aislados en fase gaseosa

$$U_r \propto \frac{Z^+ \cdot Z^-}{d_{\text{enl}}}$$

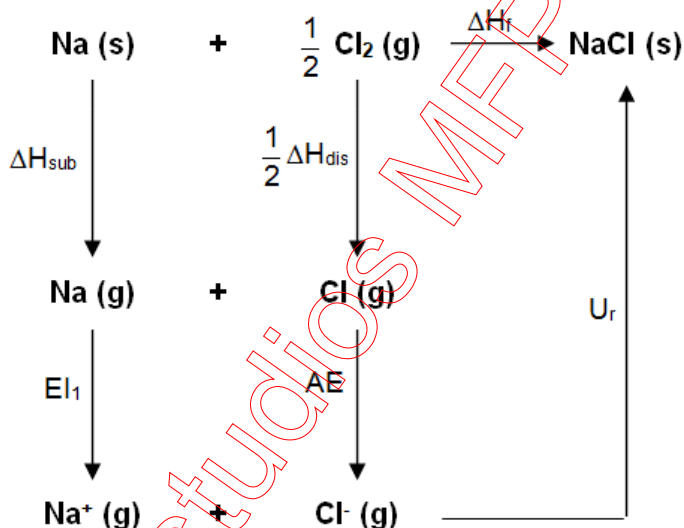
Z^+ \Rightarrow carga del catión

Z^- \Rightarrow carga del anión

d_{enl} \Rightarrow distancia de enlace



Ciclo de Born – Haber

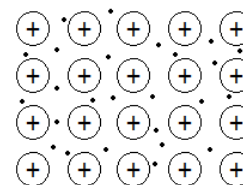


$$\Delta H_f = \Delta H_{\text{sub}} + E_{I_1} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{dis}} + AE + U_r$$

ENLACE METÁLICO

Modelo del mar de electrones

El enlace metálico es la unión química resultado de la mutua atracción entre el mar de electrones y la red de iones positivos.



Teoría de bandas





ENLACE COVALENTE

Supone que los átomos pueden compartir parte de los e- que tienen en su capa de valencia para alcanzar la configuración de gas noble.

Dos tipos de sustancias covalentes con propiedades totalmente diferentes:

- Sustancias covalentes moleculares
- Sólidos covalentes cristalinos

Sustancias moleculares

1.1.1. Clasificación de los enlaces covalentes

a) Según el número de e- compartidos: simple, doble, triple

b) Atendiendo a como están compartidos los e-: **puro o apolar, polar, coordinado (dativo)**

- Fenómeno de resonancia: surge cuando no se puede representar el estado electrónico de una molécula o de un ión mediante una sola estructura. Ninguna de estas estructuras tiene existencia real, sino una hibridación entre todas ellas

1.1.1.1. Diagramas de Lewis

Para hallar la estructura de Lewis hay que tener en cuenta que:

- El H nunca puede tener más de 2e- a su alrededor
- Los átomos del segundo periodo tienden a cumplir la regla del octeto: se rodean de 8e-
- El resto de átomos siguen en general la regla del octeto, pero tienen orbitales "d" vacíos, por lo que pueden alojar más de 8e- a su alrededor
- Ponemos como átomo central el que menos e- de valencia tenga (exceptuando al H); y si hay varios átomos con igual número de e- de valencia, el de mayor Z



1.1.1.2. Teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV)

Podemos representar la estructura geométrica en el espacio de las moléculas covalentes considerando los pares de e- enlazantes (PE) y no enlazantes (PL) que tiene el átomo central, de forma que éstos tenderán a separarse el máximo unos de otros, en base a las repulsiones electrostáticas que deben existir. Así, de mayor a menor repulsión:



MOLÉCULA	PARES ELECTRONES DEL ÁTOMO CENTRAL			FORMA GEOMÉTRICA	EJEMPLO
	TOTAL	PE	PL		
AB ₂	2	2	0	<p>Lineal</p>	<p>BeH₂</p>
AB ₃	3	3	0	<p>Triangular plana</p>	<p>BH₃</p>

SEGUNDO DE BACHILLERATO – QUÍMICA

<p>AB_2X</p>	<p>3</p>	<p>2</p>	<p>1</p>	<p>Angular trigonal</p>	<p>$SnCl_2$</p>
<p>AB_4</p>	<p>4</p>	<p>4</p>	<p>0</p>	<p>Tetraédrica</p>	<p>CH_4</p>
<p>AB_3X</p>	<p>4</p>	<p>3</p>	<p>1</p>	<p>Pirámide trigonal</p>	<p>NH_3</p>



SEGUNDO DE BACHILLERATO – QUÍMICA

AB_2X_2	4	2	2	<p>Angular</p>	<p>H_2O</p>
-----------	---	---	---	----------------	--------------------------

1.1.1.3. Teoría del enlace de valencia (TEV)

a) **Orbitales moleculares sigma (σ):** Los orbitales atómicos se solapan frontalmente.

b) **Orbitales moleculares pi (π):** Los orbitales atómicos se solapan lateralmente

1.1.1.4. Hibridación

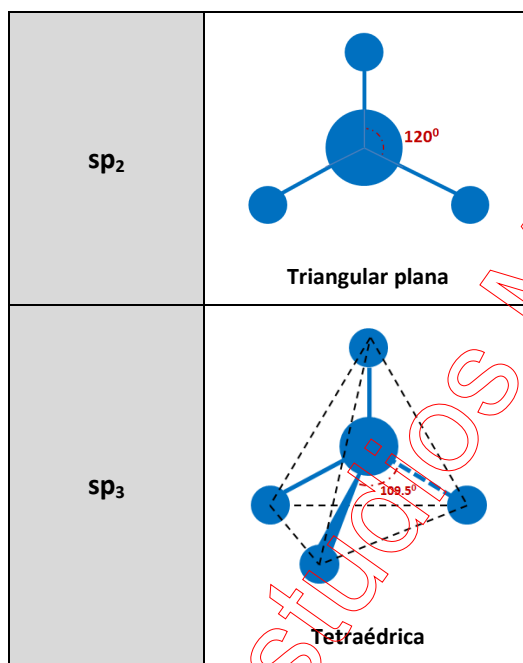
- Se produce el mismo número de orbitales híbridos que orbitales atómicos de partida.

$$N^\circ \text{ de OH} = N^\circ \text{ enl. } \sigma + \text{PL (del átomo central)}$$

- Son todos iguales, energéticamente y formalmente. Sólo se diferencian en su orientación espacial.
- Para que pueda existir hibridación, la energía de los orbitales atómicos de partida debe ser muy similar.
- Los ángulos entre ellos son iguales.

HIBRIDACIÓN	FORMA GEOMÉTRICA
sp	<p>Lineal</p>

SEGUNDO DE BACHILLERATO – QUÍMICA



1.1.2. Enlaces intermoleculares

a) **Fuerzas dipolo-dipolo:** son fuerzas débiles de atracción entre dipolos que pueden ser inducidos (Fuerzas de London) o permanentes (Fuerzas de Van der Waals).

✓ **Fuerzas de London:** se producen entre moléculas no polares (N₂, O₂...) y en átomos (He, Ar...).

✓ **Fuerzas de Van der Waals:** si las moléculas ya son polares, los dipolos se orientan para atraerse con el polo de signo contrario de la molécula vecina.

b) **Enlaces por puente de hidrógeno:** para que se produzcan deben cumplirse dos condiciones:

- El hidrógeno se une a un elemento muy electronegativo (F, Cl, O, N): el hidrógeno es el que se carga positivamente, y el otro átomo negativamente.

- El elemento al que se une el hidrógeno debe tener pares no enlazantes.

De mayor a menor fuerza: PdeH > FVdW > London



SEGUNDO DE BACHILLERATO – QUÍMICA

Sólidos covalentes cristalinos (diamante, grafito, cuarzo)

Son gigantescas agrupaciones de átomos unidos por enlaces covalentes formando sólidos con redes tridimensionales

TABLA RESUMEN DE PROPIEDADES

PROPIEDAD	SUSTANCIAS IÓNICAS	SUSTANCIAS MOLECULARES	SUSTANCIAS MACROMOLECULARES	SUSTANCIAS METÁLICAS
DUREZA	Duras pero frágiles	Blandas	Muy duras	Duras y blandas (gran variedad)
ESTADO A TEMPERATURA AMBIENTE	Sólidas	Gases, líquidas y sólidas	Sólidas	Sólidas menos el Hg (líquido)
PUNTOS DE FUSIÓN	Altos	Variados sin llegar a ser altos	Muy altos	Variados pero altos
PUNTOS DE EBULLICIÓN	Líquidos en gran rango de temperaturas	Líquidos en pequeños rangos de temperatura	Muy altos	Muy altos
SOLUBILIDAD EN AGUA	Solubles en general	Insolubles en general	Insolubles	Insolubles en general
SOLUBILIDAD EN DISOLVENTES APOLARES	Insolubles	Solubles en general	Insolubles	Insolubles
CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA	Si disueltos o fundidos; no en estado sólido	No	No	Si
EJEMPLOS	NaCl CaO	F ₂ CH ₄	Diamante (C) Cuarzo (SiO ₂)	Al Fe

Centro de estudios MFP