

ENLACE QUÍMICO

2º Bachillerato

Índice

1. Enlace químico

2. Enlace iónico

3. Enlace covalente

4. Fuerzas intermoleculares

5. Enlace metálico

1. Enlace químico

1.1. Concepto de enlace químico.

1.2. Caracterización del enlace químico.

1.3. Tipos de enlace químico.

1.1. Concepto de enlace químico

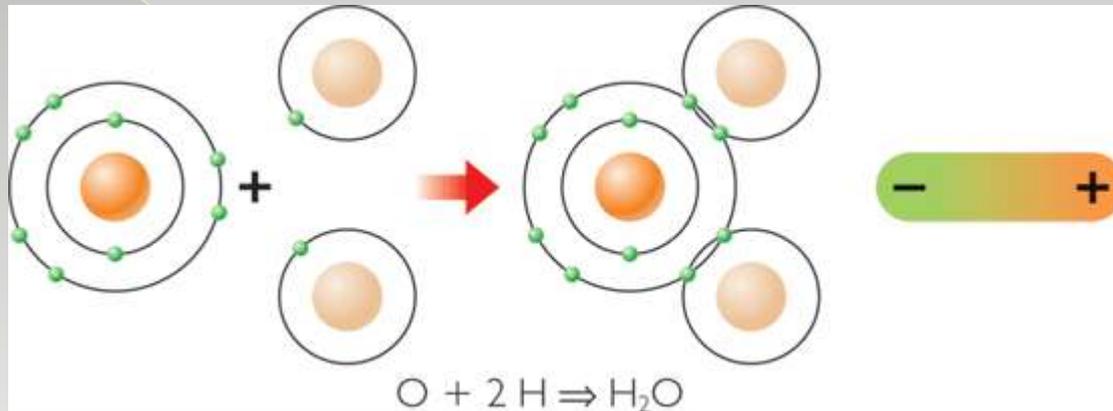
Es la unión entre átomos para alcanzar mayor estabilidad formando moléculas o redes cristalinas

Estructuralmente el enlace es una transferencia total o parcial de carga entre átomos.

Cualquier teoría sobre el enlace químico debe explicar **tres aspectos fundamentales**:

- Las **proporciones** en que los átomos entran a formar parte de la molécula y el número total de ellos.
- La **geometría** de la molécula.
- La **energía** total de la molécula.

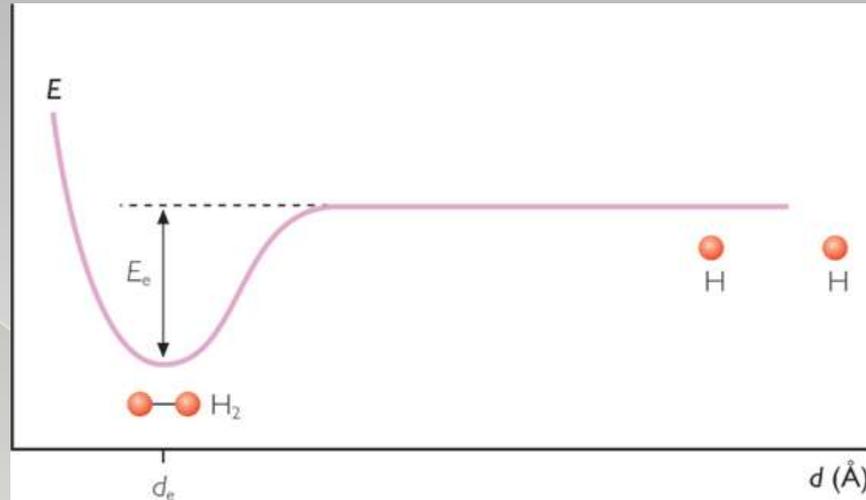
La primera teoría sobre el enlace fue propuesta por **Lewis** que aseguró que los átomos ganaban, perdían o compartían electrones hasta adquirir la configuración de gas noble (teoría del octete electrónico)



Actualmente hay dos teorías:

La teoría del enlace de valencia (EV): el enlace se forma por apareamiento de espines electrónicos y máximo solapamiento de orbitales.

La teoría de orbitales moleculares (OM): considera las moléculas como un conjunto con sus propios orbitales moleculares.



1.2. Caracterización del enlace químico

Longitud de enlace: es la distancia a la cual la energía es mínima.

Energía de enlace: es el valor mínimo de la energía del sistema formado por los átomos unidos.

1.3. Tipos de enlace químico

Se consideran diversos tipos de enlace químico, no siendo tajante una separación entre ellos. Se recurre a unos modelos límite ideales aunque la situación real va a ser intermedia.

Enlaces intramoleculares

Enlace iónico

Enlace covalente

Enlace metálico

Enlaces intermoleculares

Por puente de hidrógeno

De Van der Waals

2. Enlace iónico

2.1. Redes cristalinas

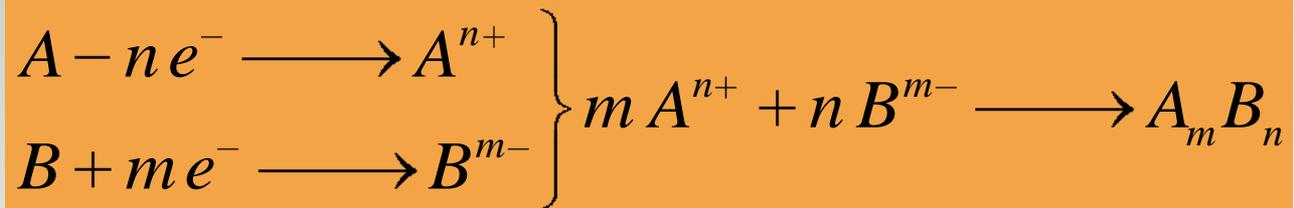
2.2. Energía reticular

2.3. Ciclo de Born-Haber

2.4. Propiedades de los compuestos iónicas

2. Enlace iónico

Es la unión entre iones de signo contrario, de átomos de muy diferente electronegatividad, mediante fuerzas electrostáticas para formar redes cristalinas.



El enlace iónico se ve favorecido:

- Entre metales y no metales de **muy diferente electronegatividad**.
- Entre **iones de carga pequeña**.
- Entre **cationes grandes y aniones pequeños**, que presentan menor efecto polarizante.

2.1. Redes cristalinas

Los iones positivos y negativos no forman parejas aisladas, sino que se agrupan en **redes cristalinas** donde cada ión de un signo se rodea de un determinado número de iones de signo contrario.

La fórmula, NaCl, indica la proporción de iones de cada signo que hay en el cristal, no es una fórmula molecular.

La descripción geométrica de estas agrupaciones de iones o redes cristalinas se hace en función de:

- Tipo de **malla o celda unidad**.
- Número o **índice de coordinación**.

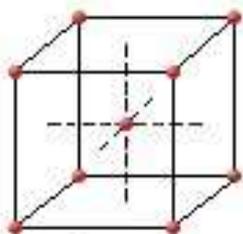
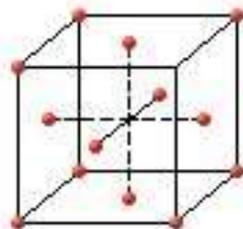
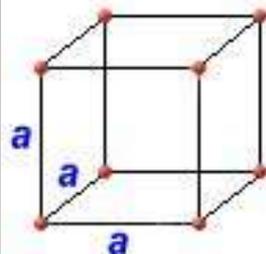
El cristal está formado por una **celda unidad** que se repite indefinidamente en las tres direcciones del espacio.

El tipo de celda responde a principios bastante simples:

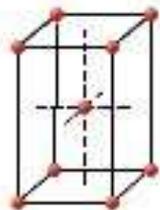
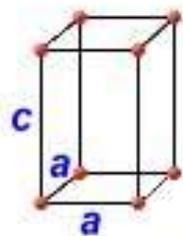
- En **Nº de cargas + = Nº de cargas -** .
- Los **iones de signo contrario se disponen simétricamente**, para conseguir una repulsión mínima.
- Los iones se disponen de la forma más compacta posible, **el número de coordinación el máximo posible**.
- El **tamaño relativo y la carga** de los iones determina uno u otro tipo de celda unidad.

Existen **7 sistemas cristalográficos** y **14 celdas elementales** o redes de Bravais.

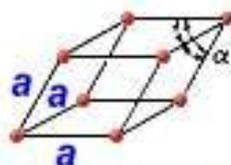
Existen **7 sistemas cristalográficos** y **14 celdas elementales** o redes de Bravais.



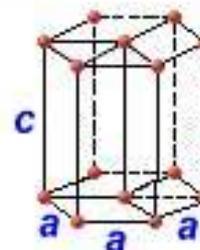
cúbico



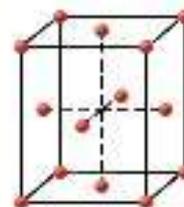
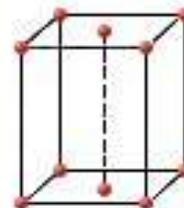
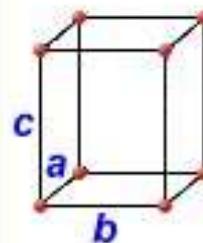
tetragonal



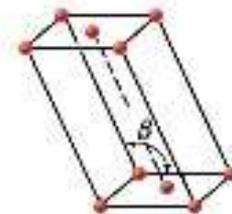
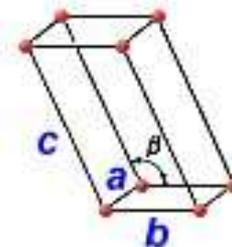
romboédrico



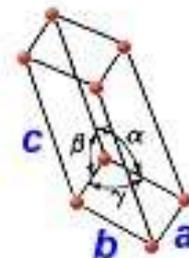
hexagonal



**ortor-
ròmbico**

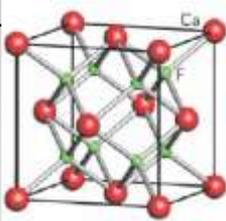
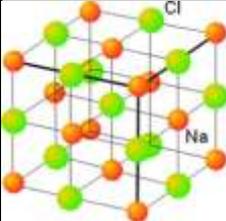
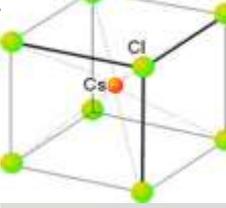
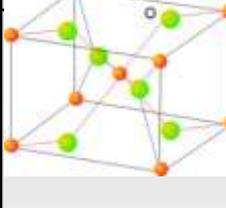
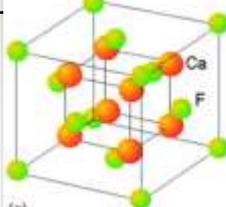
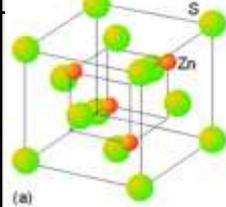
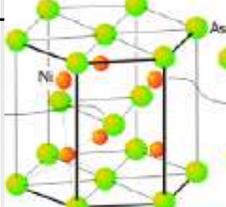
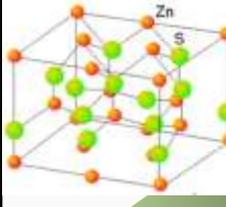
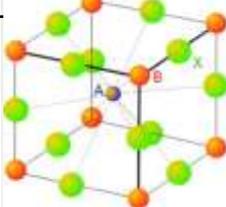


monoclinico



triclinico

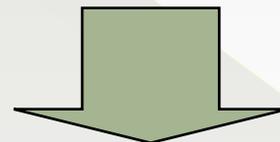
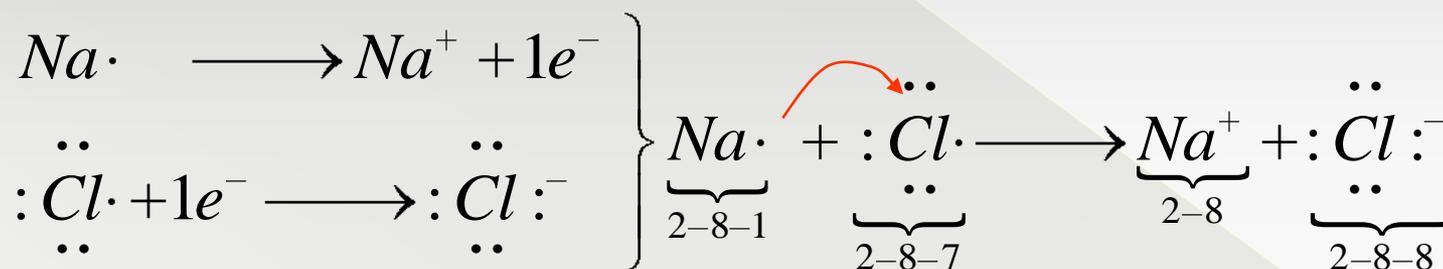
Principales redes iónicas y ejemplos

Red	Nº coord	Ej.		Red	Nº coord	Ej.	
Antifluorita	4:8	K ₂ O, K ₂ S, Li ₂ O, Na ₂ O, Na ₂ Se, Na ₂ S		Sal de roca	6:6	NaCl, LiCl, KBr, RbI, AgCl, AgBr, MgO, CaO, TiO, FeO, NiO, SnAs,	
Cloruro de cesio	8:8	CsCl, CaS, TlSb, CsCN, CuZn		Rutilo	6:3	TiO ₂ , MnO ₂ , SnO ₂ , WO ₂ , MgF ₂ , NiF ₂	
Fluorita	8:4	CaF ₂ , UO ₂ , BaCl ₂ , HgF ₂ , PbO ₂		Blenda	4:4	ZnS, CuCl, CdS, HgS, GaP, InAs	
Arseniuro de níquel	6:6	NiAs, NiS, FeS, PtSn, CoS		Wurtzita	4:4	ZnS, ZnO, BeO, MnS, AgI, AlN, SiC, NH ₄ F	
Perovskita		CaTiO ₃ , BaTiO ₃ , SrTiO ₃					

Diagramas de Lewis de compuestos iónicos

Estructura del cloruro de sodio NaCl

- Configuración electrónica $_{11}\text{Na} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \Rightarrow 2-8-1$
 $_{17}\text{Cl} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \Rightarrow 2-8-7$
- Cesión y captura de electrones para alcanzar el octete electrónico



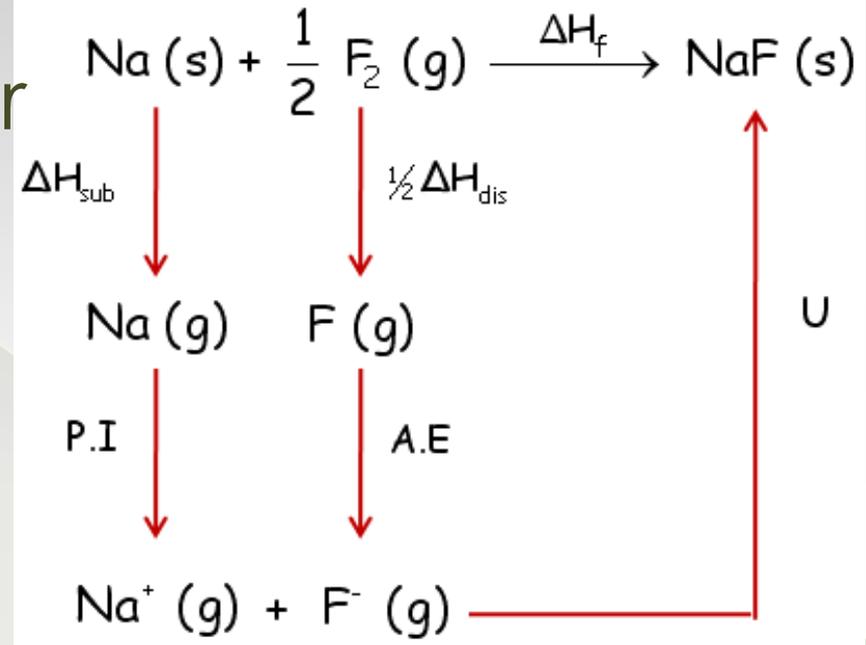
Los iones interactúan eléctricamente formando una red cristalina

2.2. Energía reticular

La **energía reticular** o **energía de red** es la energía necesaria para separar completamente un mol de un compuesto iónico en sus iones gaseosos.

2.3. Ciclo de Born-Haber

Es un planteamiento teórico que muestra todas las energías implicada en la formación de un cristal iónico.



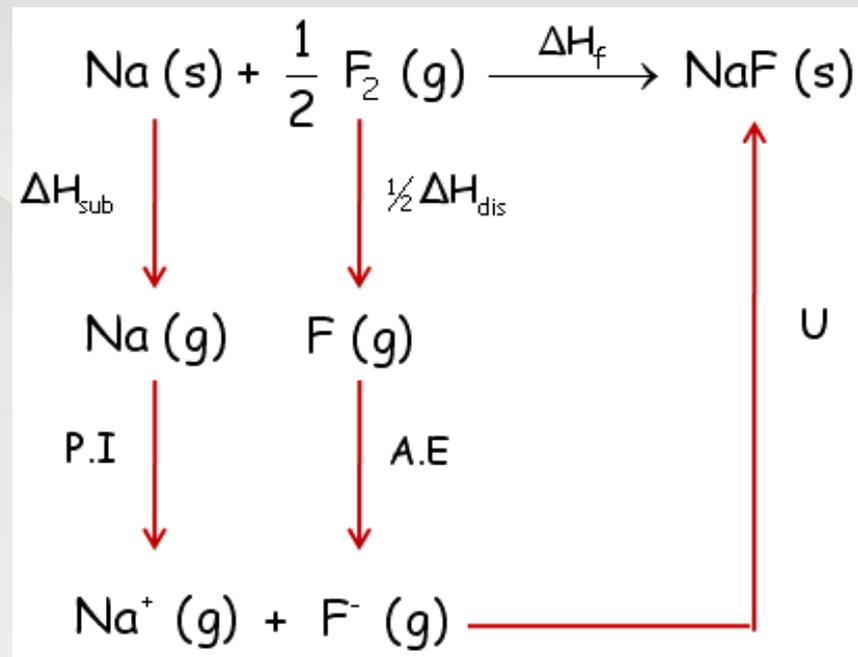
ΔH_s : Energía de sublimación ΔH_{dis} : Energía de disociación

PI : Potencial de ionización AE : Afinidad electrónica

ΔH_f : Entalpía de formación U : Energía reticular

- La energía reticular nos da una idea de la estabilidad del cristal.
- La energía reticular no se puede determinar experimentalmente, pero si todas las demás energías implicadas.
- Solamente la AE y la U son negativas.

$$\Delta H_f = \Delta H_s + \frac{1}{2} \Delta H_{dis} + PI + AE + U$$



Calcular la energía reticular del CaCl_2 a partir de los datos siguientes: $\Delta H_f^\circ = -796 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_s^\circ = 178 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_d^\circ = 244 \text{ kJ/mol}$; $PI_{(1a)} = 590 \text{ kJ/mol}$; $PI_{(2a)} = 1146 \text{ kJ/mol}$; $AE = -349 \text{ kJ/mol}$.

A partir del ciclo de

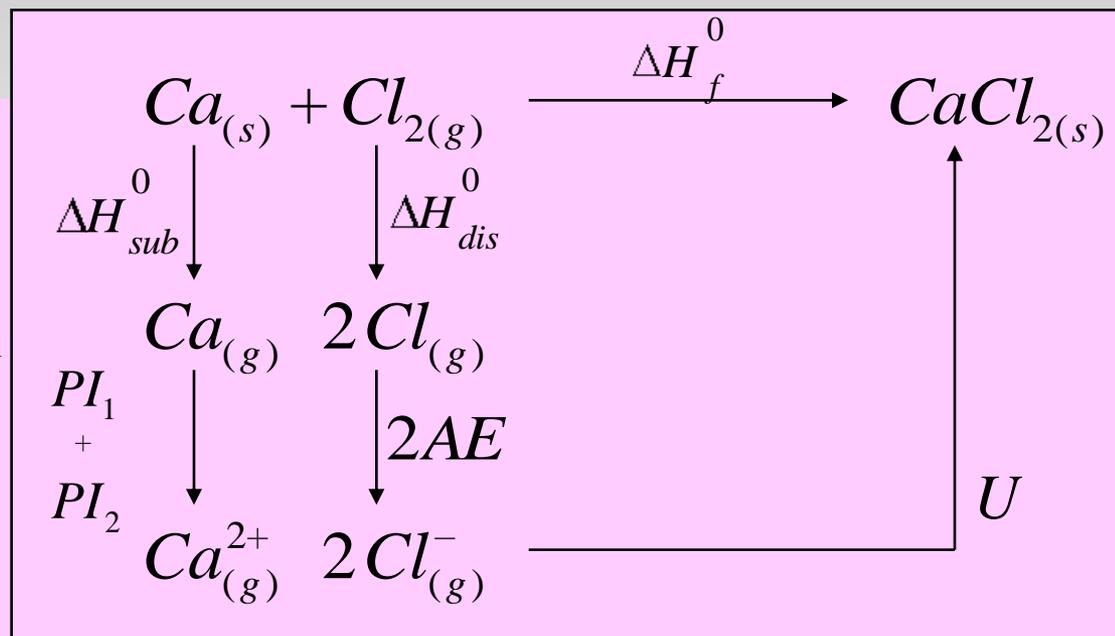
Born-Haber para el CaCl_2

$$\Delta H_f = \Delta H_{sub} + \Delta H_{dis} + PI_1 + PI_2 + 2AE + U$$

y sustituyendo los valores que nos da el problema:

$$-796 = 178 + 244 + 590 + 1146 - 2 \times 349 + U$$

$$U = -2256 \text{ kJ/mol}$$



- Existen métodos teóricos para determinar la energía reticular

Ecuación de Born-Lande

$$E_p = E_{atrac} + E_{rep} = \frac{AN_A Z^+ Z^- e^2}{4\pi\epsilon_0 r} + \frac{N_A B}{r^n}$$

$$\frac{dE}{dr} = -\frac{AN_A Z^+ Z^- e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} - \frac{nN_A B}{r^{n+1}} = 0$$

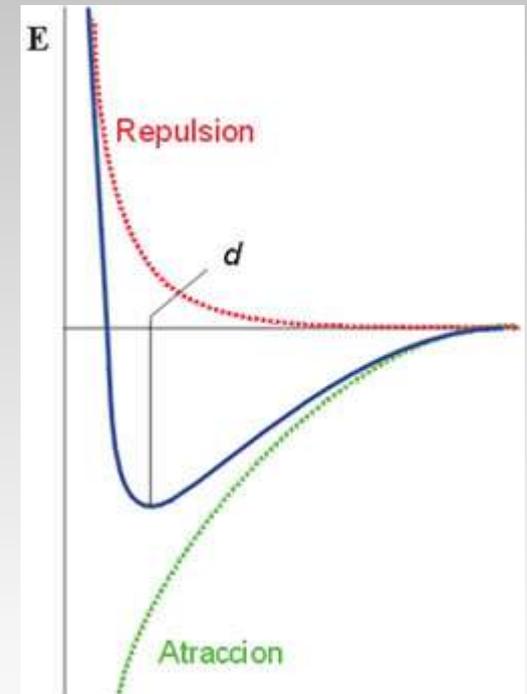
permite calcular $B = -\frac{AZ^+ Z^- e^2 r^{n-1}}{4\pi\epsilon_0 n}$ y

sustituyendo $E_p = U = \frac{AN_A Z^+ Z^- e^2}{4\pi\epsilon_0 r_0} \left(1 - \frac{1}{n}\right)$ donde

A: constante de Madelung N_A : Número de Avogadro

Z^+ y Z^- : cargas de los iones e : carga del electrón

r_0 : distancia entre iones n : factor de compresibilidad



Contribución a la E_p de los iones de la red

Ecuación de Kapustinskii

- El químico ruso A. F. Kapustinskii observó que si la constante de Madelung para distintas estructuras se dividía por el número de iones por fórmula se obtenía aproximadamente el mismo valor numérico. También observó que el valor, así obtenido, aumentaba al hacerlo el número de coordinación en el cristal.

$$U = \left(\frac{120,2 \cdot 10^3 n Z^+ Z^-}{r_0} \right) \left(1 - \frac{34,5}{r_0} \right) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

n: Es el número de iones por molécula.

Z^+ y Z^- : cargas de los iones y r_0 : igual a la suma del radio del catión y del radio del anión expresado en pm (10^{-12} m).

Para el NaCl es $n=2$ y $r_0 = 281 \text{ pm} \Rightarrow U = -750 \text{ kJ} / \text{mol}$

2.4. Propiedades de los compuestos iónicos

- Son **sólidos** cristalinos a temperatura ambiente y presentan **altos puntos de fusión y ebullición**.
- Son **duros, frágiles** y poco flexibles.
- Son **solubles en disolventes polares**, sobre todo en agua. Si la energía de solvatación es negativa y superior en módulo a la energía reticular el proceso de disolución será exotérmico con aumento de temperatura, por ejemplo el NaOH.
- **En estado sólido no conducen la electricidad pero sí en disolución o fundidos** dado que los iones tendrán movilidad.

3. Enlace covalente

3.1. Diagramas de Lewis.

3.2. Teoría de repulsión de pares electrónicos de valencia TRPEV

3.3. Parámetros moleculares

3.4. Polaridad de las moléculas

3.5. Teoría del enlace de valencia TEV

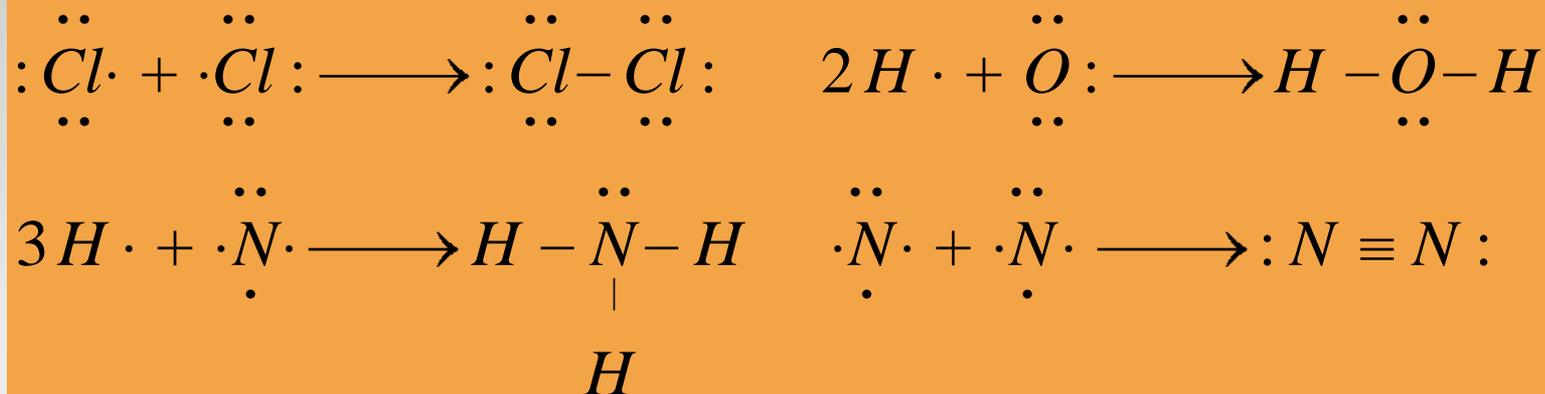
3.6. Teoría de orbitales moleculares OM

3.7. Hibridación de orbitales

3.8. Moléculas y redes covalentes

3. Enlace covalente

Es la unión entre átomos de parecida electronegatividad, que comparten electrones para alcanzar la estructura estable del gas noble.



3.1. Diagramas de Lewis

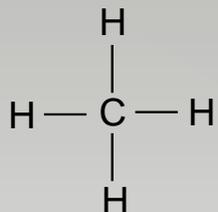
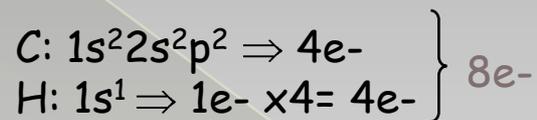
Es un diagrama que representa a la molécula, los átomos se representan por sus símbolos, los enlaces por rayas y los electrones disponibles por puntos.

1. Se suman los e^- de valencia de los átomos presentes. Para un anión poliatómico se le añade un e^- más por cada carga negativa y para un catión se restan tantos electrones como cargas positivas.
2. Se determina los e^- que caben en la molécula.
3. Se calcula el número de enlaces covalentes (rayas).
3. Se calcula el nº de e^- de valencia que quedan disponibles (puntos) y se distribuyen los e^- de forma que se complete un octete para cada átomo.

$$N_{enl\ cov} = \frac{N_{e^- caben} - N_{e^- val}}{2}$$

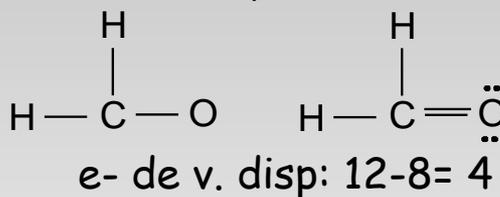
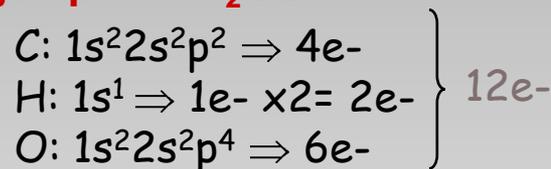
$$N_{e^- disponibles} = N_{e^- val} - 2 \times N_{enl\ cov}$$

Ejemplo 1: CH₄



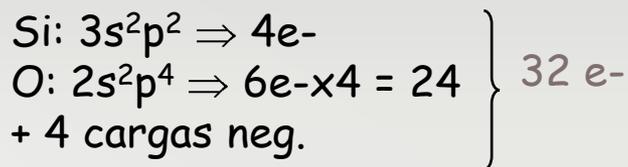
$$N_{\text{enl cov}} = \frac{16-8}{2} = 4$$

Ejemplo 2: H₂CO



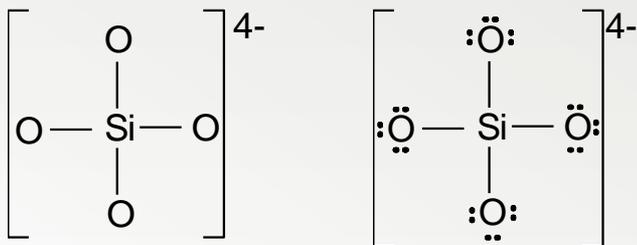
$$N_{\text{enl cov}} = \frac{20-12}{2} = 4$$

Ejemplo 3: SiO₄⁻⁴

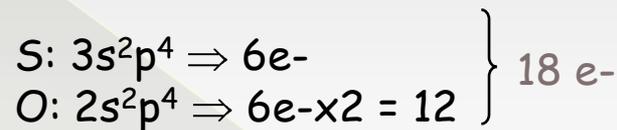


$$N_{\text{enl cov}} = \frac{40-32}{2} = 4$$

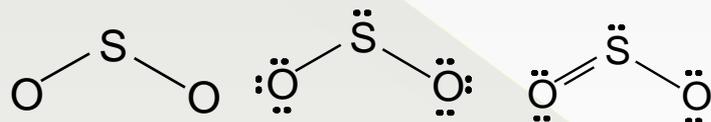
e- de v. disp: 32-8= 24



Ejemplo 4: SO₂



$$N_{\text{enl cov}} = \frac{24-18}{2} = 3$$



e- de v. disp: 18-4= 14

Excepciones a la regla del Octeto

Hay tres clases de excepciones a la regla del octeto:

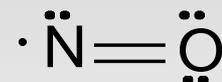
- Moléculas con n° de e- impar.

NO (e- de valencia: $5+6=11$)

Enlaces: $(16-11)/2= 2,$

e- de v. disp: $11-4= 7$

Otros ejemplos: $\text{ClO}_2, \text{NO}_2$

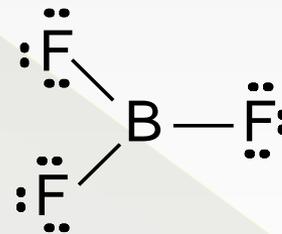


- Moléculas con el octeto incompleto

BF_3 ($3+7\times 3= 24$ e- de valencia).

e- de v. disp: $24-6= 18$

Ej: Compuestos de los grupos 1, 2 y 3.

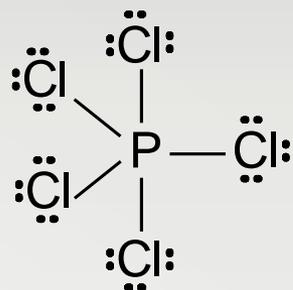


- Moléculas octete expandido.

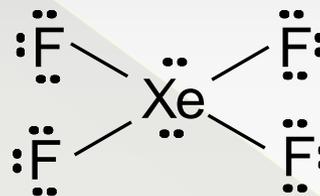
La clase más amplia de moléculas que violan la regla consiste en especies en las que el átomo central está rodeado por más de 4 pares de e^- , tienen octetes expandidos.



$$n^\circ \text{ de } e^- \text{ de } v \Rightarrow 5 + 7 \times 5 = 40 e^-$$



$$n^\circ \text{ de } e^- \text{ de } v \Rightarrow 8 + 7 \times 4 = 36 e^-$$



Otros ejemplos: ClF_3 , SF_4 , XeF_2

Todos estos átomos tienen orbitales d disponibles para el enlace (3d, 4d, 5d), donde se alojan los pares de e^- extras.

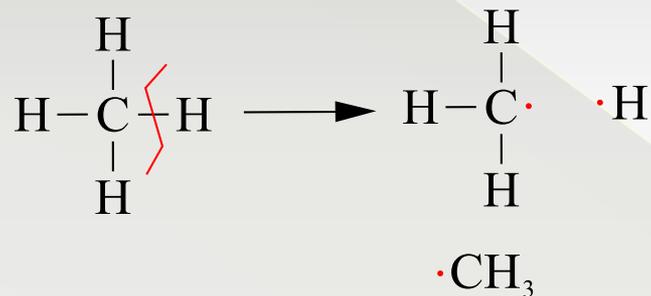
Radicales

Es un fragmento de molécula con algún electrón desapareado.

Son intermedios de reacción muy inestables.

Derivan de la **ruptura homolítica** de un enlace covalente.

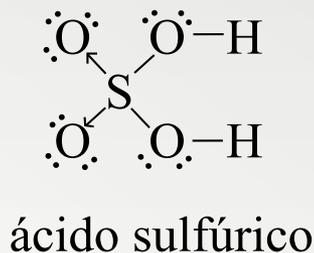
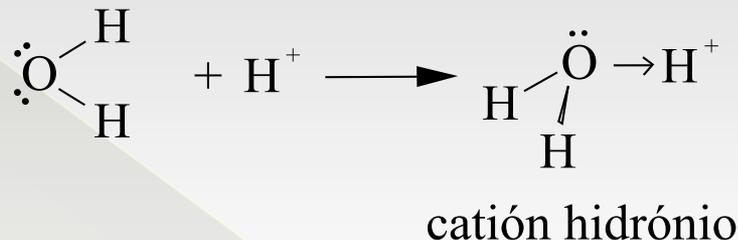
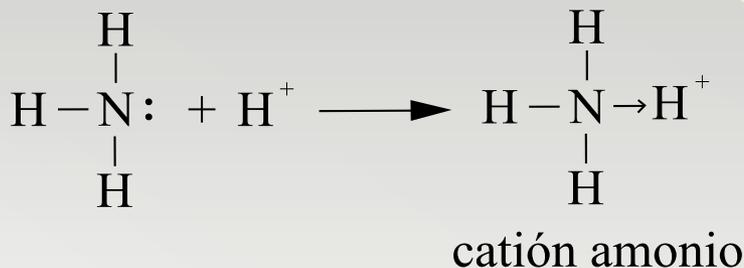
Se representan indicando el electrón desapareado explícitamente.



Enlace covalente coordinado o dativo

Es un enlace covalente en el que los dos electrones compartidos son aportados por el mismo átomo.

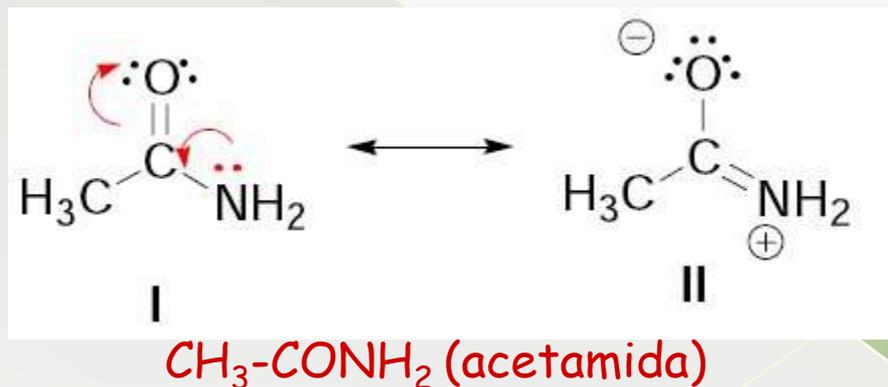
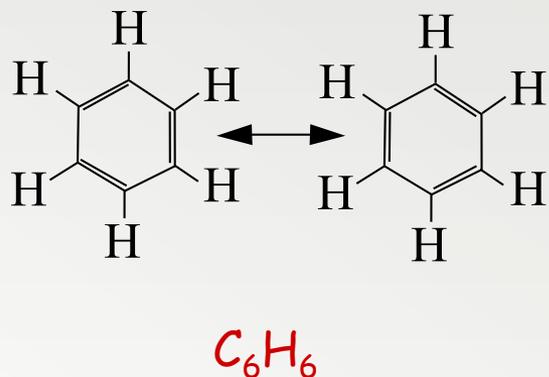
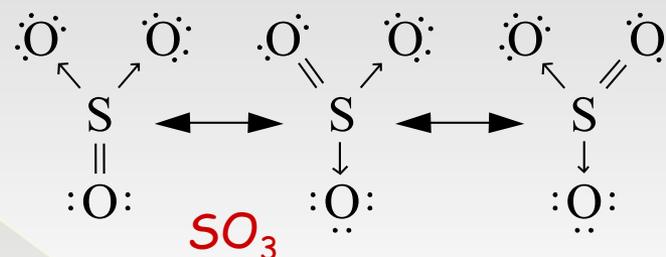
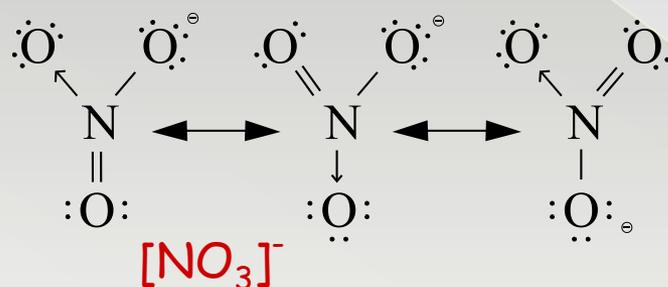
Se representan con una flecha dirigida del átomo dador al aceptor de electrones.



Estructuras resonantes

En bastantes casos una molécula o ion se puede representar por varias estructuras de Lewis y la situación real suele ser una situación intermedia a todas ellas.

Al conjunto de todas estas estructuras resonantes, o formas resonantes se le llama **hibrido de resonancia**.



3.2. Teoría de repulsión de pares electrónicos de valencia TRPEV

Esta teoría predice la geometría de moléculas sencillas y sus ángulos de enlace a partir de los diagramas de Lewis.

- 1. Tanto pares de electrones formando enlaces como sin formar enlace se sitúan tan lejos como sea posible** haciendo que su repulsión sea mínima. La repulsión entre pares solidarios es mayor que entre pares de electrones formando enlace.
- 2. Los pares de electrones de los enlaces múltiples se toman como si fueran un único par.**

Ejemplos

Molécula	Estructura de Lewis	Enlaces	Pares solitarios	Geometría molecular	Molécula	Estructura de Lewis	Enlaces	Pares solitarios	Geometría molecular
BeCl ₂		2	0	Cl-Be-Cl <i>LINEAL</i>	SnCl ₂		2	1	
BF ₃		3	0		NH ₃		3	1	
CH ₄		4	0		H ₂ O		2	2	
PCl ₅		5	0		CO ₂		2	0	
SF ₆		6	0		C ₂ H ₄		3	0	

3.3. Parámetros de un enlace covalente

La **entalpía de enlace** es la energía que hace falta para romper un mol de enlaces.

Es un proceso endotérmico y siempre es positiva.



La **longitud de enlace** es la distancia entre los dos núcleos de los átomos enlazados (entre 0,01 y 1,5 pm).

Los **ángulos de enlace** que suelen estar asociado al átomo central (no tiene sentido en moléculas diatómicas) y pueden variar ligeramente.

La **polaridad del enlace** que se produce cuando se unen moléculas de diferente electronegatividad.

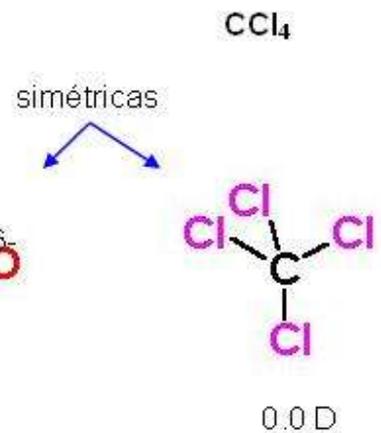
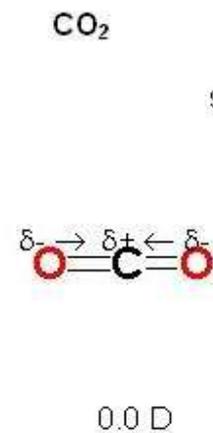
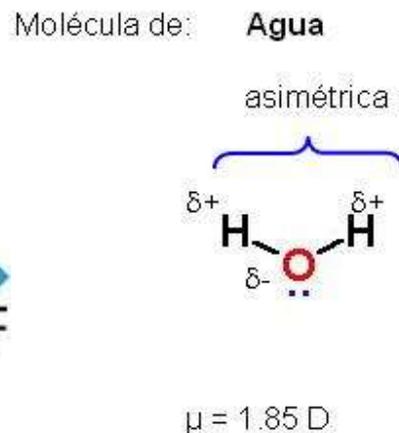
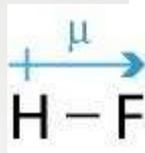
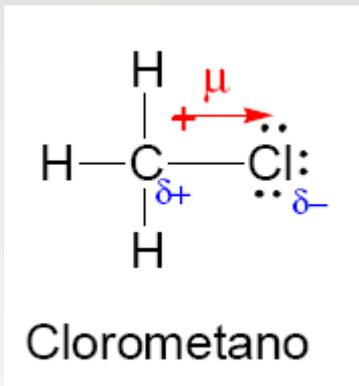
3.4. Polaridad de las moléculas

Las moléculas diatómicas homonucleares son apolares (Cl_2 , O_2 , N_2 , H_2 , etc.)

La polaridad de una molécula está asociada a una **distribución asimétrica de la carga**.

El carácter polar de una molécula se mide a partir del **momento dipolar**.

$$\vec{\mu} = q \cdot \vec{r}$$



Actualmente existen **dos teoría del enlace químico**, y no existe un separación entre enlace iónico y covalente como dos realidades distintas.

Aplicar la ecuación de la ecuación de Schrödinger a sistemas polielectrónicos es matemáticamente imposible.

Por eso se recurre a dos métodos aproximados:

El método de los electrones de valencia: que considera a los átomos como entes individuales. Los sitúa a una distancia infinita y los va acercando estudiando sus interacciones.

El método de orbitales moleculares: que considera a la molécula como un átomo único, obteniendo una serie de soluciones, OM, que se ocupan por electrones en orden creciente de energía.

3.5. Teoría del enlace de valencia TEV

La condición de enlace implica que a una determinada distancia, longitud de enlace, la energía de potencial del sistema, energía de enlace, es mínima.

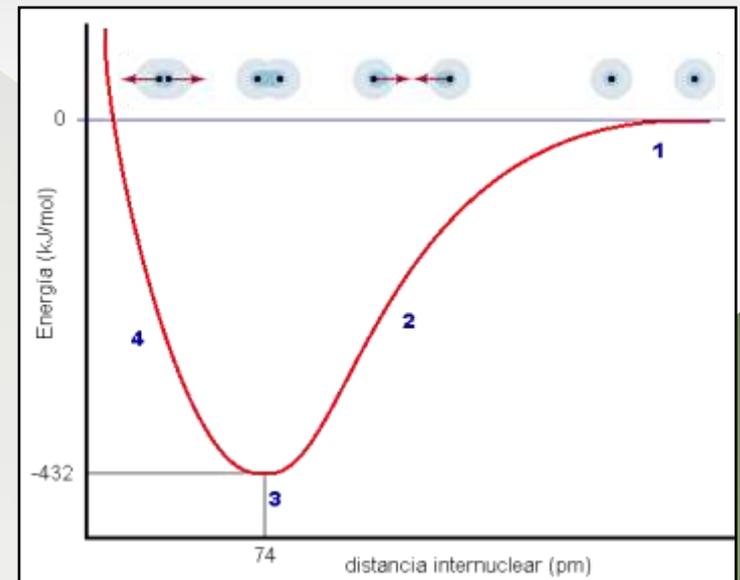
A demás:

- Los electrones que forman el enlace tienen que estar **desapareados** para cumplir el principio de exclusión.
- Se debe producir una **máxima superposición** de los orbitales atómicos.

Según el solapamiento se dan dos tipos de enlace:

Enlace σ : se solapan siguiendo el eje internuclear.

Enlace π : Se solapan lateralmente.



3.6. Teoría de orbitales moleculares OM

- Las moléculas como un átomo, cada electrón viene definido por una **función de onda ψ llamada OM**.
- La función de onda ψ se construye a partir de una **combinación lineal de orbitales atómicos (CLOA)**.

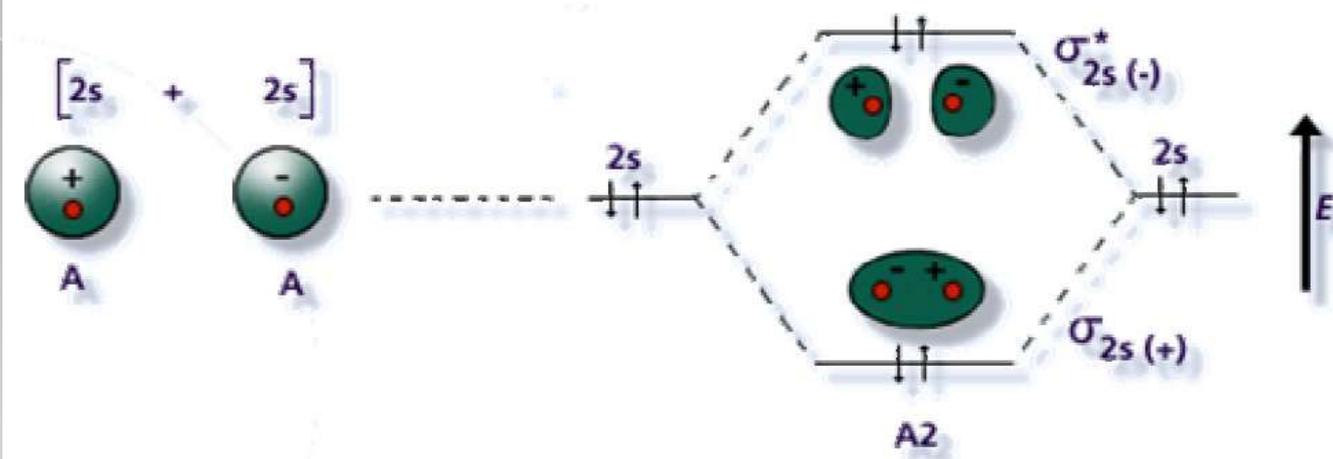
$$\psi = C_1 \Phi_1 \pm C_2 \Phi_2$$

- A cada ψ , a cada OM le corresponde **una energía**
- Se llenan los OM con los electrones en **orden creciente de energía**.

La solución de la ecuación de Schrödinger ($H \Psi = E \Psi$) son los orbitales moleculares (OM), Ψ , y sus correspondientes energías.

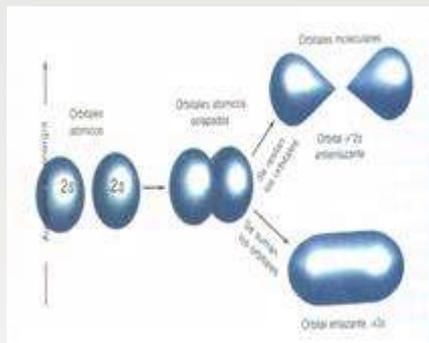
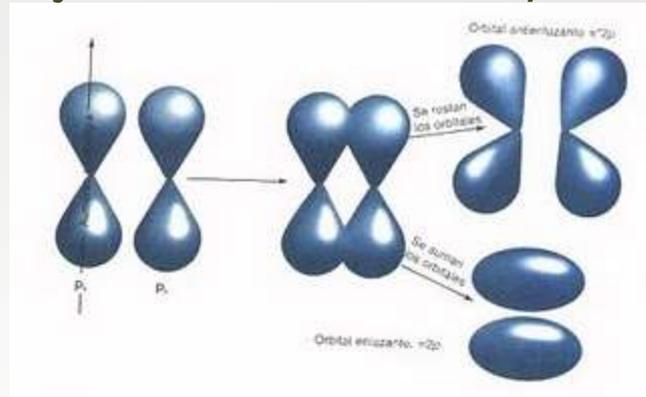
De cada dos orbitales atómicos se obtienen dos orbitales moleculares con energías superior e inferior a los orbitales atómicos: orbital **enlazante** y **antienlazante**.

Formación de los OM en la molécula de hidrógeno

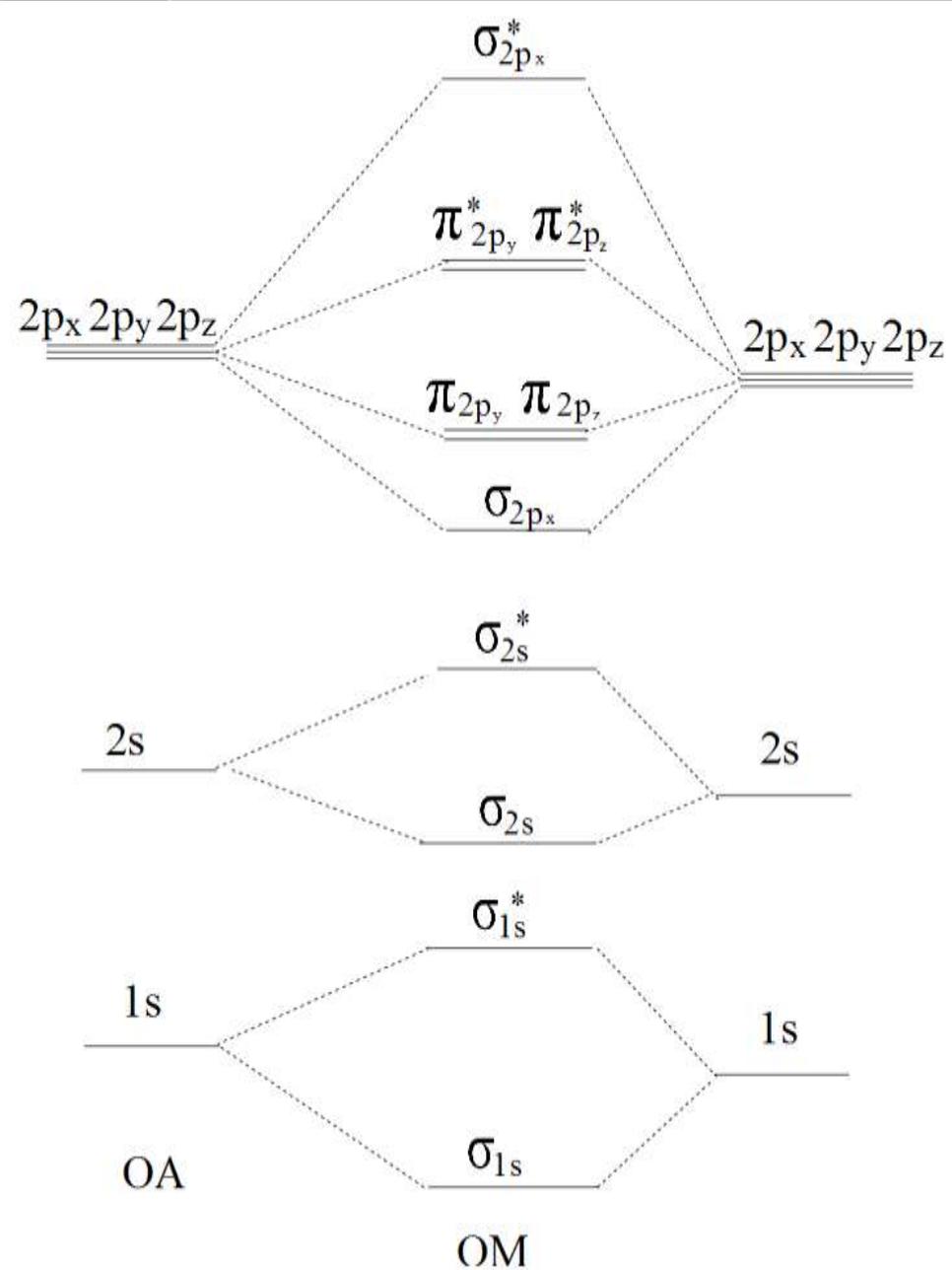


Los orbitales moleculares (OM) podrán ser:
Tipo σ si solapan frontalmente y **tipo π** si solapan lateralmente.

Enlazantes si aumenta su densidad electrónica en el eje internuclear y **antienlazante** si disminuye.



Orden creciente de energía de orbitales moleculares



El **orden de enlace** es el número de electrones en orbitales enlazantes menos el número de electrones en orbitales antienlazantes partido por dos.

Escribe la configuración electrónica del H_2 , He_2 , O_2 , N_2 , F_2 . E indica su orden de enlace.

3.7. Hibridación de orbitales

La TRPEV no es suficiente para explicar la geometría de las moléculas, ejemplo el metano, CH₄.

Esto exige que antes de que la molécula se forme, los OA entren en disposición de favorecer la geometría molecular transformándose entre ellos, mediante combinaciones adecuadas, en orbitales híbridos.

- Matemáticamente **el orbital híbrido es una combinación de OA:**

$$\Psi_{OH_{sp}} = C_1 \Psi_{2s} + C_2 \Psi_{2p}$$

- **Se produce el mismo número de OH que OA de partida.**

Conviene recordar que esto no es más que una aproximación matemática que utiliza la mecánica cuántica. Los OH no tienen existencia real en los átomos.

Ejemplos de hibridación de orbitales

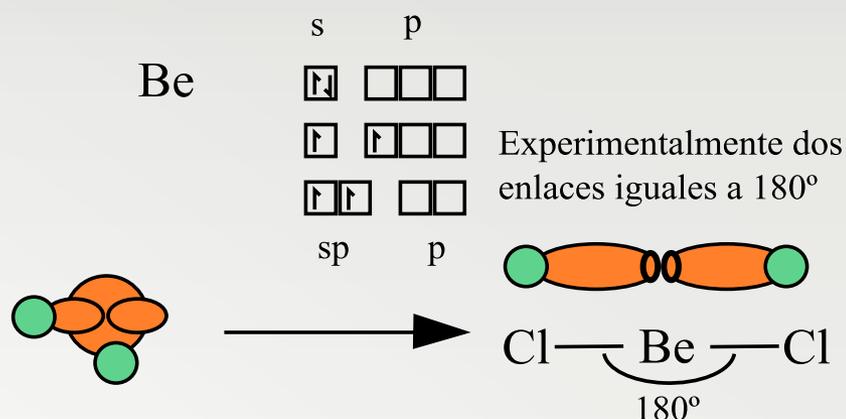
Para determinar el tipo de hibridación:

- Qué átomo de la molécula te piden la hibridación.
- La configuración de Lewis.
- Sumar la cantidad de pares electrónicos no enlazantes con la cantidad de ligandos que tenga. Esto nos dará el número de orbitales híbridos.

Hibridación Digonal: BeCl_2

Combinación de un orbital s y otro p
Formando 2 híbridos sp formando 180°

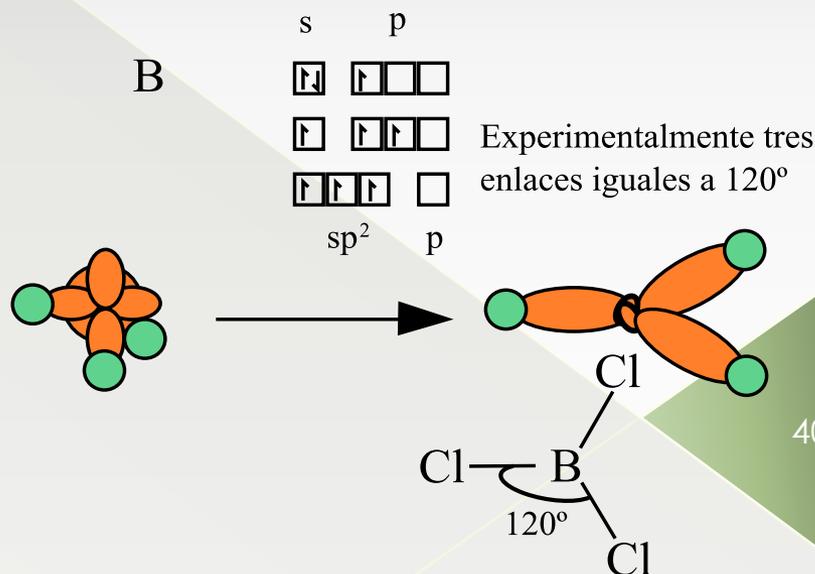
Be: $1s^2 2s^2$
Cl: $3s^2 3p^5$ } Experimentalmente
Disposición lineal; 180°



Hibridación Trigonal: BCl_3

Combinación de un orbital s y dos p
Formando 3 híbridos sp^2 formando 120°

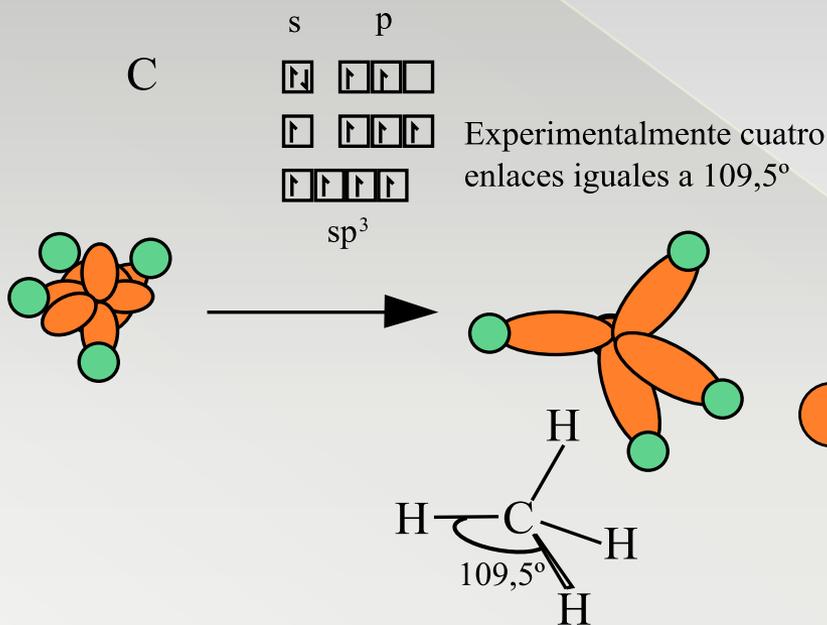
B: $1s^2 2s^2 2p^1$
Cl: $3s^2 3p^5$ } Experimentalmente
Disposición trigonal; 120°



Hibridación Tetragonal: CH₄

Combinación de un orbital s y otro tres p
Formando 4 híbridos sp³ formando 109,5°

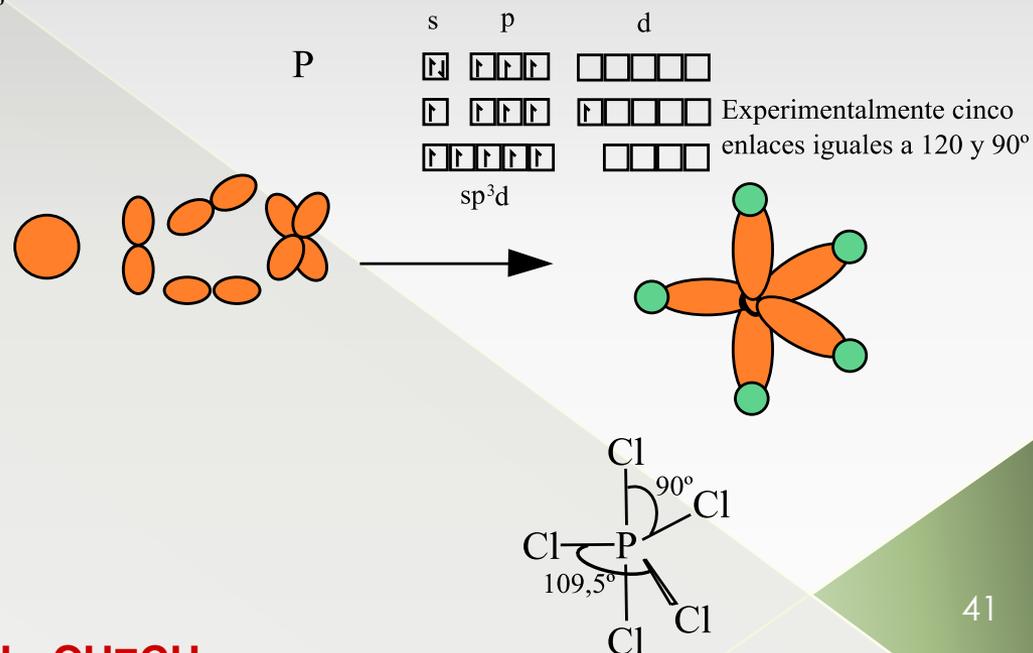
H: 1s¹
C: 1s²2s² 2p² } Experimentalmente
Disposición lineal; 109,5°



Hibridación Bipirámide trigonal: PCl₅

Combinación de un orbital s, tres p y uno d
Formando 5 híbridos sp³d formando 120 y 90°

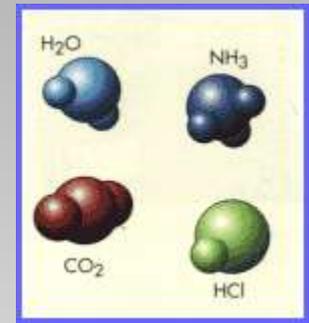
P: 3s² 3p³
Cl: 3s² 3p⁵ } Experimentalmente
Disposición trigonal; 120°



Otros ejemplos: NH₃, H₂O, CH₂=CH₂, CH≡CH.

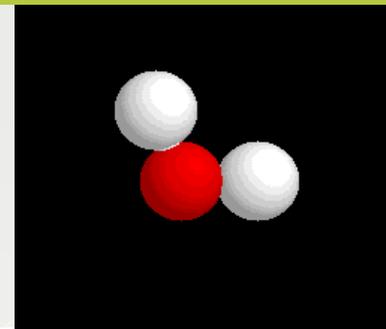
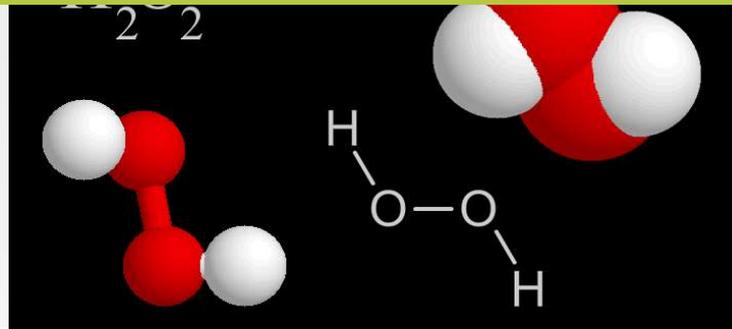
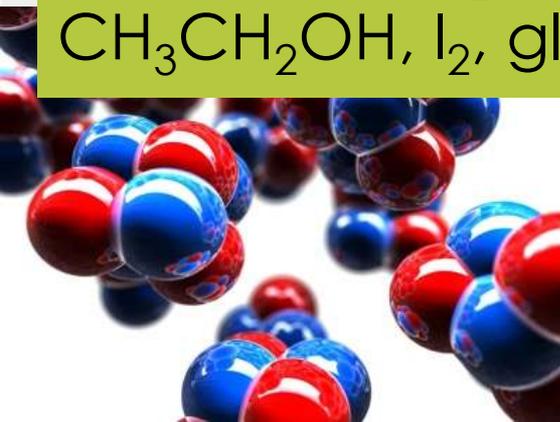
3.8. Moléculas y redes covalentes

Hay dos tipos de sustancias unidas por enlaces covalentes:



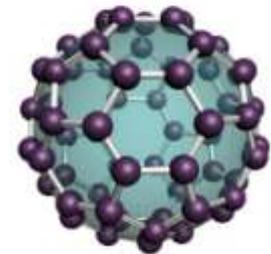
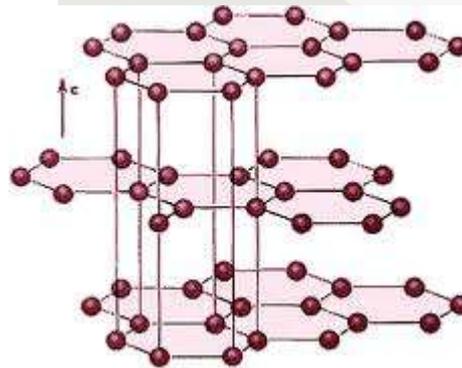
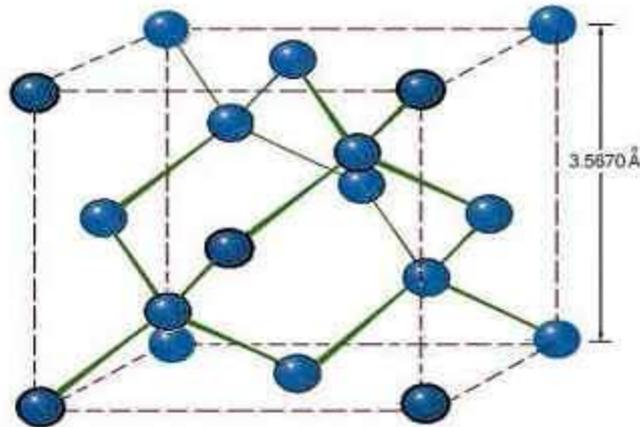
Propiedades de los compuestos moleculares:

- Formados por moléculas discretas.
- A temperatura ambiente son sustancias gaseosas, líquidas o sólidas de bajo punto de fusión y ebullición.
- No son solubles en agua o lo son poco.
- No conducen la electricidad.
- Ejemplos: H₂, O₂, N₂, CO₂, HCl, NH₃, CH₄, H₂O, CH₃OH, CH₃CH₂OH, I₂, glucosa, naftaleno, alcanfor.



Propiedades de los compuestos atómicos o redes covalentes:

- Formados por átomos unidos covalentemente en una red cristalina tridimensional.
- A temperatura ambiente son sólidos duros de altos puntos de fusión y ebullición.
- No son solubles en ningún tipo de disolvente.
- No conducen la electricidad.
- Ejemplos: Diamante, grafito, fullereno, futboleno.



4. Fuerzas intermoleculares

Los enlaces estudiados hasta ahora son **intramoleculares**, por producirse en el interior de las estructuras moleculares.

También existen interacciones entre las moléculas que llamamos **intermoleculares**. Son fuerzas de interacción mucho **más débiles** y básicamente son interacciones **dipolo-dipolo**.

4.1. Puente de hidrógeno

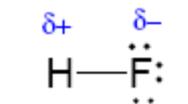
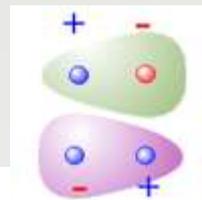
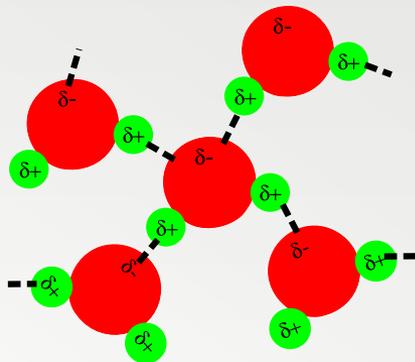
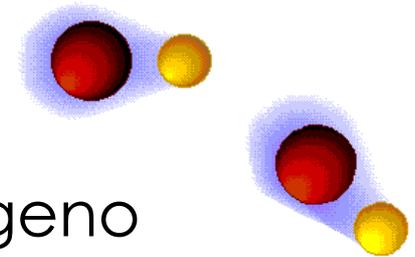
4.2. Fuerzas de Van der Waals

4.1. Puente de hidrógeno

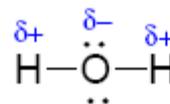
Son interacciones entre moléculas que tienen hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo y pequeño, (8-40 kJ/mol).

Ejemplo: HF, H₂O, NH₃.

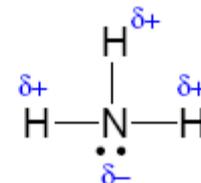
En estos casos, el elemento unido al hidrógeno atrae con fuerza la carga del enlace dejando una fuerte densidad de carga positiva en el hidrógeno y negativa sobre sí mismo. Esto posibilita que las moléculas, se atraigan electrostáticamente.



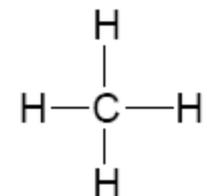
fluoruro de hidrógeno



agua



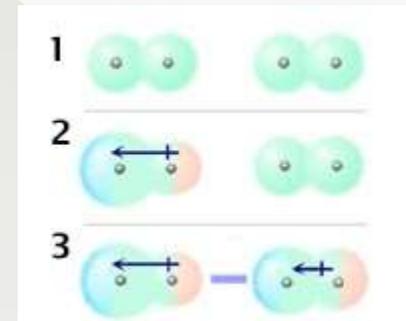
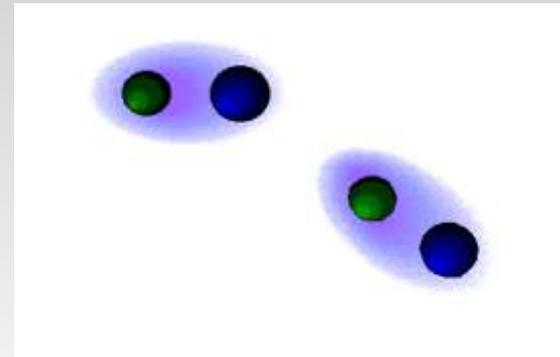
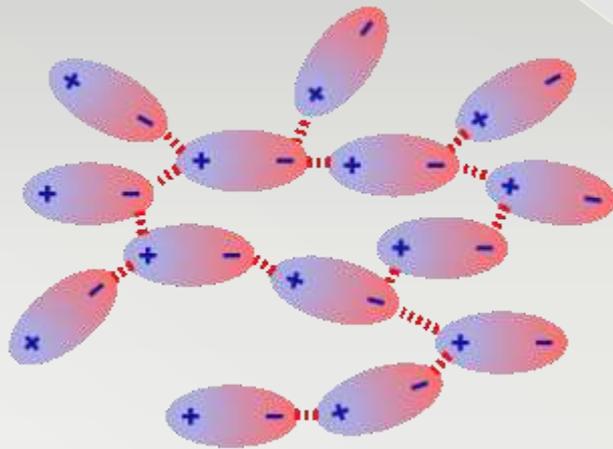
amoníaco



metano

4.2. Fuerzas de Van der Waals

Son interacciones electrostáticas entre moléculas debido a la existencia de dipolos permanentes o inducidos, (1-7kJ/mol).



5. Enlace metálico

5.1. Enlace tipo metálico

5.2. Teoría del gas electrónico

5.3. Teoría de orbitales moleculares o de bandas

5.4. Redes metálicas

5.1. Enlace tipo metálico

Es la unión entre átomos metálicos.

Es un enlace fuerte, no forman moléculas, **forman redes cristalinas** muy estables.

Hay dos características comunes a todos los elementos metálicos así como una serie de propiedades también típicas de los mismos.

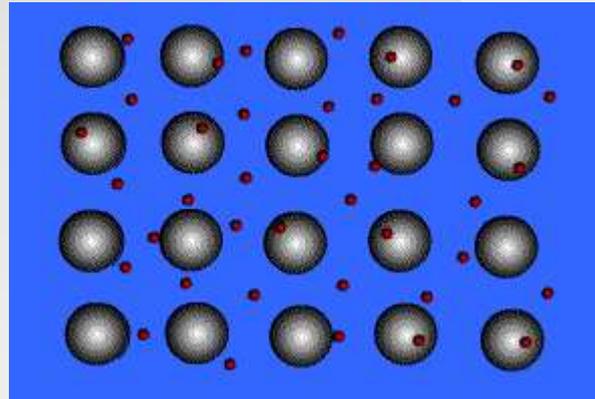
Entre las características **su bajo potencial de ionización** y el hecho de que **sus electrones de valencia es mucho menor que el de orbitales de valencia.**

Entre las propiedades su **brillo** y **su alta conductividad eléctrica y térmica.**

5.2. Teoría del gas electrónico

Los electrones de valencia no pertenecen a los átomos individuales, sino que todos ellos **son comunes a todos los átomos de la red cristalina**. Están **deslocalizados** en todo el cristal.

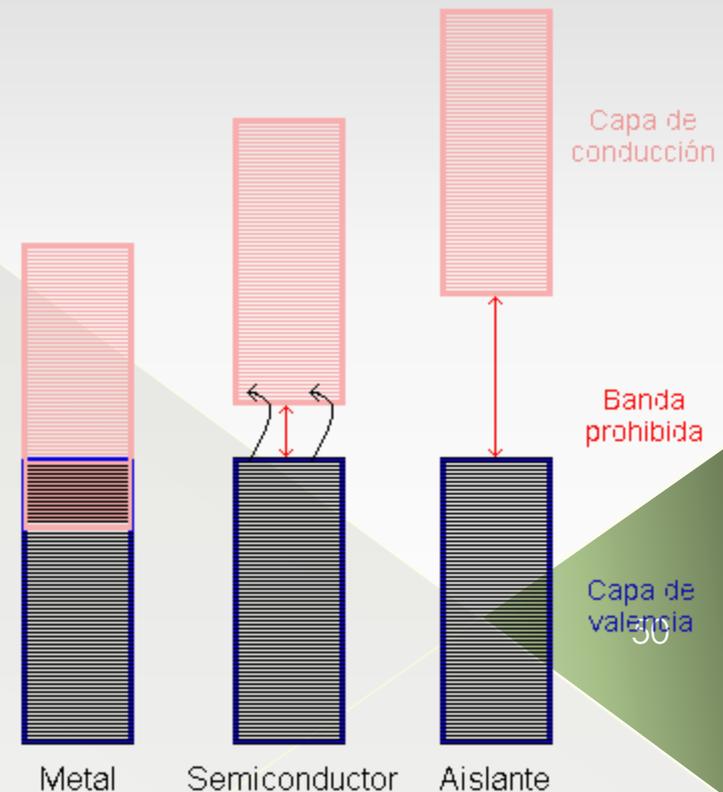
Esto explicaría su movilidad, y los efectos de emisión electrónica.



5.3. Teoría de orbitales moleculares o de Bandas

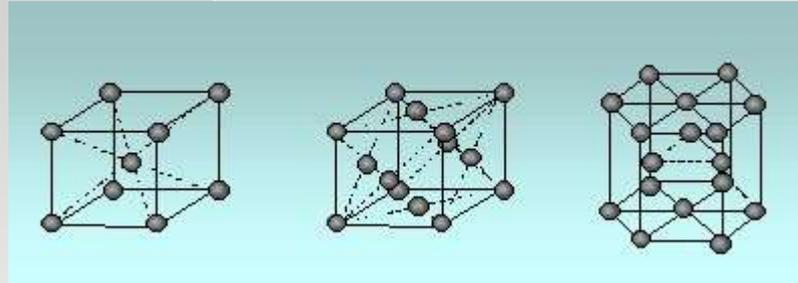
Los átomos de la red cristalina están muy próximos y sus orbitales atómicos se superponen dando lugar a un conjunto de orbitales de energía muy parecida que forman lo que se denomina **banda de niveles energéticos**.

- **Banda de valencia** a partir de OA de valencia, que pueden estar parcialmente llena u ocupada.
- **Banda de conducción** a partir de los OA vacíos a la que pueden saltar los e^- y facilitar la conducción.



5.4. Redes metálicas

Los estudios de difracción de rayos X han demostrado que los átomos metálicos se ordenan en redes cristalinas que son casi exclusivamente de tres tipos.



Cúbica centrada en el cuerpo ($IC=8$): Alkalinos y Ba

Cúbica centrada en las caras ($IC=12$): Cu, Ag, Au, Ca y Sr

Hexagonal compacta ($IC=12$): Be, Mg, Zn y Cd

Propiedades de los metales

- Son sólidos cristalinos, densos, con brillo metálico (Hg) y elevado punto de fusión y ebullición.
- No son solubles pero son atacados por los ácidos.
- Alta conductividad eléctrica y térmica.
- Emiten electrones: efecto fotoeléctrico y termoiónico.



<p>Acero Aleación de hierro, carbono y, a veces, otros metales. Se usa en herramientas, máquinas, etc.</p> 	<p>Cobre</p>  <p>Hoy sirve para hacer cables porque es excelente conductor de electricidad.</p>	<p>Niquel Duro y brillante, aparece en aleaciones de acero, con cobre, sirve para hacer monedas.</p> 	<p>Sodio Aparece en muchos compuestos químicos, como la sal común (cloruro de sodio).</p> 
<p>Aluminio Aleación de Muy liviano y brillante, no se corroe. Usado en cacerolas, ventanas, bicicletas, aviación, etc.</p> 	<p>Estaño Hoy se usa para recubrir hojalata. En aleaciones con cobre forma bronce.</p> 	<p>Peltre Una aleación de estaño y plomo, antiguamente se usó en vajilla y hoy se usa en objetos decorativos.</p> 	<p>Titanio Fuerte, liviano y brillante, se usa en naves espaciales, relojes de lujo y en cirugía de huesos y dientes.</p> 
<p>Bronce y latón</p>  <p>Son aleaciones de cobre (con estaño y zinc); no se corroen.</p>	<p>Magnesio</p>  <p>Muy liviano, se usa en aleaciones con aluminio y zinc, para hacer aviones. También tiene aplicaciones en medicina.</p>	<p>Oro</p>  <p>No se corroe y se moldea fácilmente. Usado en joyería, circuitos eléctricos y material fotográfico.</p>	<p>Tungsteno</p>  <p>Por su gran resistencia, con él se hacen los filamentos de las lámparas eléctricas.</p>
<p>Calcio Esencial en la alimentación (productos lácteos), también compone piedras calizas</p> 	<p>Mercurio Líquido a temperatura ambiente y muy tóxico, tiene varios usos: en termómetros, alumbrado público y pilas.</p> 	<p>Plata Muy brillante, no se corroe aunque suele empañarse. Se usa en joyas, vajilla de lujo y fotografía.</p> 	<p>Zinc De color grisáceo, suele usarse para recubrir piezas de acero y evitar que se oxiden.</p> 