

# ENLACE QUÍMICO Y PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS (resumen)

1. Concepto de enlace en relación con la estabilidad energética de los átomos enlazados.
2. Enlace iónico. Concepto de energía de red. Ciclo de Born-Haber. Propiedades de las sustancias iónicas.
3. Enlace covalente. Parámetros moleculares. Modelos de enlace covalente. Enlaces simples y enlaces múltiples. Propiedades de las sustancias covalentes.
4. Enlace metálico. Modelos que explican el enlace metálico. Propiedades de los metales.
5. Fuerzas intermoleculares.

## 1.- Concepto de enlace en relación con la estabilidad energética de los átomos enlazados.

La tendencia general de cualquier sistema físico es alcanzar una situación de **energía mínima**. Si dos átomos se acercan se pueden producir dos situaciones

- El estado de mínima energía se alcanza con los átomos infinitamente separados  $\Rightarrow$  No se forma el enlace
- El estado de mínima energía se alcanza si la distancia entre los átomos es  $r_0$  (distancia de enlace)  $\Rightarrow$  Se forma el enlace

Se llama **electrovalencia** al número de electrones intercambiados entre dos elementos para formar enlaces. Cuando reaccionan entre sí, los átomos pierden o ganan electrones necesarios para adquirir la estructura de un gas noble, con 8 electrones en la última capa (**regla del octeto de W. Kossel**).

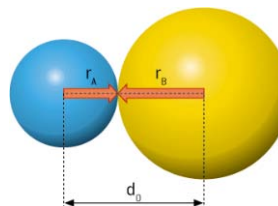
## 2.- Enlace iónico. Concepto de energía de red. Ciclo de Born-Haber. Propiedades de las sustancias iónicas.

El enlace iónico se produce entre átomos de elementos que posean electronegatividades muy distintas. El elemento de menor energía de ionización transfiere electrones al de mayor afinidad electrónica, por lo que los átomos se transforman en iones con cargas de signo contrario.

El enlace iónico es la unión que se produce entre los iones positivos y negativos, debido a las **fuerzas de Coulomb**:

$$F = \pm K \frac{q_1 q_2}{d_0^2}$$

$d_0$  = distancia interiónica  
 $q_1$  y  $q_2$  = cargas netas de los iones  
 $K$  = constante de Coulomb



## ENERGÍA RETICULAR (energía de red)

La ordenación de los iones para formar el cristal supone una liberación de energía denominada **energía reticular U**.

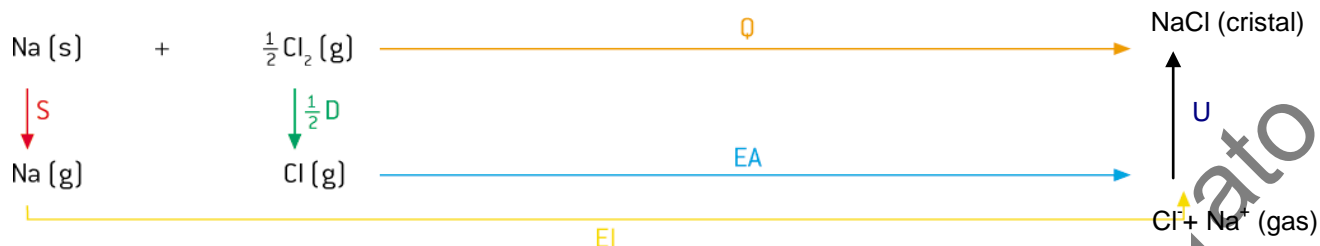
$$U = K \frac{q_1 q_2}{d_0}$$

En los compuestos iónicos cada ión positivo se rodea del mayor número de iones negativos y viceversa, alcanzando un **equilibrio entre las fuerzas** atractivas y repulsivas, originando **cristales**.

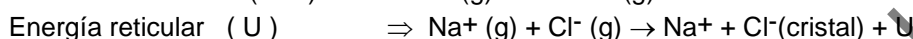
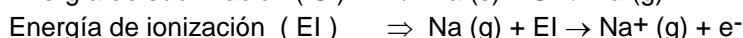
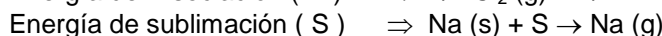
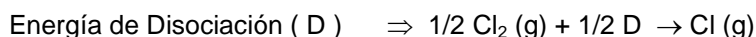
- Los compuestos iónicos son más estables cuanto mayor sea su energía reticular
- La energía reticular es inversamente proporcional a la distancia interiónica  $d_0$

## CICLO DE BORN-HABER

El **ciclo de Born-Haber** permite describir el proceso de formación de una red iónica desde el punto de vista termodinámico, separando el proceso total en procesos parciales, como ocurre, por ejemplo, en la formación de un cristal de cloruro de sodio ( NaCl)



### Procesos parciales



### Proceso directo



La energía total se conserva    Q = S +  $\frac{1}{2}$  D + EI + EA + U

## REDES CRISTALINAS

Los compuestos iónicos son **sólidos cristalinos** constituidos por redes tridimensionales de iones

**ÍNDICE DE COORDINACIÓN:** es el número de iones de un mismo signo que rodean a otro de signo contrario y se sitúan a una distancia mínima. El índice de coordinación disminuye al disminuir la relación entre los radios del catión y del anión ( $r_c / r_A$ ). La forma de la red depende del índice de coordinación.

### ALGUNOS TIPOS DE REDES CRISTALINAS

- Red cúbica centrada en el cuerpo (ejemplo cloruro de cesio)
- Red de la fluorita (CaF<sub>2</sub>)
- Red cúbica centrada en las caras (ejemplo cloruro de sodio)
- Red tetraédrica (ejemplo blenda)

## PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS

- Sólidos a temperatura ambiente
- Son duros pero frágiles
- Son siempre cristales
- Si los cristales se golpean, se fracturan por planos, al repelerse los iones de igual carga eléctrica
- Tienen elevada temperatura de fusión y ebullición

↪ Si  $d_0$  aumenta  $\Rightarrow$  U disminuye (el compuesto es "menos estable")

- ⇒
- Disminuye la temperatura de fusión y ebullición
  - Disminuye la dureza
  - Aumenta el coeficiente de dilatación

- En estado sólido no conducen la electricidad. Disueltos o fundidos conducen la corriente eléctrica.
- Se disuelven en disolventes muy polares como el agua. Las moléculas de agua se interponen entre los iones de la red y apantallan las fuerzas de Coulomb entre los iones que quedan libres.

### 3.- Enlace covalente. Modelos de enlace covalente. Enlaces simples y enlaces múltiples. Propiedades de las sustancias covalentes.

El enlace covalente se forma cuando se unen átomos de no metales, debido a la compartición de pares electrónicos entre dichos átomos. Esta compartición tiene como finalidad conseguir que los átomos completen su octeto y se forme un sistema con menor energía que el formado por los átomos por separado  
(Gilbert Newton Lewis 1875 - 1946 )

#### PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS COVALENTES

Pueden ser

- Moléculas aisladas ( $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $O_2$ , etc.). Se caracterizan porque los enlaces entre los átomos de una molécula son muy fuertes, pero las uniones entre moléculas son débiles, caso de los líquidos o casi nulas en el caso de los gases. Son gases o líquidos a temperatura ambiente.
- Sólidos covalentes: en algunos casos, la fortaleza del enlace covalente se extiende en todas las direcciones, constituyendo redes muy fuertes, como el diamante y el grafito. Son sólidos y con puntos de fusión y ebullición altísimos. Se verán más adelante.

#### ESTRUCTURAS DE LEWIS

Lewis representó las moléculas mediante **diagramas de estructura de Lewis**, (también llamados diagramas de puntos) donde los electrones del último nivel energético figuran como puntos o cruces agrupados por parejas alrededor de los símbolos. Las parejas electrónicas también pueden sustituirse por guiones.

1.- Si cada átomo enlazado aporta un electrón al par compartido, existe un enlace covalente normal:

2.- Si dos átomos comparten más de un par de electrones se originan enlaces múltiples:

3.- Si los dos  $e^-$  son aportados por uno sólo de los átomos unidos, el enlace se llama covalente dativo o coordinado:

**Ejemplo:** Indica la estructura de Lewis en la molécula de eteno  $C_2H_4$

La configuración electrónica del carbono es:  $1s^2 2s^2 2p^2$  y la del hidrógeno es:  $1s^1$

Cada átomo de carbono tiene cuatro electrones en su último nivel (capa de valencia) y cada átomo de hidrógeno, un electrón. El número total de electrones de la capa de valencia es  $2 \cdot 4 + 4 = 12$ , por lo que se pueden formar 6 enlaces en total.

Como el átomo de hidrógeno sólo puede formar un enlace, los átomos de carbono deben formar uno doble entre ellos.

#### LA TEORÍA DE VALENCIA (EV)

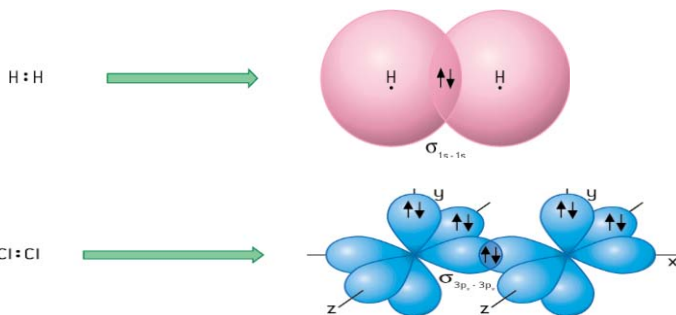
Dos átomos forman un **enlace covalente** cuando se superponen o **solapan orbitales** de ambos, originando una zona común de alta densidad electrónica. Para ello, los orbitales atómicos de partida deben estar **semillenos**.

El solapamiento frontal de orbitales atómicos origina enlaces denominados  $\sigma$  (sigma) y el solapamiento lateral origina enlaces denominados  $\pi$  (pi).

Los orbitales solapados forman un solo orbital ocupado con dos electrones apareados que poseen espines opuestos. Para que los orbitales puedan solaparse para formar un enlace covalente deben ser de **energía parecida** y tener **simetría adecuada**

## Moléculas descritas mediante la teoría EV

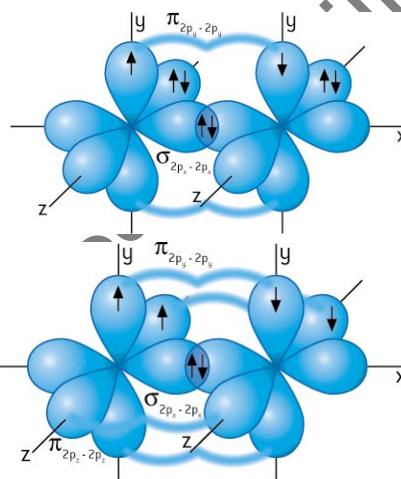
**Molécula de hidrógeno ( $H_2$ ):** cada átomo de H posee un orbital atómico 1s semilleno  
El solapamiento de los OA 1s forma una zona de probabilidad común, responsable del enlace



**Molécula de cloro ( $Cl_2$ ):** cada átomo de Cl posee un orbital atómico 2p semilleno  
El solapamiento frontal de dos OA 2p forma una zona de probabilidad común responsable del enlace

**Enlaces múltiples:** Cuando se produce más de un solapamiento entre orbitales atómicos de distintos átomos se originan enlaces múltiples.

**Molécula de oxígeno ( $O_2$ )** Al acercarse dos átomos de oxígeno, se solapan frontalmente sus OA  $2p_x$  semiocupados, originando un enlace  $\sigma$ . También se solapan lateralmente los dos OA  $2p_y$ , originando otro enlace  $\pi$



**Molécula de nitrógeno ( $N_2$ )** Al aproximarse los átomos, se solapan frontalmente sus OA  $2p_x$  semiocupados (enlace  $\sigma$ ) y se producen solapamientos laterales entre los dos OA  $2p_y$  y los dos OA  $2p_z$  respectivamente, originando dos enlaces  $\pi$

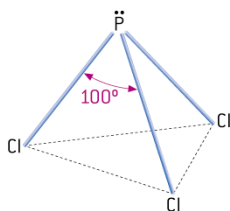
## PARÁMETROS MOLECULARES

Los parámetros moleculares a tener en cuenta para entender la estructura de las moléculas son el **ángulo de enlace**, la **longitud de enlace** y la **energía de enlace**.

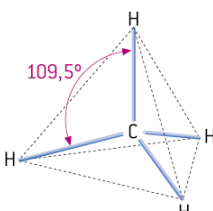
### Ángulo de enlace

Es el ángulo comprendido entre dos enlaces de un átomo. Se miden entre las líneas imaginarias que unen un núcleo con los núcleos de dos átomos enlazados con él.

MOLÉCULA DE TRICLORURO DE FÓSFORO



MOLÉCULA DE METANO



Sustituyendo el carbono y el fósforo por elementos del mismo grupo, con el mismo número de electrones de valencia, los nuevos compuestos poseen ángulos de enlace con valores similares:

Las moléculas de  $SiH_4$ ,  $GeH_4$  y  $SnH_4$  poseen ángulos de enlace similares al metano.

Las moléculas de  $AsCl_3$ ,  $SbCl_3$  y  $BiCl_3$  poseen ángulos de enlace similares al tricloruro de boro.

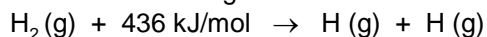
### Longitud de enlace

Es la distancia entre los núcleos de dos átomos enlazados, y depende del compuesto al que pertenece el enlace.

- Las longitudes de enlace, junto con los ángulos de enlace determinan la geometría de la molécula.
- Si uno de los átomos enlazados permanece fijo, la longitud de enlace aumenta con el Z del otro.

## Energía de enlace

En las moléculas diatómicas es la que se intercambia en la reacción de disociación de la molécula en sus dos átomos, estando todos en estado gaseoso. Se suele medir en eV / átomo o en kJ/mol. Por ejemplo:



En moléculas poliatómicas se define de la misma forma, pero la energía de cada enlace está influida por el resto de los átomos de la molécula, siendo necesario obtener valores promedio. A pesar de ello, la energía de enlace depende fundamentalmente de los átomos enlazados y no del compuesto del que forma parte el enlace.

## MOLÉCULAS POLARES (MOMENTO DIPOLAR)

Dos cargas eléctricas iguales y de signo contrario, +q y -q, situadas a una cierta distancia entre sí, d, constituyen un **dipolo** que se caracteriza por su **momento dipolar**:

$$\vec{\mu} = q\vec{d}$$

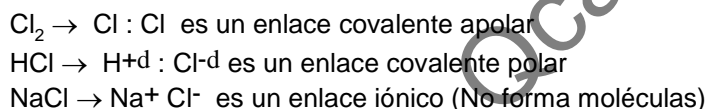
+q      -q  
●      →      ●

Siendo d un vector con origen en +q y extremo en -q

El momento dipolar se mide en el S.I. en C \* m (culombios x metros). En la práctica se emplea el Debye (D)  
1 D = 3,3 \* 10<sup>-30</sup> C m

- En enlaces covalentes entre átomos diferentes, el más electronegativo atrae con más intensidad a los electrones comunes del enlace. El desplazamiento de la carga hacia el átomo más electronegativo forma un **dipolo permanente**.
- Los enlaces pueden clasificarse según su polaridad o porcentaje de carácter iónico, desde el 0% (**enlaces covalentes puros**, sin momento dipolar o apolares), hasta el 100% (**enlaces iónicos puros**).

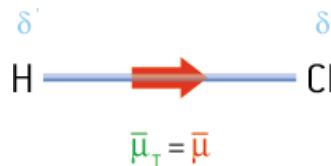
Ejemplos:



## Momentos dipolares moleculares

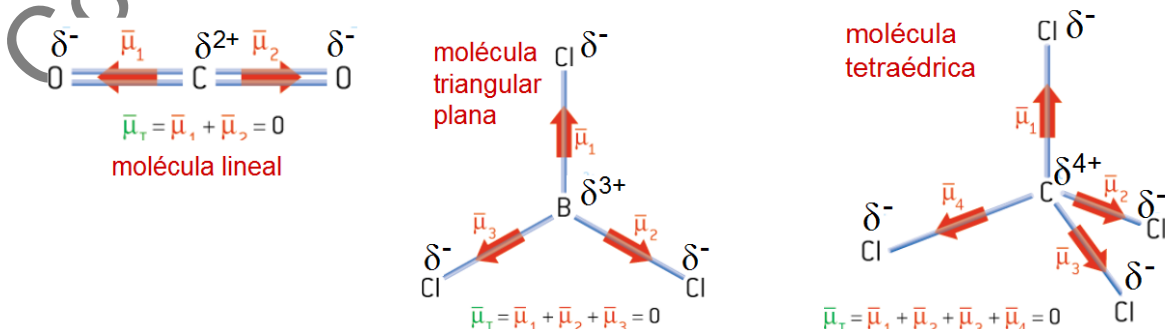
El momento dipolar de una molécula es la suma vectorial de los momentos dipolares de todos sus enlaces. Algunas moléculas en su conjunto son apolares y, sin embargo, contienen enlaces polares.

**Moléculas diatómicas:** en las moléculas diatómicas coinciden la polaridad del enlace y la polaridad de la molécula.

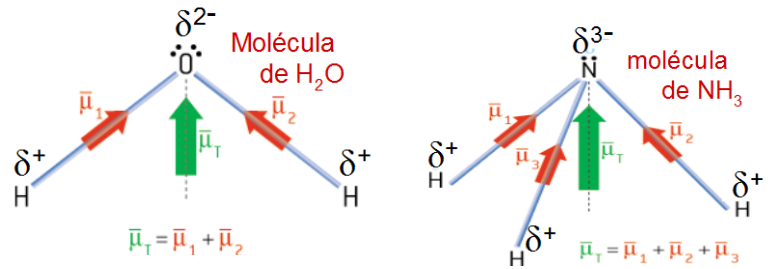


Pueden presentarse los siguientes casos:

**Moléculas apolares con enlaces covalentes polares**, que poseen enlaces covalentes polares debido a que, por motivos de simetría, los dipolos creados por los distintos enlaces se pueden anular. Este caso puede suceder en moléculas lineales, triangulares planas o tetraédricas. Ejemplo:



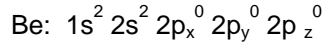
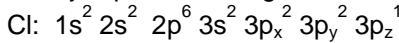
**Moléculas angulares o piramidales:**  
 En las **moléculas angulares** (H<sub>2</sub>O) o **piramidales** (NH<sub>3</sub>), la polaridad de los enlaces y la polaridad molecular son diferentes, pues los momentos dipolares de los enlaces se suman como vectores. Ejemplos: Moléculas de agua y amoníaco.



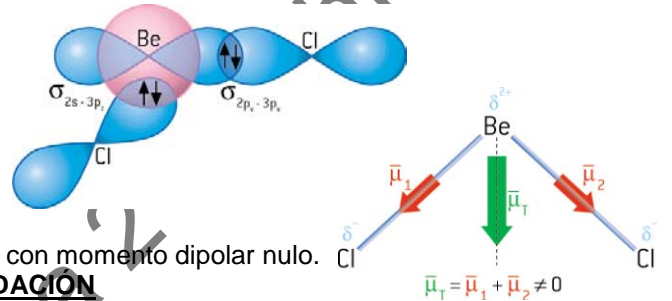
## GEOMETRÍA MOLECULAR

El estudio experimental de la geometría de las moléculas da resultados que a veces no coinciden con la predicción de la teoría de EV.

Por ejemplo, las configuraciones electrónicas de los átomos en la molécula de dicloruro de berilio BeCl<sub>2</sub> son:



El átomo de berilio no tiene electrones desapareados, pero si promociona un electrón desde el orbital 2s al orbital 2p<sub>x</sub>, los enlaces s formados entre sus orbitales 2s y 2p<sub>x</sub> y los orbitales 2p<sub>z</sub> de cada átomo de Cl deberían formar un ángulo distinto de 180° y la molécula debería tener momento dipolar

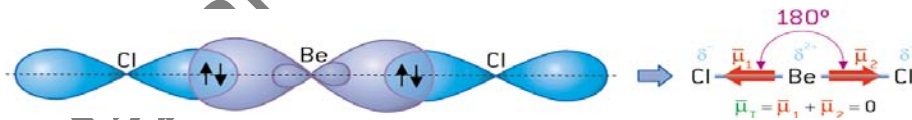


Se demuestra experimentalmente que la molécula es lineal, con momento dipolar nulo. Esto se puede explicar introduciendo el concepto de **HIBRIDACIÓN**

## HIBRIDACIÓN DE ORBITALES

La **combinación de orbitales atómicos** (OA) da lugar a otros orbitales atómicos denominados **orbitales híbridos**.

Por ejemplo, en la molécula de dicloruro de berilio, una combinación lineal de los orbitales atómicos 2s y 2p<sub>x</sub> del átomo de berilio originan dos orbitales híbridos donde se alojan los dos electrones que contenía el orbital 2s original.



Estos orbitales híbridos originan, con dos OA 2p de los átomos de Cl, dos enlaces que forman 180°. El resultado es una molécula lineal sin momento dipolar, conforme al resultado experimental

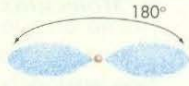

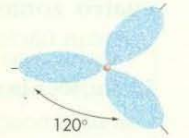
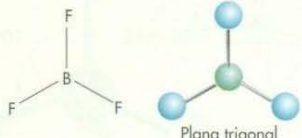
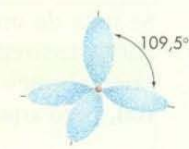
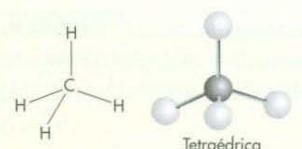
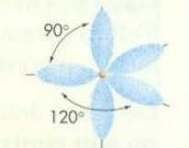
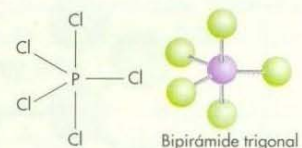
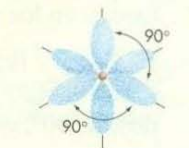
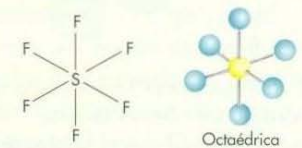
## Tipos de hibridación más frecuentes

Orbitales atómicos	Orbitales híbridos	Geometría molecular	Ejemplo
1 «s» + 1 «p» 	2 «sp» 	Lineal	Cl — Be — Cl
1 «s» + 2 «p» 	3 «sp <sup>2</sup> » 	Triangular plana	
1 «s» + 3 «p» 	4 «sp <sup>3</sup> » 	Tetraédrica	

## Moléculas cuyo átomo central carece de pares de electrones solitarios

A y B, siendo A el **átomo central**, que, generalmente, coincide con el **elemento menos electronegativo**. El hidrógeno no puede ser nunca el átomo central.

La fórmula general de estas moléculas será  $AB_n$ , donde  $n$  va de 2 a 6. En el caso de  $n = 1$ , tendremos una molécula diatómica que obligatoriamente es de tipo lineal.

Tipo de molécula	Ejemplo	Estructura de Lewis	Pares enlazantes	Orientación espacial	Geometría de la molécula
$AB_2$	$BeCl_2$	$:\ddot{Cl}-Be-\ddot{Cl}:$	2		$Cl-Be-Cl$  Lineal
$AB_3$	$BF_3$	$:\ddot{F}-B-\ddot{F}:$ $:\ddot{F}:$	3		 Plana trigonal
$AB_4$	$CH_4$	$\begin{array}{c} H \\   \\ H-C-H \\   \\ H \end{array}$	4		 Tetraédrica
$AB_5$	$PCl_5$	$\begin{array}{c} :\ddot{Cl}:\ddot{Cl}: \\   \\ :\ddot{Cl}-P-\ddot{Cl}: \\   \\ :\ddot{Cl}:\ddot{Cl}: \end{array}$	5		 Bipirámide trigonal
$AB_6$	$SF_6$	$\begin{array}{c} :\ddot{F}:\ddot{F}: \\   \\ :\ddot{F}-S-\ddot{F}: \\   \\ :\ddot{F}:\ddot{F}: \end{array}$	6		 Octaédrica

Colegic

## Moléculas cuyo átomo central posee pares de electrones solitarios

Si usamos el símbolo E para describir los pares de electrones solitarios del átomo central, las fórmulas generales correspondientes a estas especies moleculares serán del tipo  $AB_nE_m$ , donde  $m = 1, 2, 3$  ó  $4$ .

Tipo de molécula	Ejemplo	Estructura de Lewis	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	N.º total de nubes	Orientación de las nubes electrónicas	Geometría de la molécula
$AB_2E$	$SO_2$		2	1	3		
	$NO_2^-$		2	1	3		
$AB_3E$	$NH_3$		3	1	4		
	$ClO_3^-$		3	1	4		
$AB_2E_2$	$H_2O$		2	2	4		

En resumen:

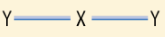
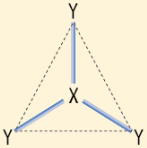
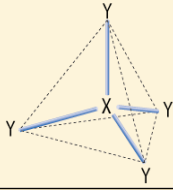
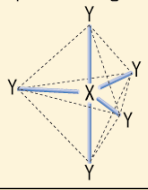
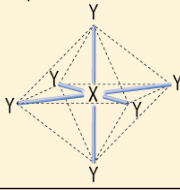
FÓRMULA	PARES DE ELECTRÓN COMPARTIDOS	PARES DE ELECTRÓN NON COMPARTIDOS	DISTRIBUCIÓN	GEOMETRÍA DA MOLÉCULA	EXEMPLO
$AB_2$	2	0	lineal	lineal	$BeCl_2$
$AB_3$	3	0	plana trigonal	plana triangular	$BCl_3$
$AB_2E$	2	1	plana trigonal	angular	$SnCl_2$
$AB_4$	4	0	tetraédrica	tetraédrica	$CH_4$
$AB_3E$	3	1	tetraédrica	piramidal trigonal	$NH_3$
$AB_2E_2$	2	2	tetraédrica	angular	$H_2O$
$AB_5$	5	0	bipirámide trigonal	bipirámide trigonal	$PCl_5$
$AB_4E$	4	1	bipirámide trigonal	tetraédrica irregular	$SF_4$
$AB_3E_2$	3	2	bipirámide trigonal	forma de T	$ClF_3$
$AB_2E_3$	2	3	bipirámide trigonal	lineal	$XeF_2$
$AB_6$	6	0	octaédrica	octaédrica	$SF_6$
$AB_5E$	5	1	octaédrica	piramidal cuadrangular	$BrF_5$
$AB_4E_2$	4	2	octaédrica	plana cadrada	$XeF_4$

Táboa 2-1. A letra A representa ao átomo central, o B aos átomos enlazantes e o E aos pares de electróns non enlazantes.

## TRPECV (TEORÍA DE REPULSIÓN DE LOS PARES DE ELECTRONES DE LA CAPA DE VALENCIA)

Este método predice la geometría de moléculas sencillas a partir de consideraciones geométricas que sustituyen al concepto de hibridación de la teoría EV. El método se basa en la repulsión entre pares de electrones en torno al átomo central y considera pares de electrones tanto los enlaces como los pares electrónicos no compartidos.

- Los pares de electrones de valencia que rodean a un átomo central se repelen entre sí, separándose en la medida de lo posible para minimizar la energía del sistema.
- Los pares no compartidos están más dispersos y ejercen más repulsión sobre los otros pares, por lo que los ángulos de enlace que resultan son mayores que los teóricos.

GEOMETRÍAS MÁS FAVORABLES SEGÚN EL NÚMERO DE PARES ELECTRÓNICOS				
2	3	4	5	6
Línea recta	Triángulo equilátero	Tetraedro	Bipirámide trigonal	Bipirámide cuadrada
				
BeCl <sub>2</sub>	BF <sub>3</sub>	CCl <sub>4</sub>	PCl <sub>5</sub>	SF <sub>6</sub>

## RESONANCIA

En muchos compuestos, la representación de su molécula con una sola estructura es inadecuada, ya que ninguna de las posibles estructuras representa al compuesto y sus propiedades en su totalidad. Por ello la teoría de EV propone una hipótesis llamada **resonancia**, que establece que existen no sólo pares de electrones compartidos y localizados entre dos átomos, sino que algunos electrones se deslocalizan y su posición se extiende por la molécula.

- La resonancia propone la representación de determinadas moléculas mediante varias fórmulas estructurales llamadas **estructuras resonantes**.
- La estructura real es el conjunto de dichas estructuras y se denomina **híbrido de resonancia**.

## 4.- Enlace metálico. Modelos que explican el enlace metálico. Propiedades de los metales.

El **enlace metálico** se forma si los elementos que se unen tienen:

- Orbitales desocupados
- Baja energía de ionización

Los átomos dejan en libertad algunos de sus e<sup>-</sup> (gas o nube electrónica) transformándose en iones positivos que se colocan en los nodos del cristal.

Las **redes cristalinas** metálicas más comunes son:

- Empaquetamiento cúbico compacto
- Empaquetamiento hexagonal compacto

## LA TEORÍA DE BANDAS

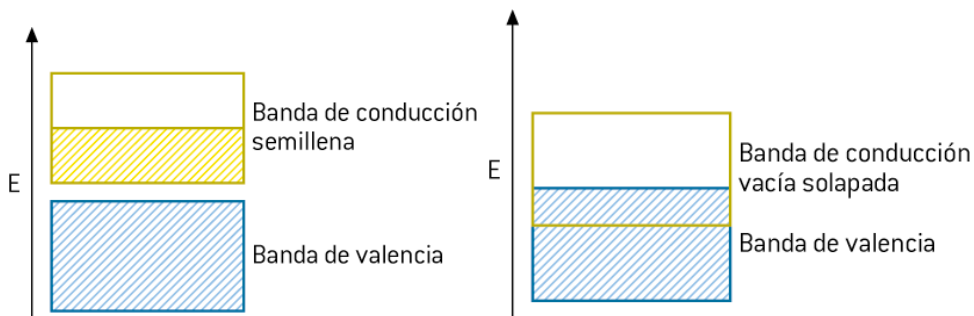
Mediante la **teoría de bandas** se pueden describir, desde el punto de vista energético, algunas propiedades de los metales como la conductividad eléctrica y térmica.

Los electrones pueden pertenecer a dos posibles bandas de energía:

- **La banda de valencia:** Corresponde a las energías de los  $e^-$  ligados al átomo y que no pertenecen al gas electrónico
- **La banda de conducción:** Corresponde a las energías de los  $e^-$  del gas electrónico

Los metales son conductores porque:

- poseen una banda de conducción semillena
- poseen una banda de conducción vacía que se solapa con la banda de valencia



## PROPIEDADES DE LOS METALES.

**Brillo intenso:** Capacidad de los  $e^-$  para captar y emitir energía electromagnética

**Conductividad térmica:** Los  $e^-$  ceden parte de su energía cinética para calentar la red

**Maleabilidad y ductilidad:** Se pueden estirar en hilos o extender en láminas

**Temperaturas de fusión y ebullición:** Dependen de la fuerza de atracción entre  $e^-$  y los iones positivos

Aunque los cationes se desplacen, los  $e^-$  de la red amortiguan la fuerza de repulsión entre ellos.

Por el contrario, en los compuestos iónicos este desplazamiento produce la fractura del cristal al quedar enfrentados iones del mismo signo.

## 5.- Fuerzas intermoleculares.

Las fuerzas que unen las moléculas entre sí reciben el nombre genérico de **fuerzas de Van der Waals**. La magnitud de estas fuerzas depende del número de electrones, del tamaño de la molécula y de la forma molecular, y pueden ser de tres tipos:

**Fuerzas de atracción dipolo-dipolo.** También llamadas fuerzas de orientación o de Keeson, se originan entre moléculas que forman dipolos permanentes. La parte positiva de un dipolo atrae a la parte negativa del dipolo más próximo. Las moléculas se orientan y se atraen con una fuerza que aumenta con su momento dipolar. A temperatura ambiente la mayoría de las sustancias son líquidas o gases debido a sus bajas temperaturas de fusión y ebullición. Ejemplos: Ácido clorhídrico, etanol, agua, cloroformo.

**Fuerzas de atracción dipolo-dipolo inducido.** También llamadas fuerzas de Debye, se producen cuando una molécula polar distorsiona la nube electrónica de otra molécula próxima, creando en ella un dipolo instantáneo o dipolo inducido y surgiendo así una fuerza de atracción entre ambas moléculas.

**Fuerzas de dispersión.** También llamadas London, se deben a dipolos instantáneos que se originan en las moléculas apolares de forma aleatoria, a partir de vibraciones que producen una polarización por asimetría de la distribución de electrones. Son fuerzas más débiles que las anteriores, por la brevedad de su existencia. Originan el estado líquido y sólido de moléculas que son apolares por no tener dipolos ( $O_2, H_2, N_2$ ) o por motivos de simetría ( $CO_2, CCl_4, CH_4$ ). Crecen con la masa molecular o atómica de las sustancias. Por eso, las sustancias formadas por moléculas de alta masa molecular son líquidas o sólidas a temperatura ambiente.

## ENLACE DE HIDRÓGENO

Es una unión entre moléculas en las que un átomo de H actúa de "puente" entre dos átomos muy electronegativos como F, O ó N, que se encuentran unidos al hidrógeno mediante un enlace covalente muy polarizado. Los electrones del enlace covalente están muy desplazados hacia el átomo más electronegativo y el H tiene cierta carga positiva.

Ejemplos:

- En la molécula de HF se produce una **atracción de tipo electrostático** entre los átomos de hidrógeno H<sup>+</sup> y de F<sup>-</sup>. El enlace de hidrógeno se representa por una línea discontinua de puntos.
- Agua
- Alcoholes

## **SUSTANCIAS MOLECULARES.**

Las moléculas son agrupaciones de átomos unidos por enlace covalente. Las sustancias moleculares se caracterizan por la gran intensidad de las fuerzas de enlace entre los átomos de la molécula y la debilidad de las fuerzas de unión entre las propias moléculas.

- La mayoría de estas sustancias tienen **puntos de fusión y ebullición bajos**
- Generalmente son **gases** en condiciones ordinarias de presión y temperatura
- Si las moléculas tienen **gran masa molecular** pueden encontrarse en **estado sólido** o **líquido** a temperatura ambiente.

## **SÓLIDOS COVALENTES**

Los sólidos covalentes, también llamados sólidos atómicos o reticulares, son sustancias cuyos átomos están unidos entre sí mediante enlaces covalentes, formando redes tridimensionales.

Las uniones entre los átomos son muy fuertes, por lo que tienen temperaturas de fusión y ebullición muy altas y son muy duros. Ejemplos: Diamante, Cuarzo (SiO<sub>2</sub>)

Colegio Mariano - Qca 2º bachillerato