



Tema 4. El enlace químico.



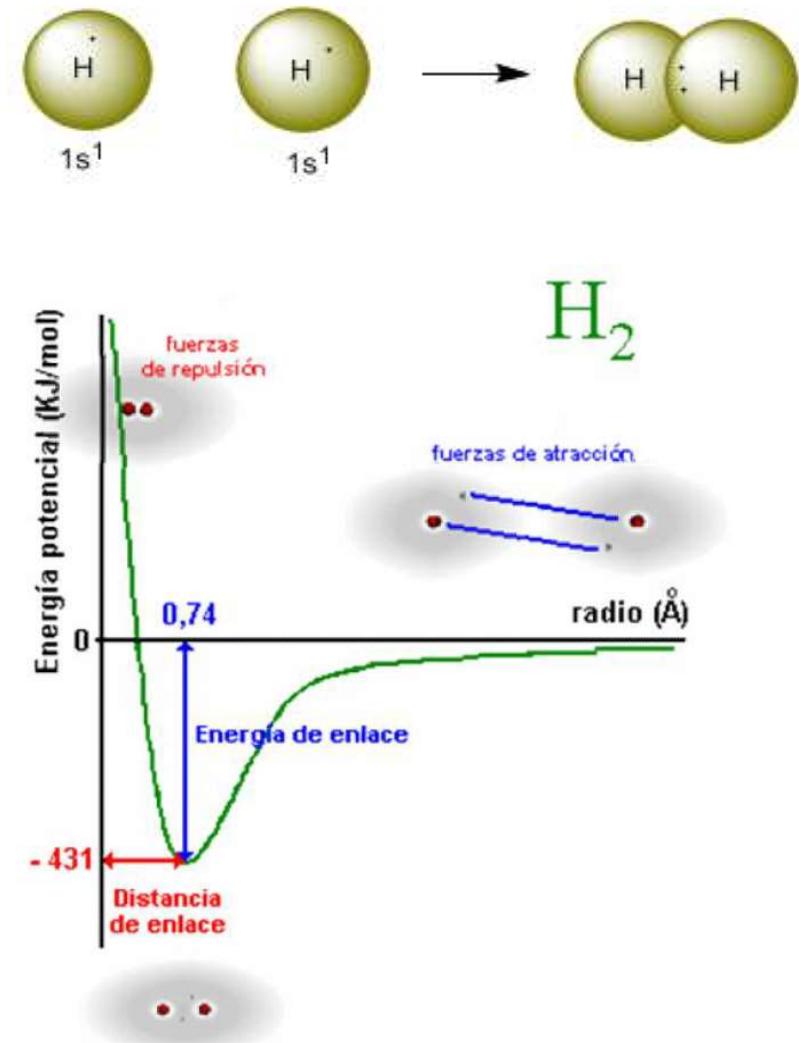
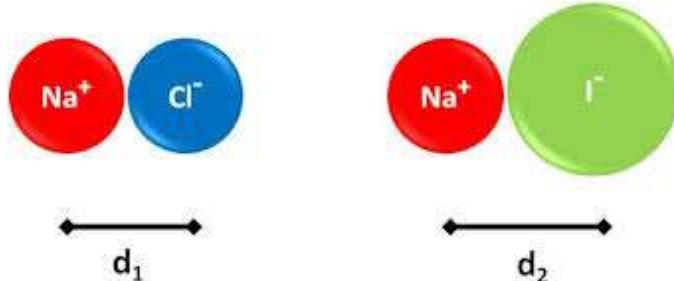
1. Introducción al enlace. Tipos de enlace.
2. El enlace iónico.
3. El enlace covalente y fuerzas intermoleculares
4. El enlace metálico



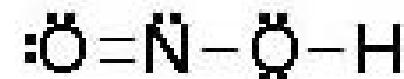
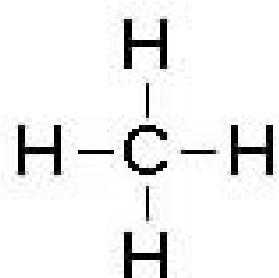
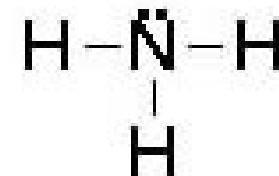
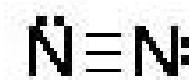
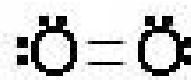
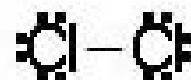
- **Enlace químico:** Unión de átomos de elementos que conduce a la formación de un sistema más estable.

- **Energía de enlace:** Energía que se desprende cuando se unen dos átomos. Es igual y de signo contrario a la Energía de Disociación.

- **Distancia de enlace:** O distancia óptima para que se produzca la unión. Es la distancia a la cual las fuerzas atractivas se igualan a las fuerzas de repulsión.



• **Valencia:** Capacidad que tiene un átomo para combinarse con otro.
Coincide con el número de enlaces de un átomo (no es igual al número de átomos enlazados)

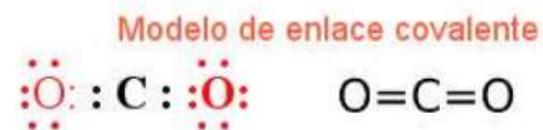
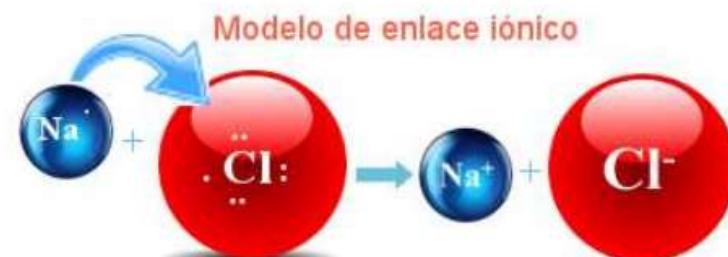
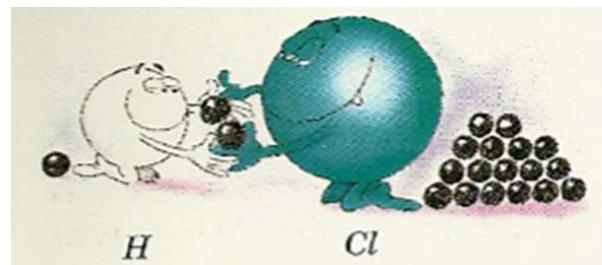
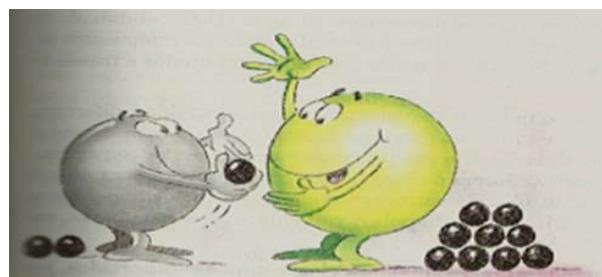


<u>Tipos de enlaces</u>	<u>Enlace iónico</u>	$M + X \rightarrow M^+ X^-$
	Cesión y captación de electrones	
	<u>Enlace covalente</u>	$X + X' \rightarrow X-X'$

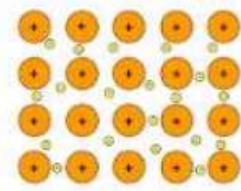
Compartir de electrones

Enlace metálico
Deslocalizar electrones

M-M



Modelo de enlace metálico



ELECTROVALENCIA: Valencia iónica
COVALENCIA: Valencia covalente



Tema 4. El enlace químico.



ENLACE IÓNICO

1. Descripción del enlace iónico.
2. Energía reticular.
3. Propiedades de los compuestos iónicos.

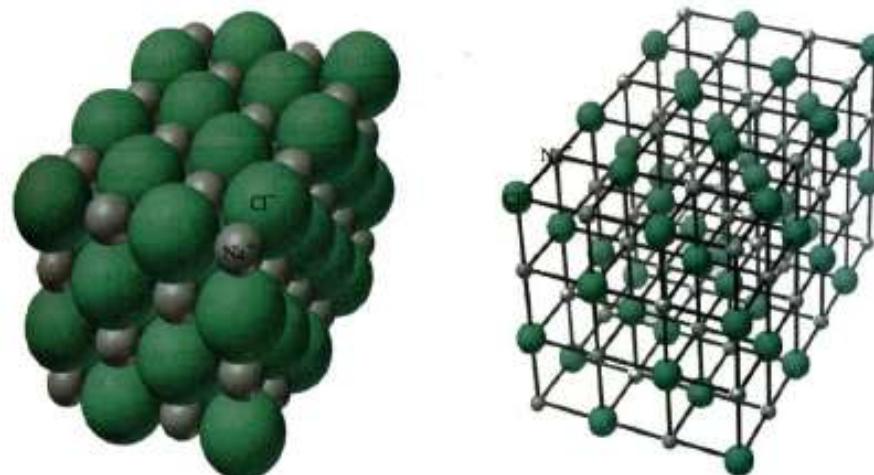
1. Descripción del enlace iónico

- Un enlace iónico es la fuerza de la atracción electrostática entre iones de carga opuesta.
- Estos enlaces pueden ser bastante fuertes pero muchas sustancias iónicas se separan fácilmente en agua, produciendo iones libres.
- Para que se dé enlace iónico la diferencia de electronegatividad entre los átomos que forman el enlace debe ser grande. Es característico del enlace entre metales y no metales

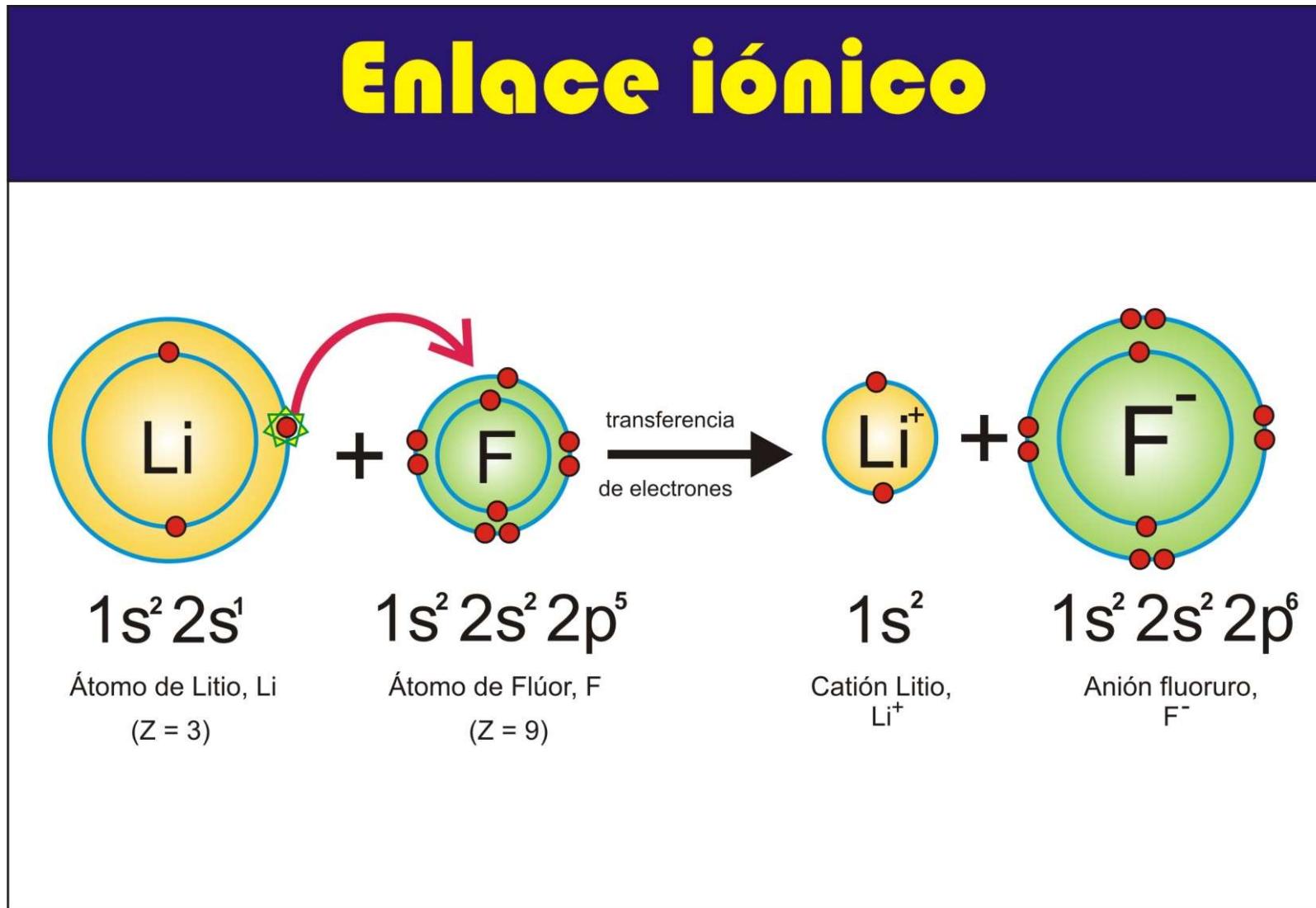
1. Descripción del enlace iónico

Es el enlace que tiene lugar entre átomos de marcado carácter metálico y átomos de marcado carácter no metálico.

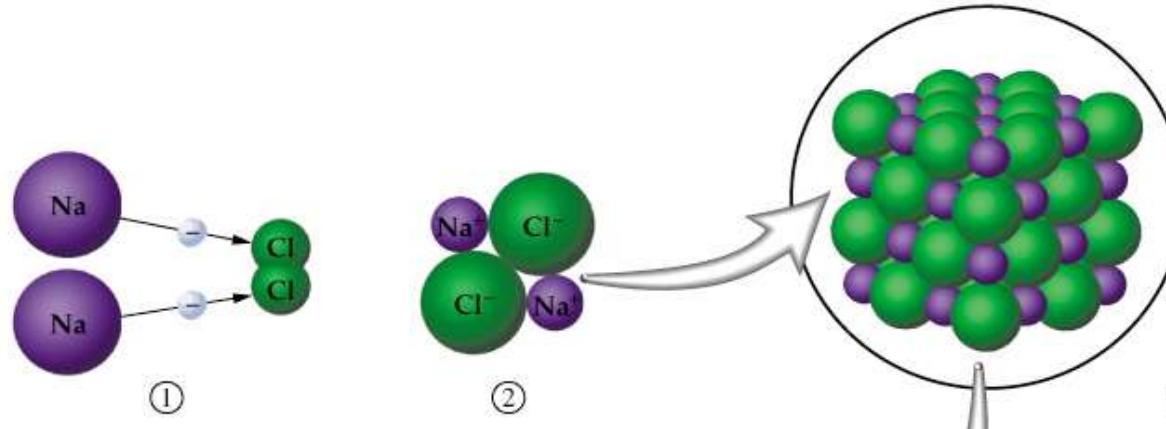
La mayor parte de los elementos de los tres primeros grupos del S.P. forman enlaces iónicos con la mayoría de los elementos de los tres últimos grupos.



1. Descripción del enlace iónico

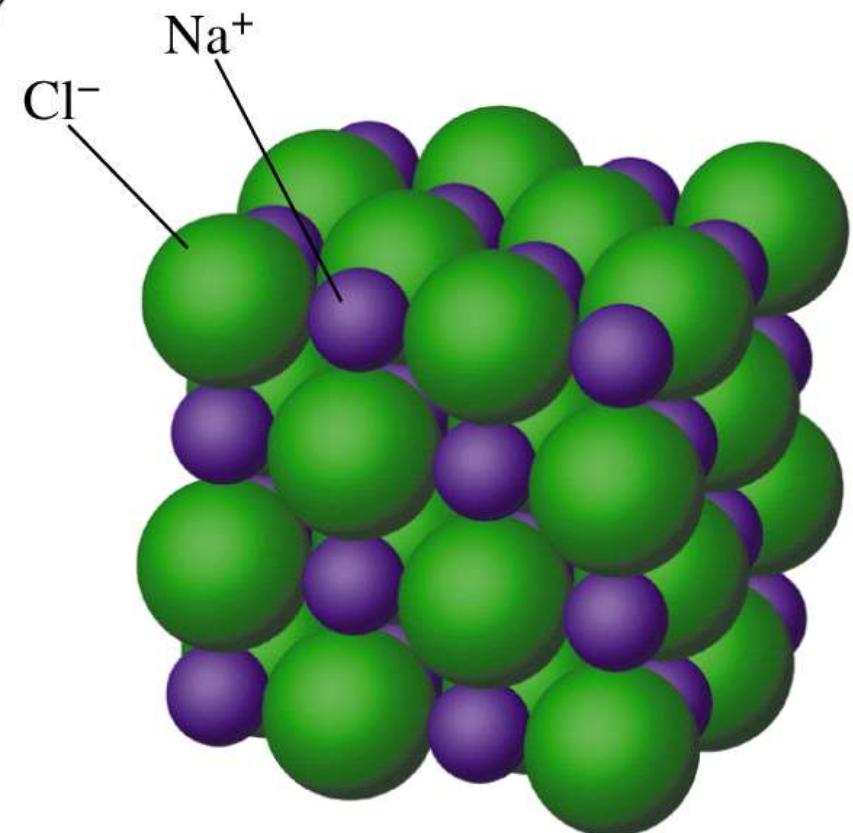


1. Descripción del enlace iónico



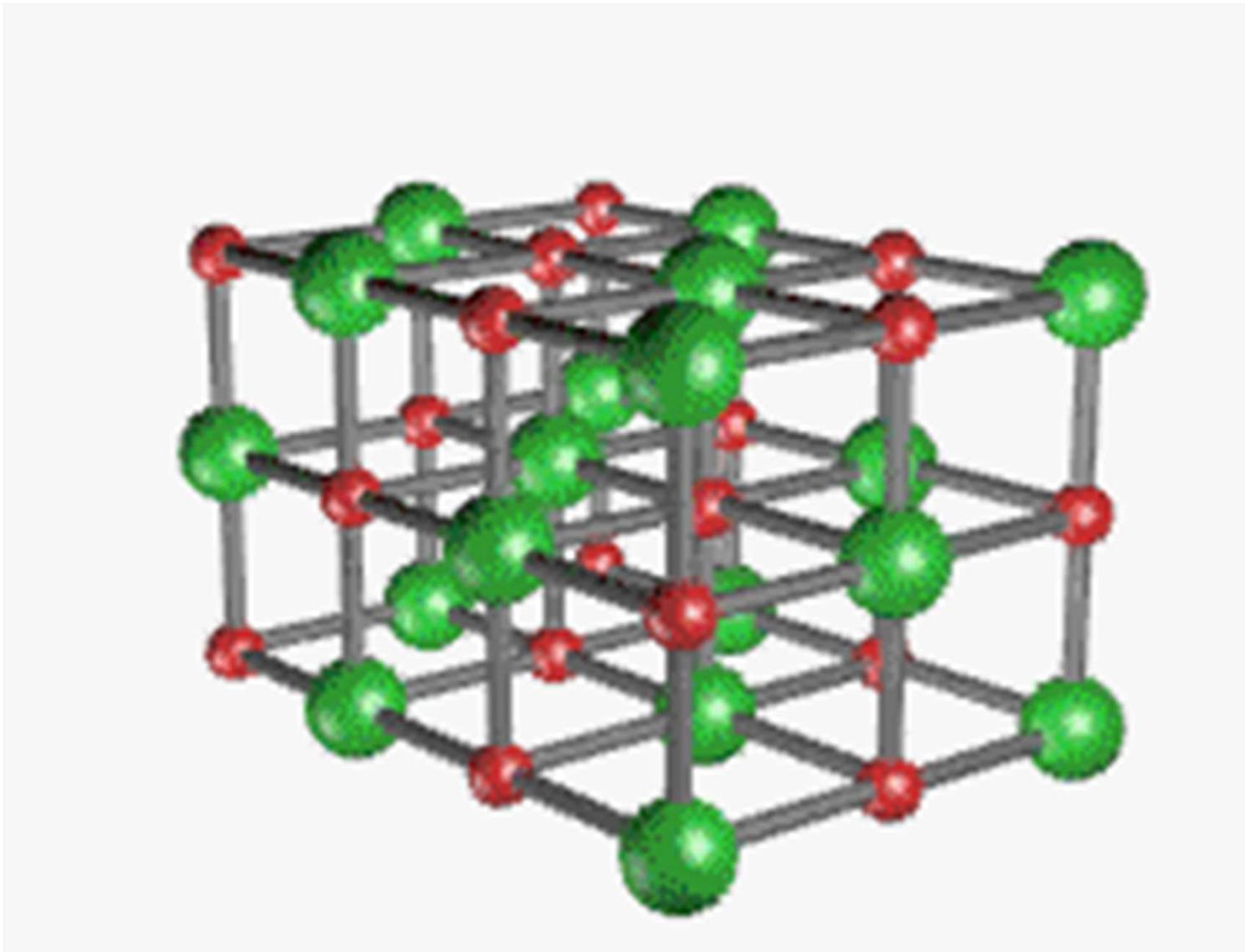
Los iones en los compuestos iónicos se ordenan regularmente en el espacio de la manera más compacta posible.

Cada ion se rodea de iones de signo contrario dando lugar a celdas o unidades que se repiten en las tres direcciones del espacio.



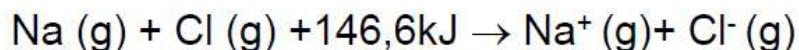
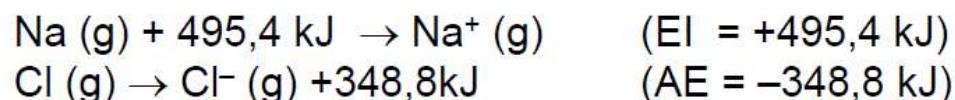
“Se define el **índice de coordinación** como el número de iones de signo opuesto que rodean a un ion dado”. Cuanto mayor es un ion con respecto al otro mayor es su índice de coordinación.

1. Descripción del enlace iónico



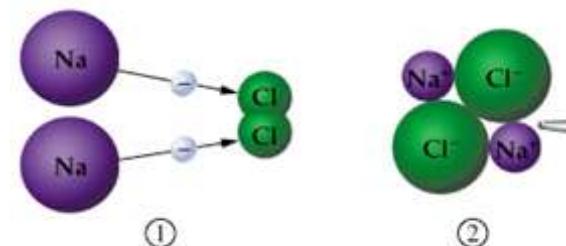
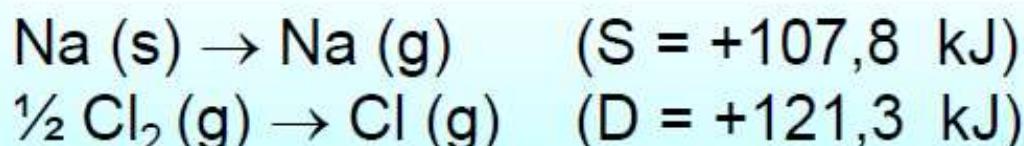
2. Energía reticular

El balance energético del proceso de formación de una pareja de iones (catión y anión) resulta desfavorable:



Lo que significa que para que se formen una pareja de iones a partir de los respectivos átomos en estado gaseoso hay que suministrar 146,6 kJ

El balance energético es todavía más desfavorable si se parte de Na metálico y moléculas de Cl₂ gas, como se hace en el laboratorio, porque además hay que gastar la energía necesaria para pasar el sodio metal al estado gaseoso (calor de sublimación del sodio) y la energía de disociación para romper en los átomos libres la molécula de Cl₂:

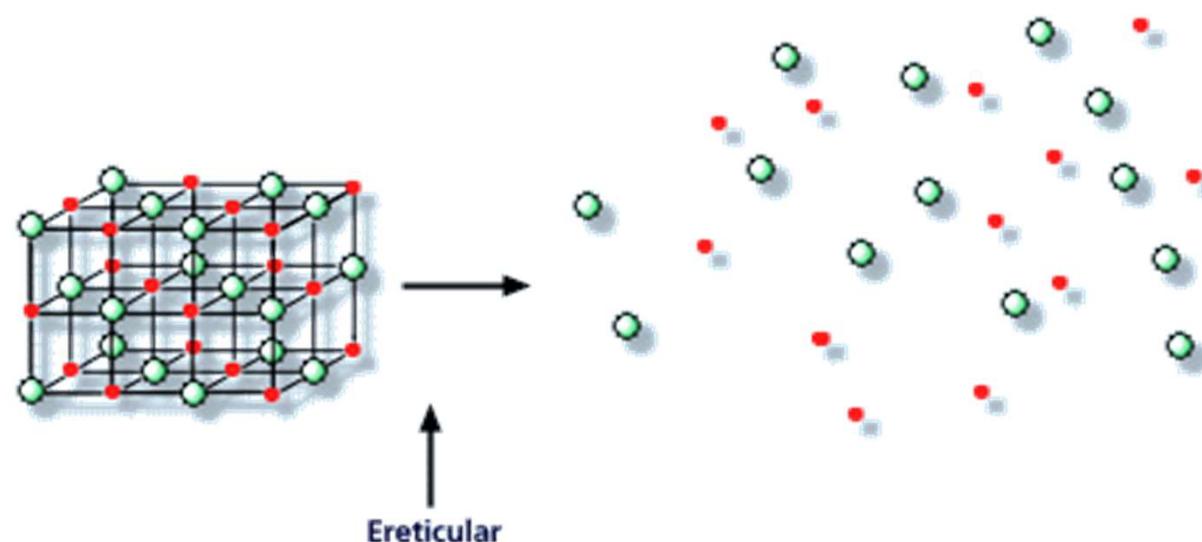


¿Cómo se explica, entonces, que el cloro y el sodio reaccionen, y además violentamente, para formar NaCl?



2. Energía reticular

Se define la energía reticular del cristal como la energía que se libera en la formación de un mol de compuesto (1 atm) a partir de los iones gaseosos separados una distancia infinita (U_0)



2. Energía reticular

ECUACIÓN DE BORN-LANDÉ (1918)

Número de Avogadro
(6.02×10^{23})

Constante
de Madelung

La energía de red de un determinado cristal se puede hallar si se conocen n y r_0 ; n se puede calcular por medidas de compresibilidad del cristal y r_0 por métodos de difracción de rayos X.

$$E_{ret} = U_0 = - \left(\frac{NAz^+ z^- e^2}{4\pi\epsilon_0 r_0} \right) \left(1 - \frac{1}{n} \right)$$

Carga del catión y
del anión

Distancia
interiónica

Coeficiente
de Born

Valores de la constante de Madelung		
Especie	Tipo de cristal	Valor de A
ZnS	Blenda (cúbica)	1,63806
ZnS	Wurtzita (hexagonal)	1,641
NaCl	Cloruro de sodio	1,747558
CsCl	Cloruro de cesio	1,762670
TiO ₂	Rutilo	2,408
CaF ₂	Fluorita	2,51939

De la ecuación de Born-Landé se deduce que la energía de red aumenta al disminuir el radio de los iones y al aumentar su carga, dependiendo principalmente de la constante de Madelung.

2. Energía reticular

Ejemplo



$$U_0 = - \left(\frac{6,02 \cdot 10^{23} A z^+ z^- \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}}{r_o} \right) \left(1 - \frac{1}{n} \right)$$

$$z^+ = 1 \quad z^- = -1$$

$$A = 1,747$$

$$n = 9$$

$$r_o = 282 \text{ pm}$$

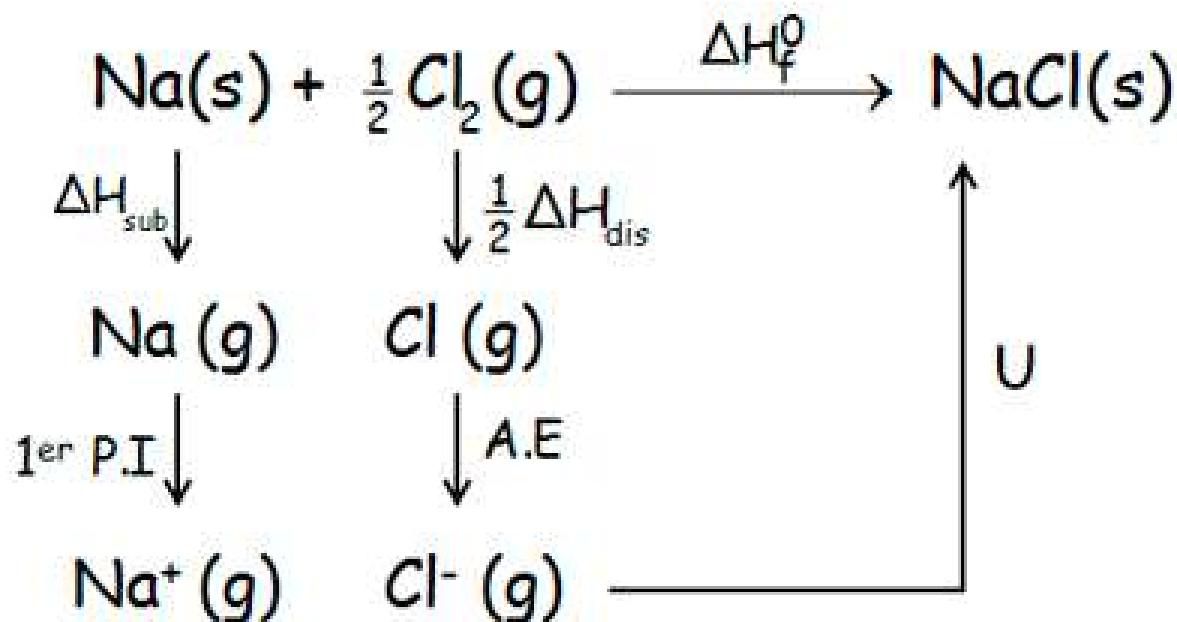
$$\boxed{U = -765 \text{ kJ/mol}}$$

Cuanto mayor sea la energía reticular, mayor será la estabilidad de la red cristalina.

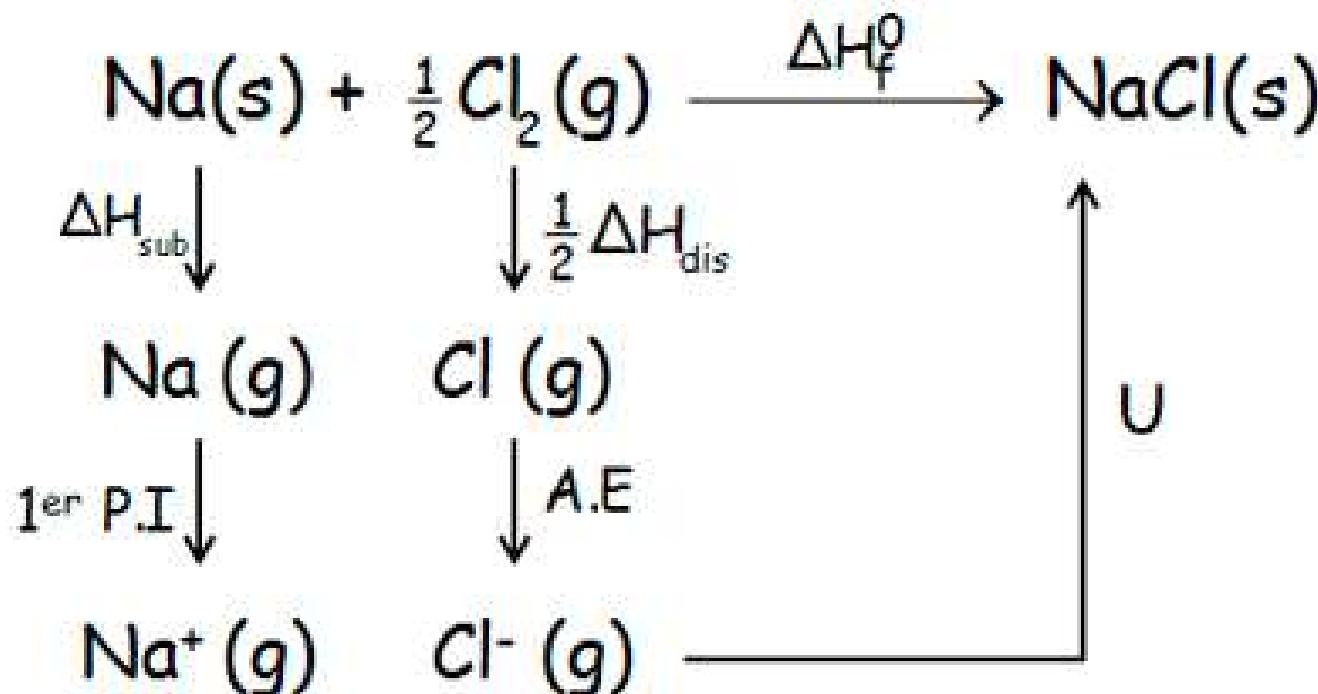
2. Energía reticular

En algunos casos el cálculo directo de la energía de red mediante la ecuación de Born-Lande resulta imposible, por no disponerse de todos los datos necesarios.

En este caso se recurre al ciclo de Born-Haber, que se basa en la hipótesis de que la formación de un compuesto iónico puede tener lugar por dos caminos diferentes:



2. Energía reticular



A través de los dos caminos la variación total de energía ha de ser la misma:

$$Q_f = S + \frac{1}{2} D + EI + AE + U_0$$

3. Propiedades de los compuestos iónicos

1). Forman **redes cristalinas** donde el número de iones es indefinido.

La fórmula de un compuesto iónico indica la cantidad relativa de iones de cada clase que deben existir para la neutralidad.

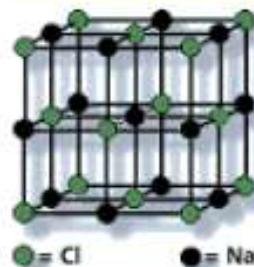
Número de Coordinación: Es el número de iones de un signo que rodean a otro de signo contrario en la red cristalina.



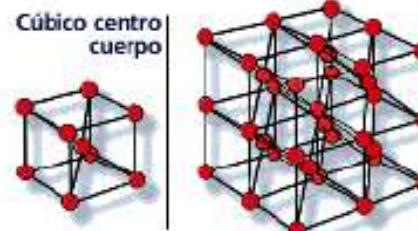
Tamaño de los iones

Conservación de neutralidad eléctrica.

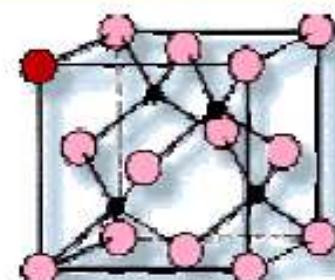
Ejemplo: Para compuestos cristalinos del tipo AB hay tres estructuras fundamentales:



Octaedrica (NaCl)



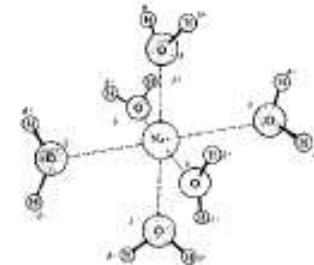
Cúbica centrada en el cuerpo (CsCl)



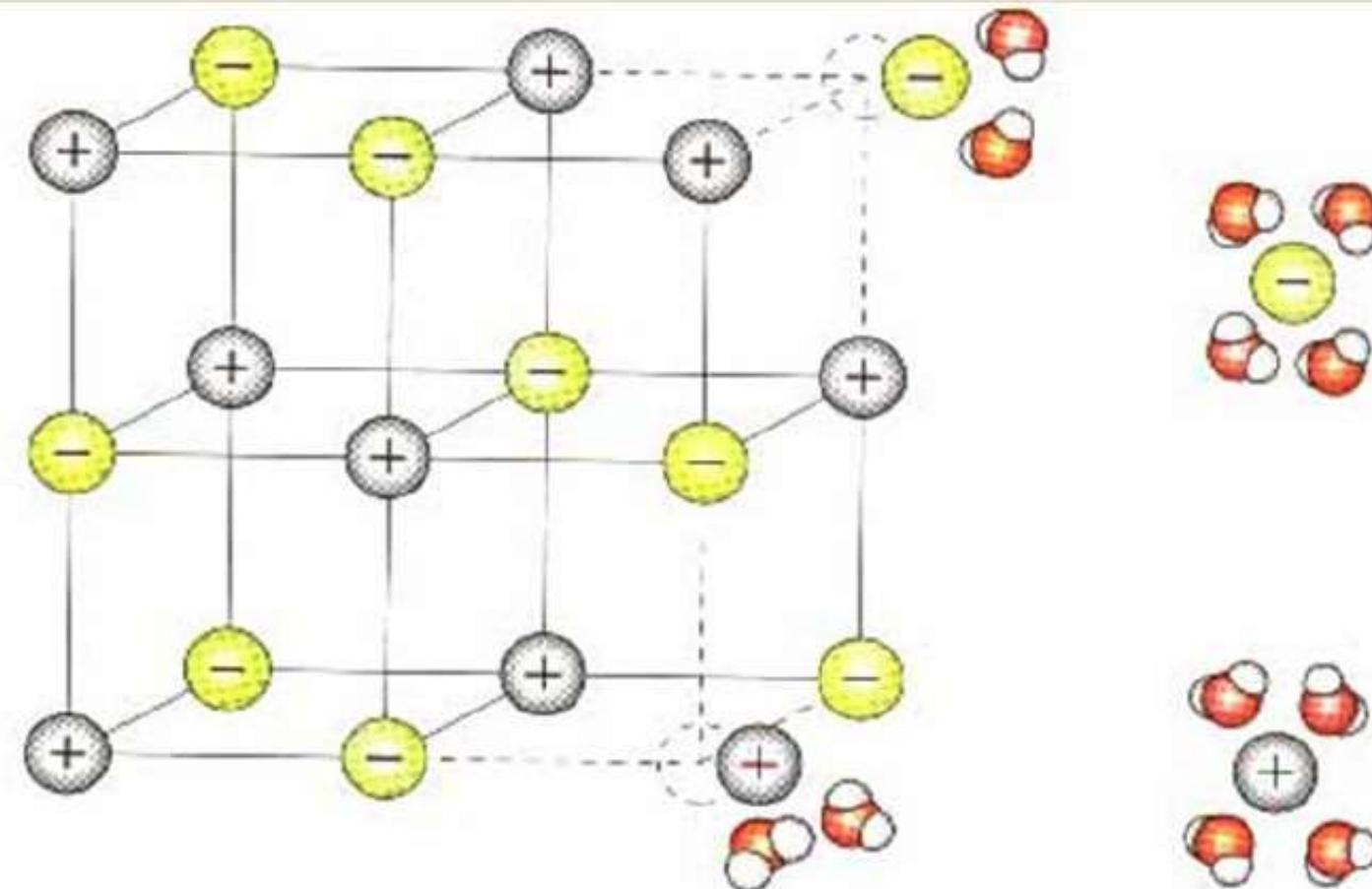
Tetraedrica (ZnS)

3. Propiedades de los compuestos iónicos

- 2). **Altos puntos de fusión y ebullición** (sólidos cristalinos): hay que romper grandes fuerzas de unión entre iones.
- 3). **Dureza elevada**: para rayar un compuesto iónico hay que romper enlaces.
- 4). **Solubilidad en disolventes polares (solvatación de iones)**: el disolvente se orienta por el polo positivo o negativo en las proximidades del anión o del catión respectivamente.
- 5). **Escasa dilatación térmica**: para dilatar hay que disminuir las fuerzas de atracción entre iones.
- 6). **Conductores eléctricos de 2ª clase**: los compuestos iónicos no conducen la electricidad en estado iónico porque iones ocupan posiciones fijas en el espacio.
En estado fundido o en disolución poseen cierta movilidad.



3. Propiedades de los compuestos iónicos



Solubilidad de un cristal iónico

3. Propiedades de los compuestos iónicos

Propiedades que dependen de la energía reticular

U_{ret}	Cristal	z_c	z_a	A	P. Fusi ° C	Dureza	Coef. Dilat.	Solubi g/L
160	Nal	1	1	1,7	660	2,8	$48 \cdot 10^{-6}$	158,7
214	NaF	1	1	1,7	988	3,2	$39 \cdot 10^{-6}$	4,22
618	CaF_2	2	1	5	1360	4,0	$19 \cdot 10^{-6}$	0,16
1073	Al_2O_3	3	2	25	2030	9,0	$7,2 \cdot 10^{-6}$	0



Tema 4. El enlace químico.

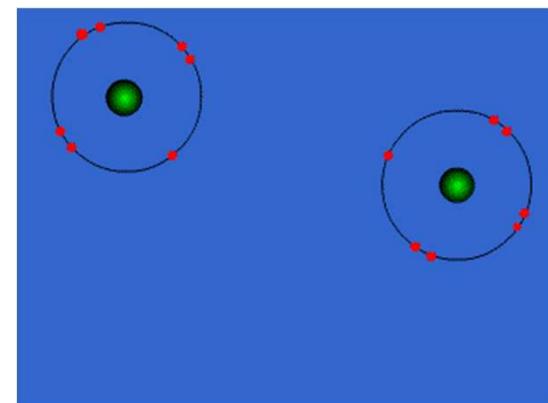


ENLACE COVALENTE

1. Descripción del enlace covalente.
2. Fuerzas intermoleculares.
3. Propiedades de los compuestos covalentes.

1. Descripción del enlace covalente

- Los enlaces covalentes están formados por pares de electrones **compartidos**.
- Un átomo puede **completar su nivel de energía exterior** compartiendo electrones con otro átomo.
- En los enlaces covalentes, **el par de electrones compartidos (electrones de enlace) forma un orbital nuevo** (llamado orbital molecular) que envuelve a los núcleos de ambos átomos.
- En un enlace de este tipo, cada electrón pasa parte de su tiempo alrededor de un núcleo y el resto alrededor del otro.
- Así, al compartir los electrones, ambos completan su nivel de energía exterior y neutralizan la carga nuclear.



Formación de la molécula de Flúor

1. Descripción del enlace covalente



G. N. Lewis

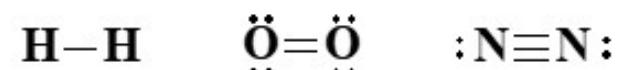
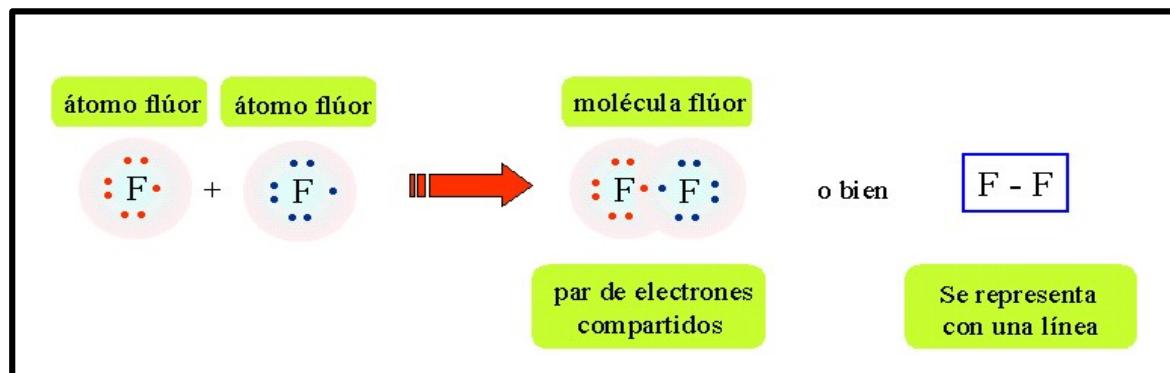
La idea de **enlace covalente** fue sugerida en 1916 por **G. N. Lewis**:

Se basa en las siguientes hipótesis:

- Los átomos para conseguir 8 e⁻ en su última capa (estructura de gas noble) comparten tantos electrones como le falten para completar su capa (regla del octeto).
- Cada pareja de e⁻ compartidos forma un enlace.
- Se pueden formar enlaces sencillos, dobles y triples con el mismo átomo.

Regla del octeto:

Los átomos se unen compartiendo electrones hasta conseguir completar la última capa con 8 e⁻ (4 pares de e⁻), es decir, conseguir la configuración de gas noble: s^2p^6



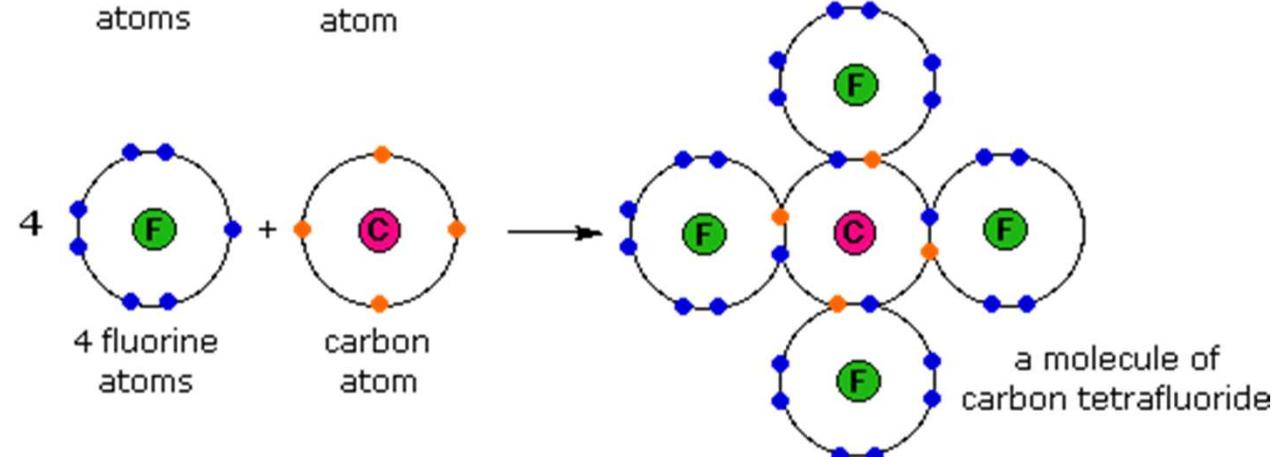
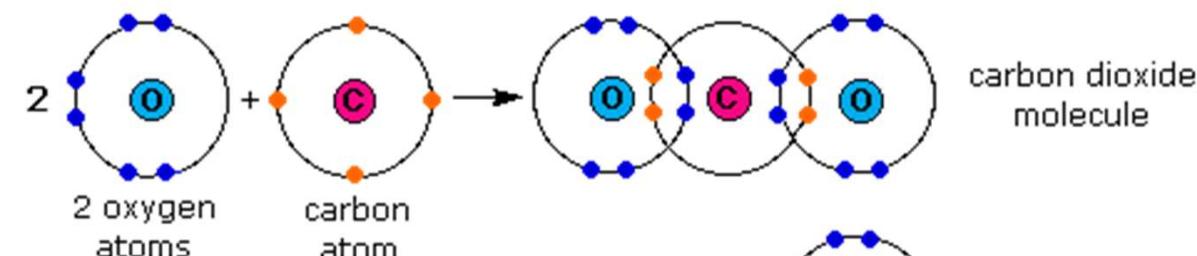
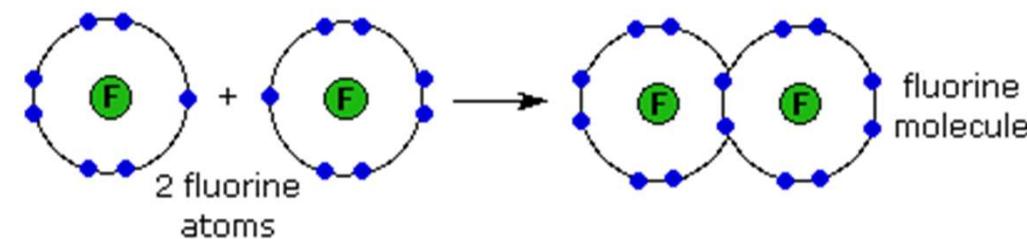
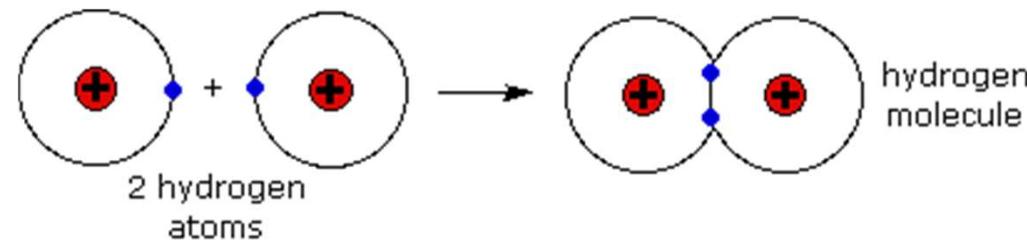
1. Descripción del enlace covalente

CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS						
Z						
1	H	1s ¹				
2	He	1s ²				
3	Li	1s ²	2s ¹			
4	Be	1s ²	2s ²			
5	B	1s ²	2s ²	2p _x ¹		
6	C	1s ²	2s ²	2p _x ¹ 2p _y ¹		
7	N	1s ²	2s ²	2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹		
8	O	1s ²	2s ²	2p _x ² 2p _y ¹ 2p _z ¹		
9	F	1s ²	2s ²	2p _x ² 2p _y ² 2p _z ¹		
10	Ne	1s ²	2s ²	2p _x ² 2p _y ² 2p _z ²		

**ELECTRÓNOS DE VALENCIA
(ÚLTIMO NIVEL + ANTERIORES INCOMPLETOS)**

H •	NOTACIÓN DE LEWIS							
Li •	• Be •	• B •	• C •	• N •	• O •	• F •	• Ne •	

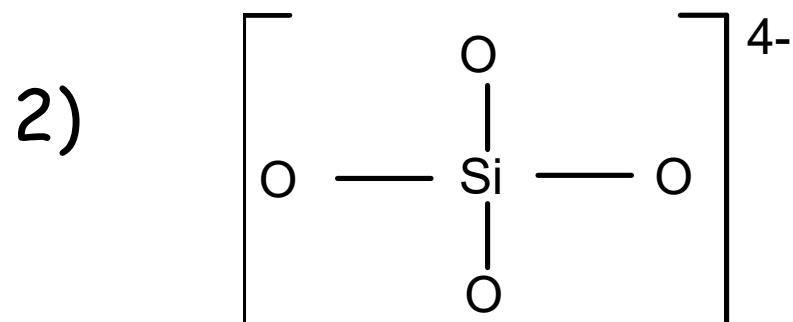
1. Descripción del enlace covalente



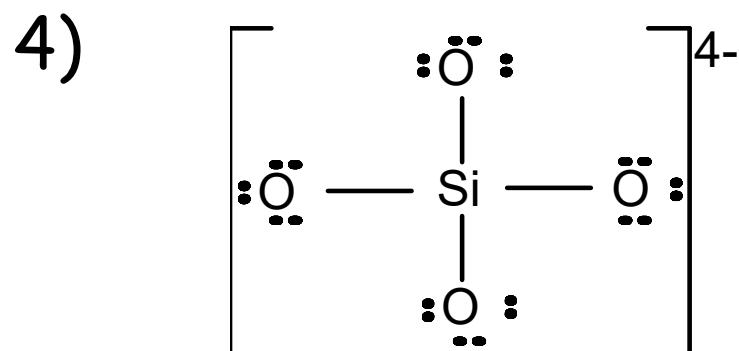
1. Descripción del enlace covalente

Ejemplo: SiO_4^{4-}

- 1) Si: $3s^2p^2 \Rightarrow 4e^-$
 O: $2s^2p^4 \Rightarrow 6e^- \times 4 = 24$
 $+ 4$ cargas neg.
- $\left. \right\} 32 e^-$



3) e^- de v. libres: $32 - 8 = 24$



1. Descripción del enlace covalente

ASPECTOS A TENER EN CUENTA EN LA CONSTRUCCIÓN DE ESTRUCTURAS DE LEWIS

No explica la forma de las moléculas

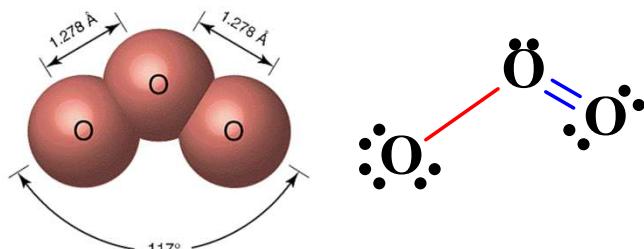
RESONANCIA

CARGA FORMAL

EXCEPCIONES

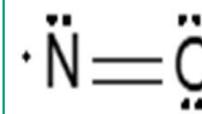
Estructuras en Resonancia

Dos o más estructuras de Lewis para una sola molécula que no se puede representar exactamente con una sola estructura de Lewis.

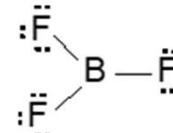


$$C_f = X - (Y + Z/2)$$

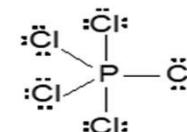
- X= n° de e- de valencia
 Y= n° de e- no compartidos
 Z= n° de e- compartidos



Moléculas con número de electrones impar



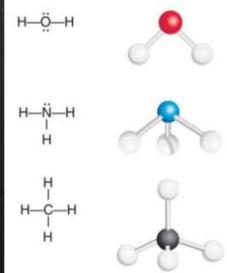
Moléculas en las que un átomo tiene menos de un octeto



Moléculas en las que un átomo tiene más de un octeto

1. Descripción del enlace covalente

Las fórmulas de Lewis no reflejan la geometría molecular



ASPECTOS A TENER EN CUENTA EN LA CONSTRUCCIÓN DE ESTRUCTURAS DE LEWIS

No explica la forma de las moléculas

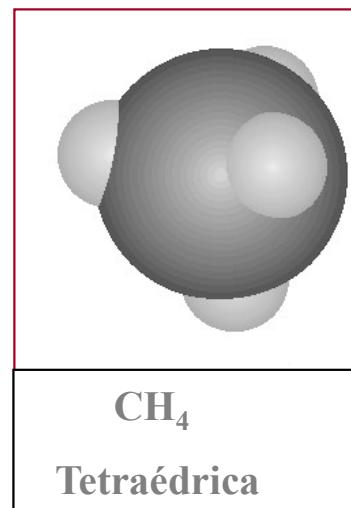
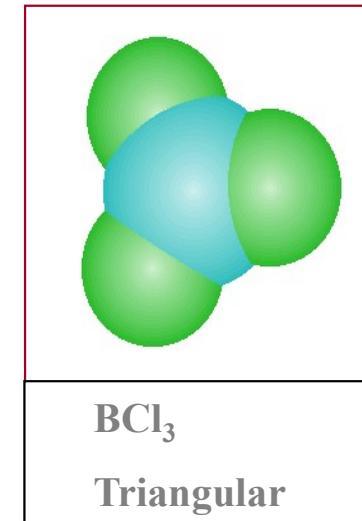
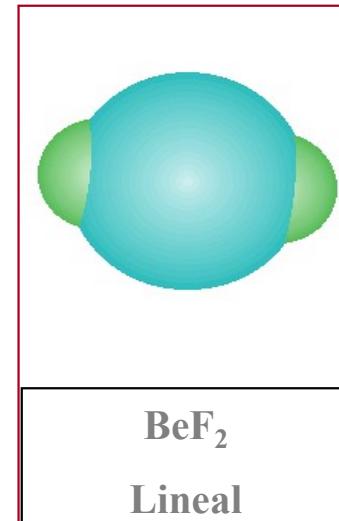
Modelo de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia

La geometría molecular puede predecirse fácilmente basándonos en la repulsión entre pares electrónicos. En el modelo de RPECV, [Valence Shell Electron Pair Repulsion Theory (VSEPR)] los pares de e- alrededor de un átomo se repelen entre sí, por ello, los orbitales que contienen estos pares de e-, se orientan de forma que queden lo más alejados que puedan unos de otros.

1. Descripción del enlace covalente

Modelo de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia

Es un modelo muy simple que tiene como objetivo determinar la geometría de una molécula. Ya que **los pares de electrones** alrededor de un átomo central (pares de electrones libres y/o pares de electrones involucrados en los enlaces químicos) están cargados negativamente, entonces éstos **tenderán a alejarse** para minimizar la repulsión electrostática entre ellos.

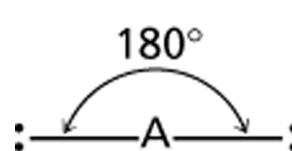


- BeF_2 : El Be tiene 2 pares de $e^- \Rightarrow$ Ang. enl. = 180° .
- BCl_3 : El B tiene 3 pares de $e^- \Rightarrow$ Ang. enl. = 120° .
- CH_4 : El C tiene 4 pares de $e^- \Rightarrow$ Ang. enl. = $109,4^\circ$.

1. Descripción del enlace covalente

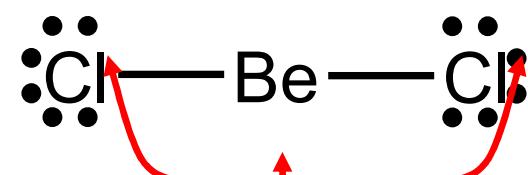
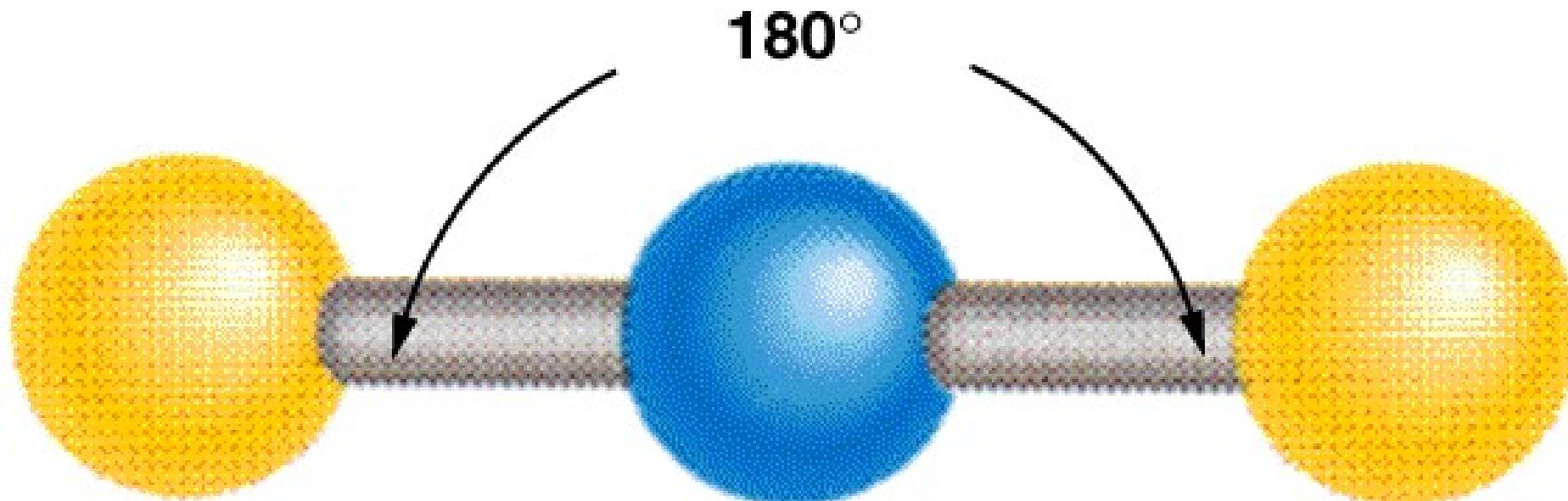
Modelo de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia

Prediga la **geometría** de la molécula de las repulsiones electrostáticas entre los pares de electrones (enlace y no enlace).

Clase	nº de átomos enlazados al átomo central	nº de pares libres en átomo central	Distribución de pares de electrones	Geometría molecular
AB_2	2	0	lineal 	lineal 

1. Descripción del enlace covalente

Modelo de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia



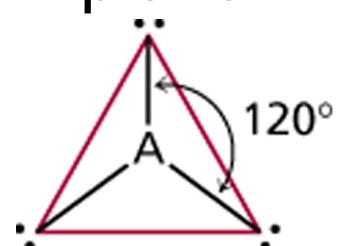
2 átomos enlazados al átomo central

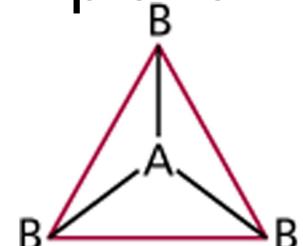
0 pares libres en el átomo central

1. Descripción del enlace covalente

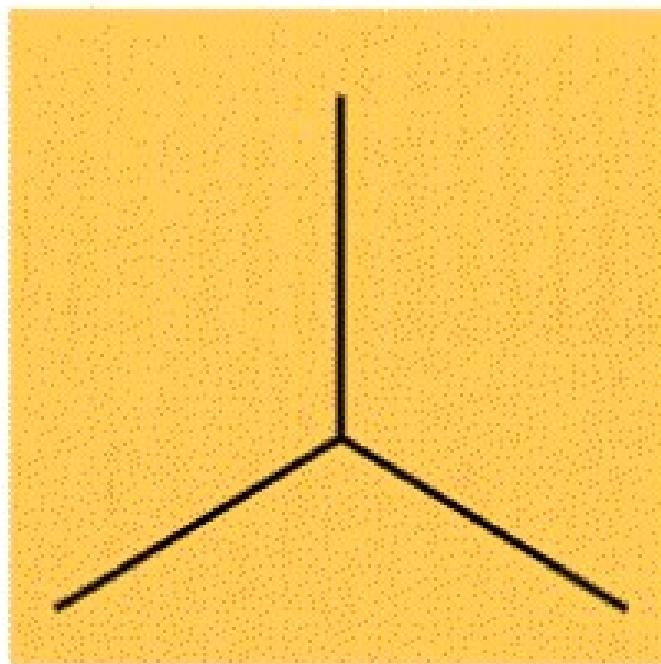
Modelo de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia

Clase	# de átomos enlazados al átomo central	# de pares libres en átomo central	Distribución de pares de electrones	Geometría molecular
AB_2	2	0	lineal	lineal
AB_3	3	0	trigonal plana	trigonal plana

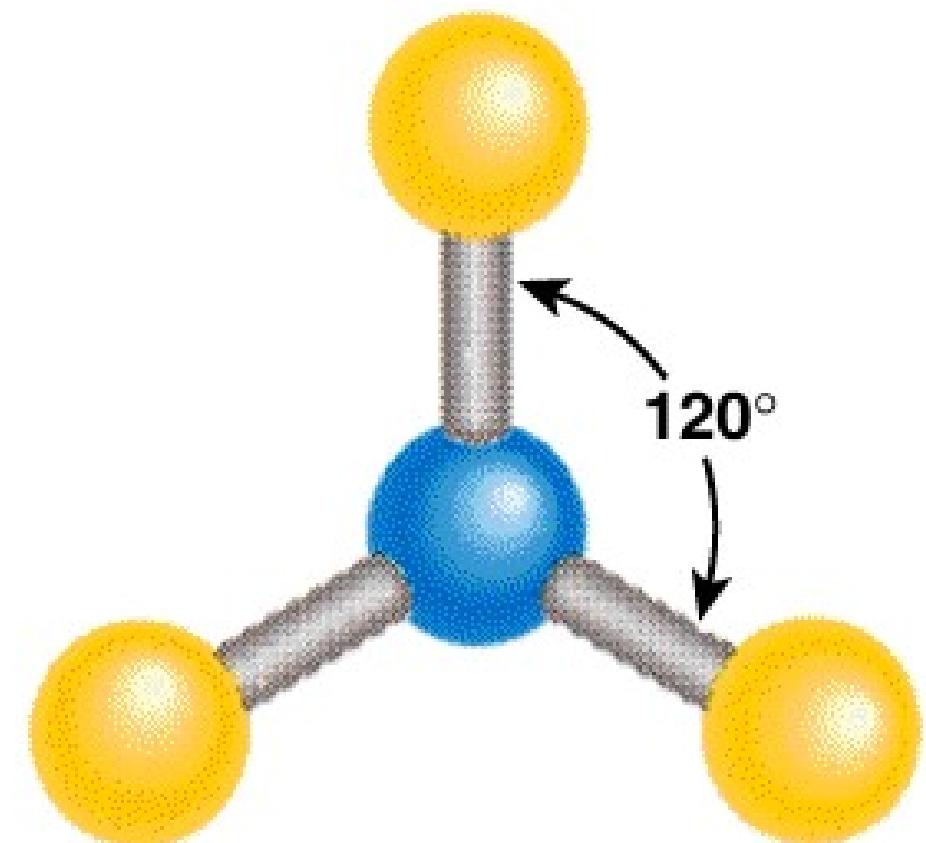




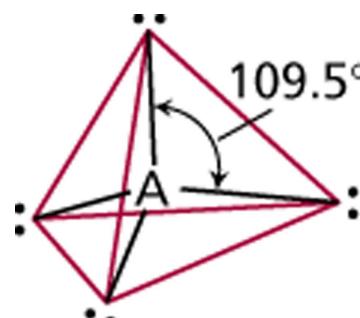
Trifluoruro de boro

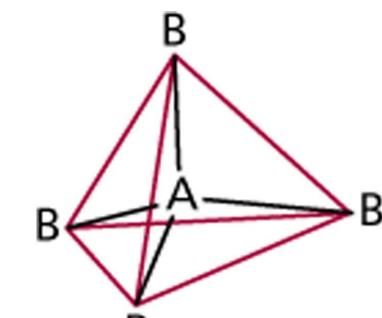


Plana

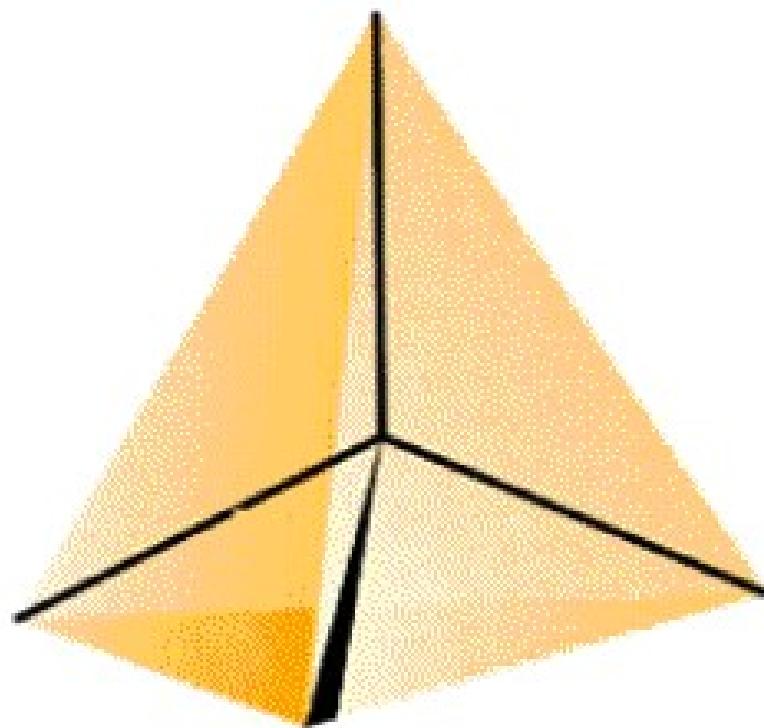


Clase	# de átomos enlazados al átomo central	# de pares libres en átomo central	Distribución de pares de electrones	Geometría molecular
AB_2	2	0	linear	linear
AB_3	3	0	trigonal plana	trigonal plana
AB_4	4	0	tetraédrica	tetraédrica

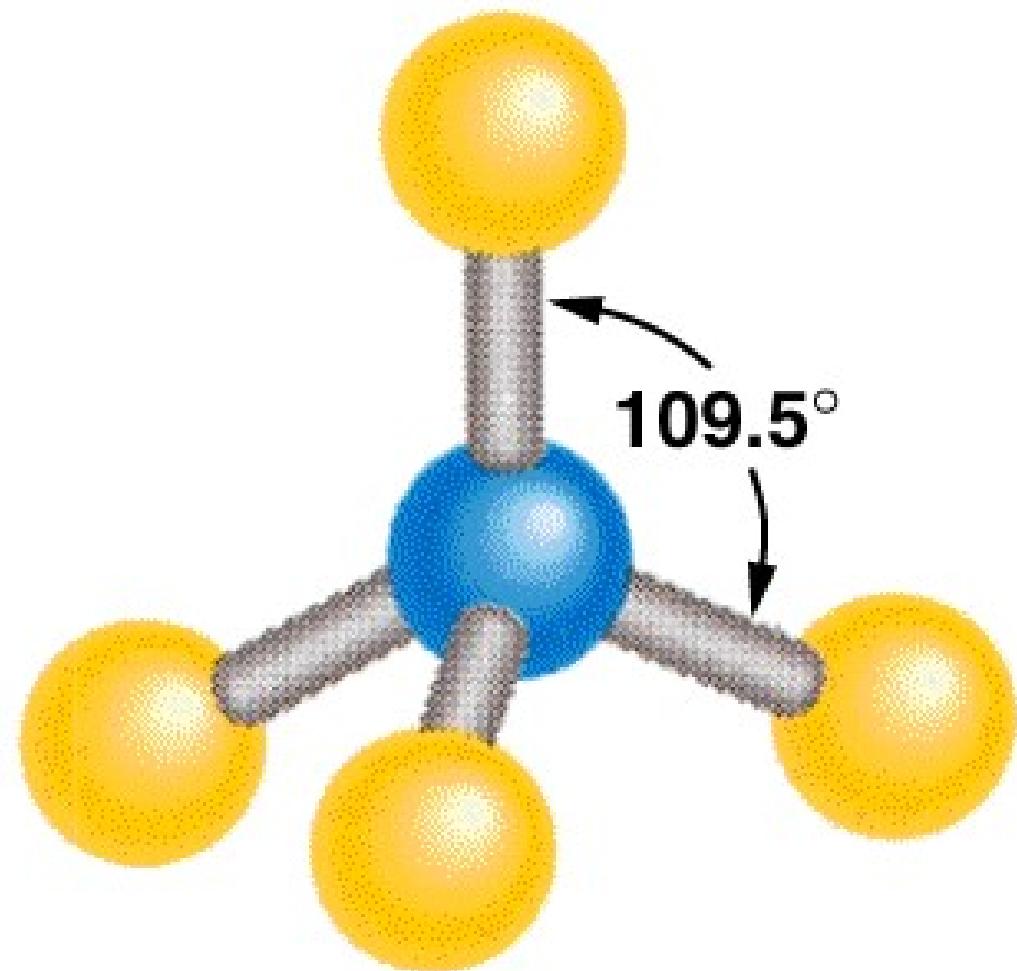




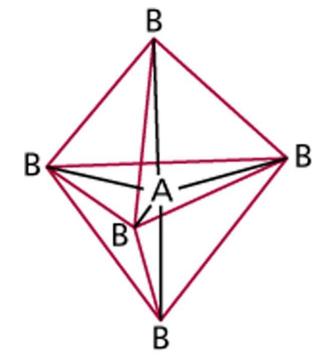
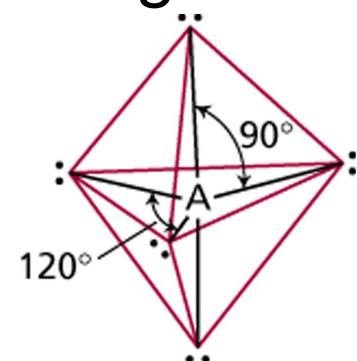
Metano



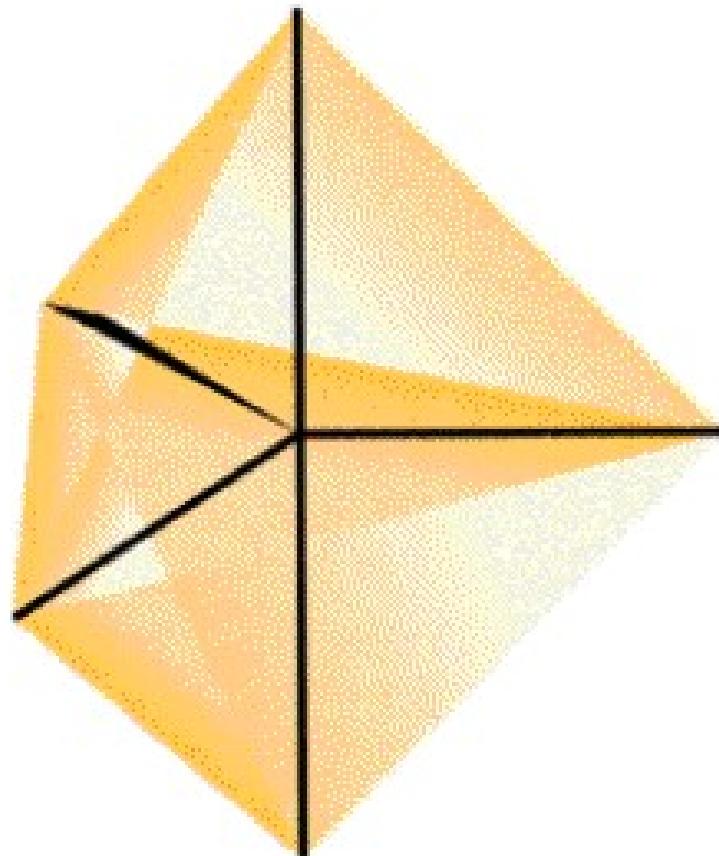
Tetraédrica



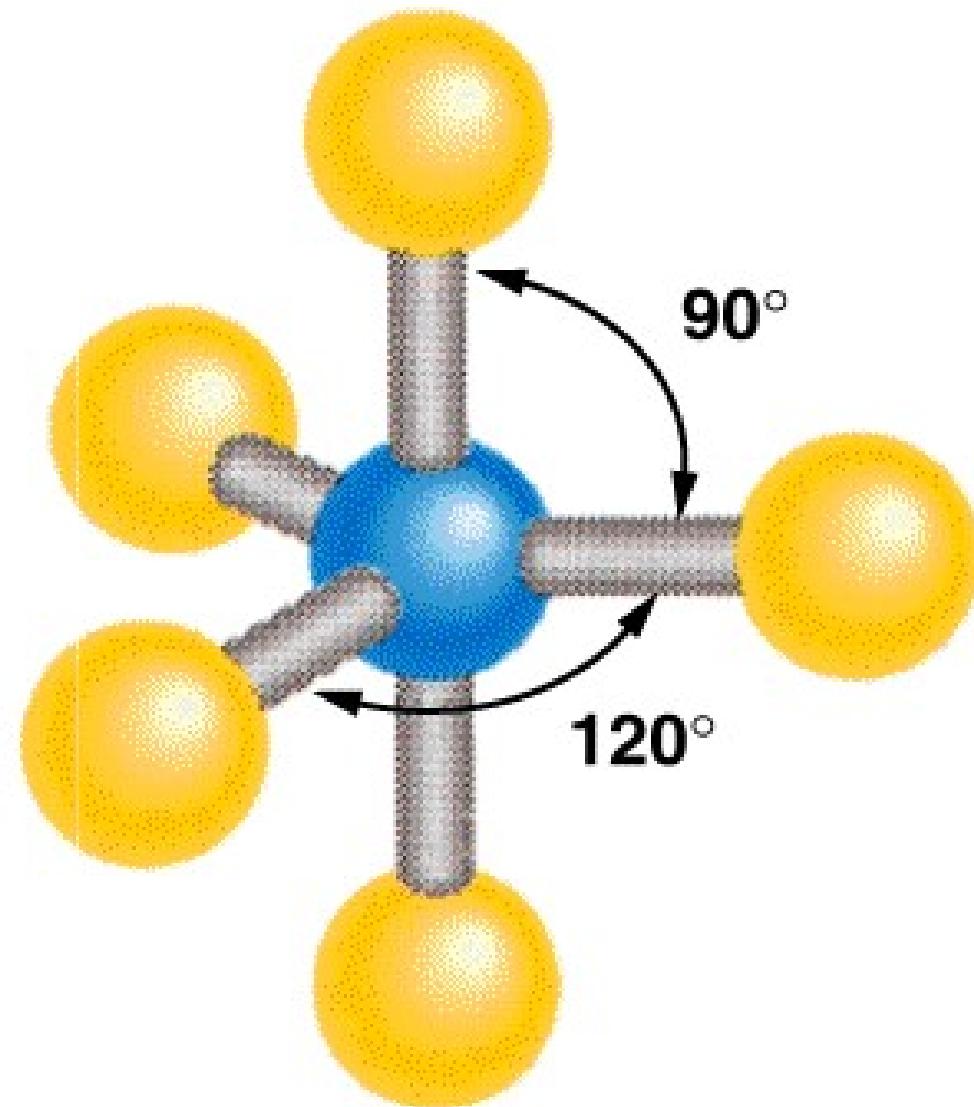
<u>Clase</u>	<u># de átomos enlazados al átomo central</u>	<u># de pares libres en el átomo central</u>	<u>Distribución de pares de electrones</u>	<u>Geometría molecular</u>
AB_2	2	0	lineal	lineal
AB_3	3	0	trigonal plana	trigonal plana
AB_4	4	0	tetraédrica	tetraédrica
AB_5	5	0	bipiramidal trigonal	bipiramidal trigonal



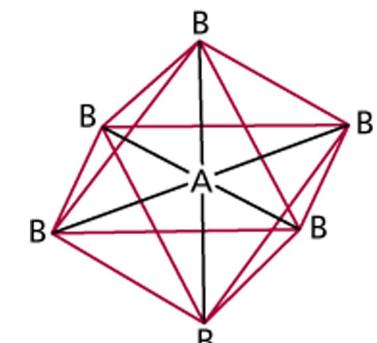
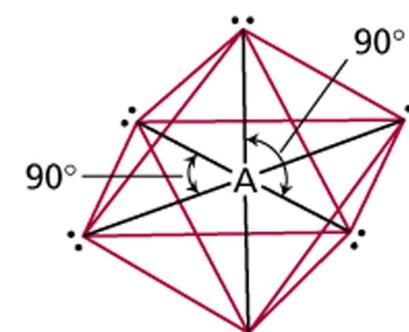
Pentacloruro de fósforo



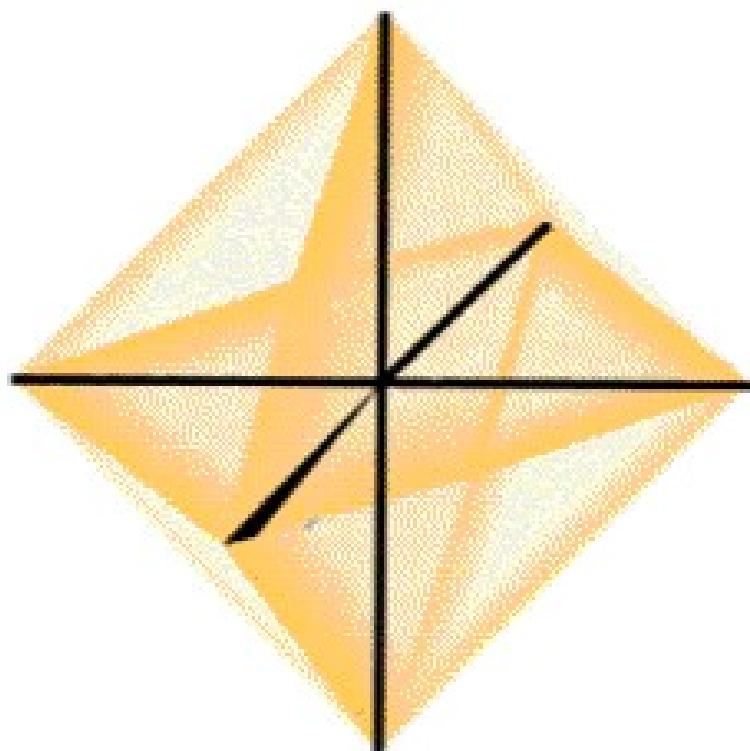
**Bipiramidal
trigonal**



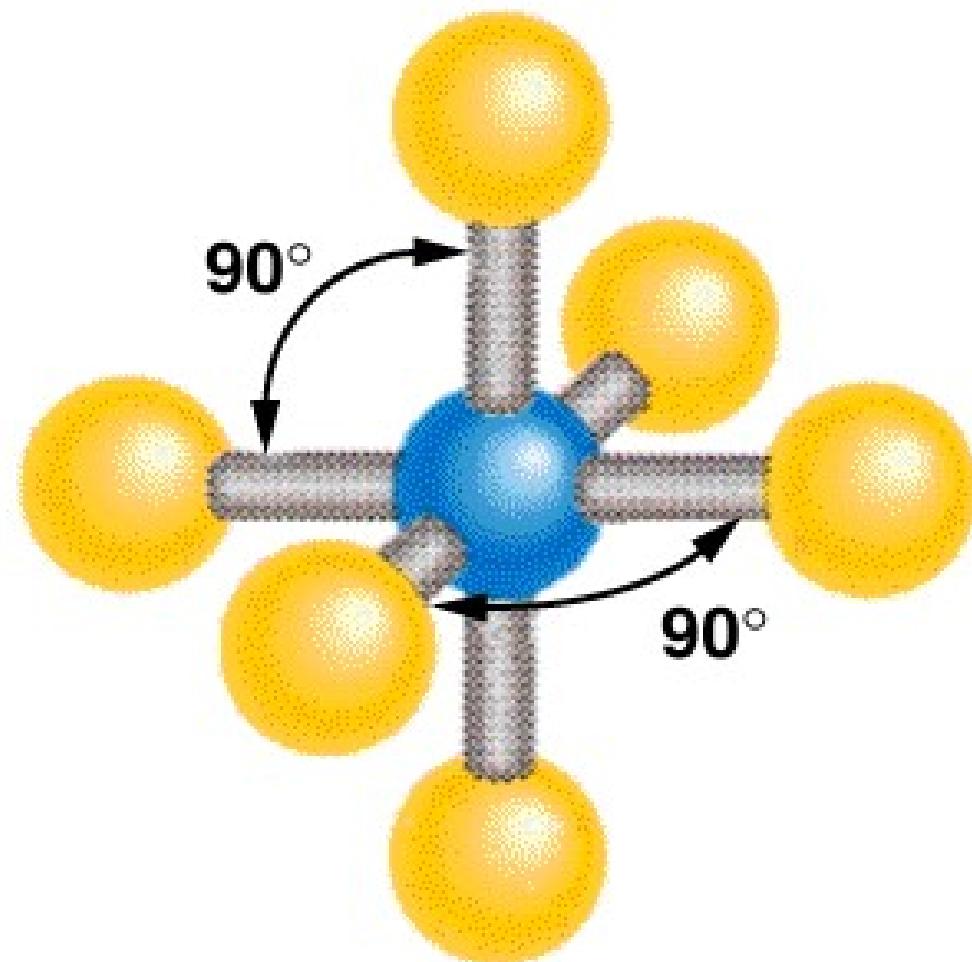
Clase	# de átomos enlazados al átomo central	# de pares libres en átomo central	Distribución de pares de electrones	Geometría molecular
AB_2	2	0	lineal	lineal
AB_3	3	0	trigonal plana	trigonal plana
AB_4	4	0	tetraédrica	tetraédrica
AB_5	5	0	bipiramidal trigonal	bipiramidal trigonal
AB_6	6	0	octaédrica	octaédrica

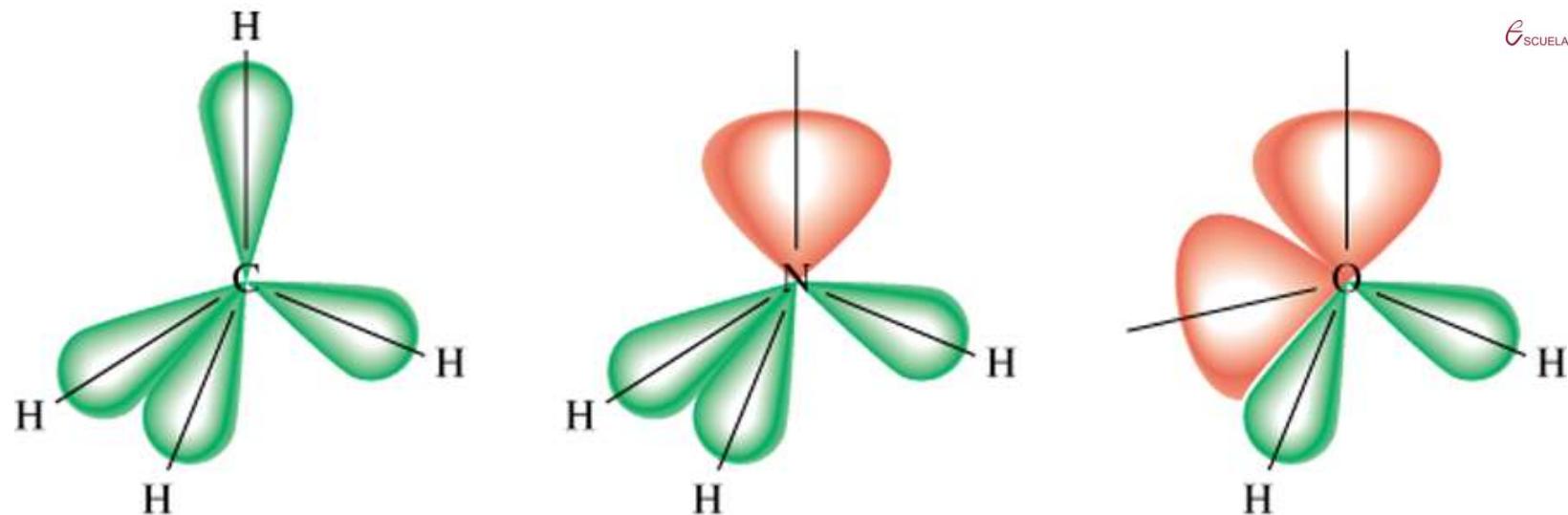


Hexafluoruro de azufre

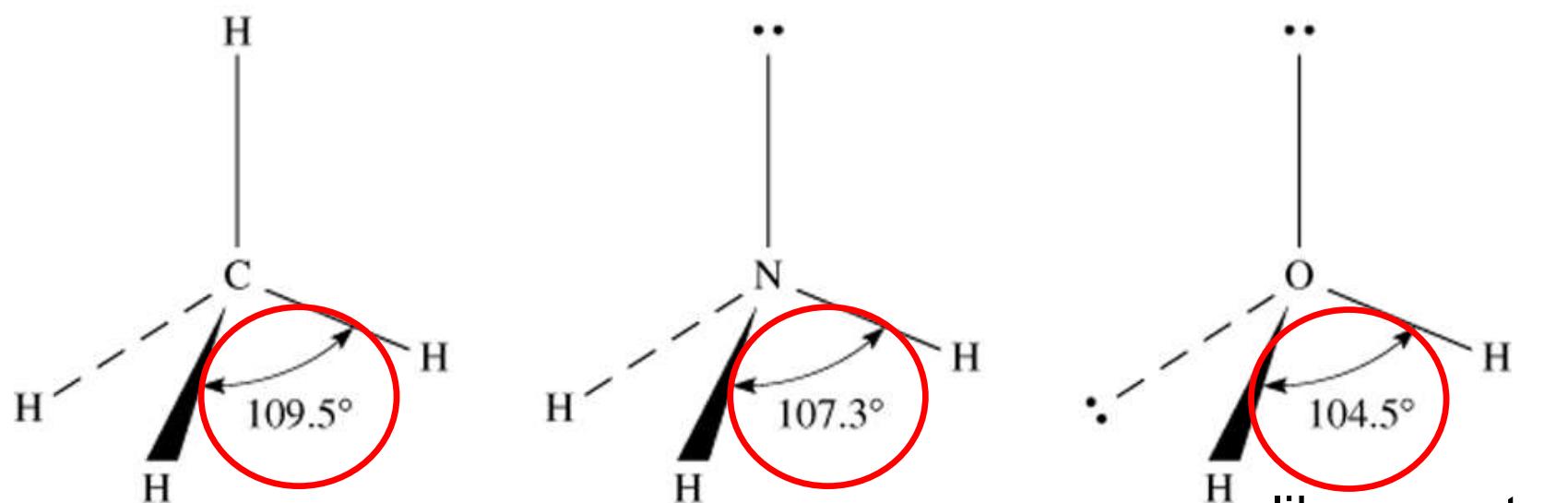


Octaédrica





...



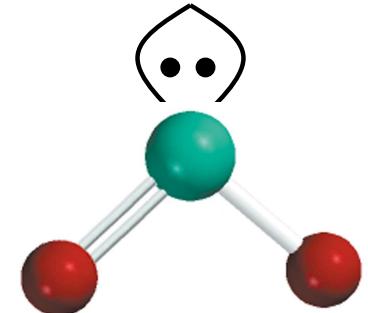
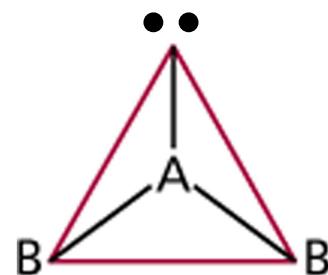
Par enlazante contra <
Repulsión par enlazante

Pares libres contra <
Repulsión par enlazante

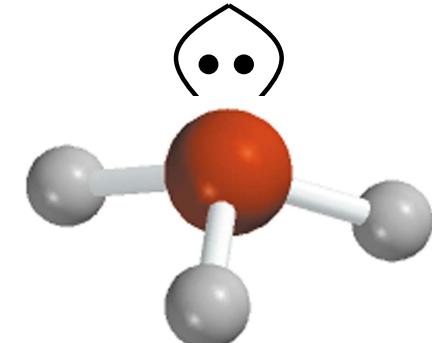
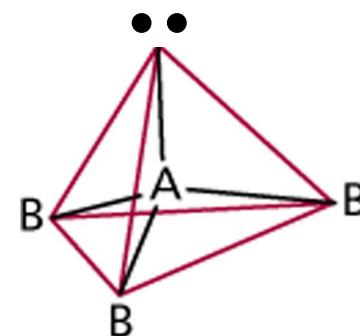
pares libres contra
repulsión
de pares libres

Modelo de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia

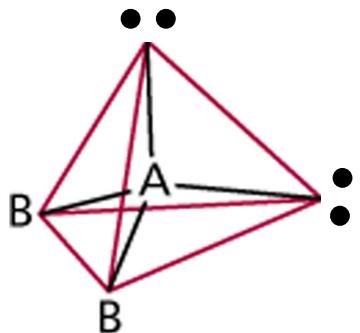
<u>Clase</u>	<u>nº de átomos enlazados al átomo central</u>	<u>nº de pares libres en átomo central</u>	<u>Distribución de pares de electrones</u>	<u>Geometría molecular</u>
AB_3	3	0	trigonal plana	trigonal plana
AB_2E	2	1	trigonal plana	angular

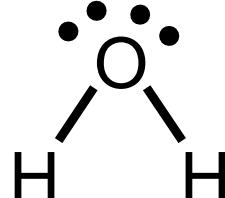


<u>Clase</u>	<u># de átomos enlazados al átomo central</u>	<u># de pares libres en el átomo central</u>	<u>Distribución de pares de electrones</u>	<u>Geometría molecular</u>
AB_4	4	0	tetraédrica	tetraédrica
AB_3E	3	1	tetraédrica	piramidal trigonal

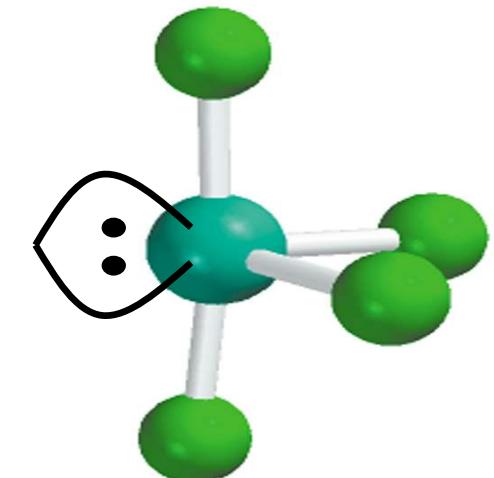
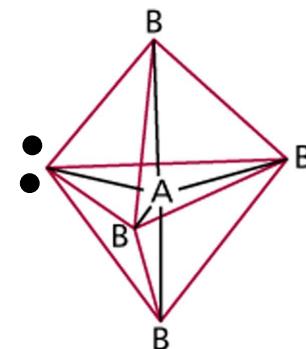


<u>Clase</u>	<u># de átomos enlazados al átomo central</u>	<u># de pares libres en átomo central</u>	<u>Distribución de pares de electrones</u>	<u>Geometría molecular</u>
AB_4	4	0	tetraédrica	tetraédrica
AB_3E	3	1	tetraédrica	piramidal trigonal
AB_2E_2	2	2	tetraédrica	angular

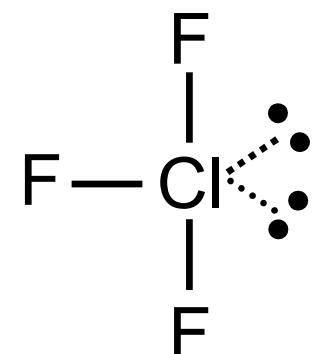
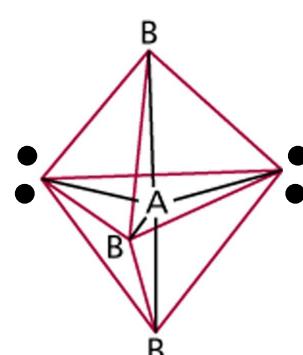




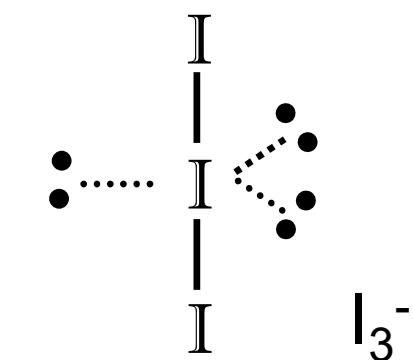
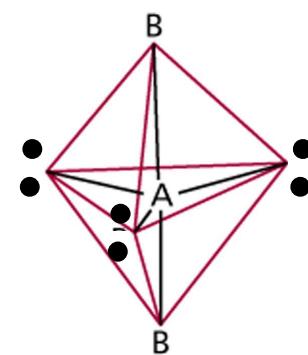
<u>Clase</u>	<u>nº de átomos enlazados al átomo central</u>	<u>nº de pares libres en átomo central</u>	<u>Distribución de pares de electrones</u>	<u>Geometría molecular</u>
AB_5	5	0	bipiramidal trigonal	bipiramidal trigonal
AB_4E	4	1	bipiramidal trigonal	tetraedro distorsionado



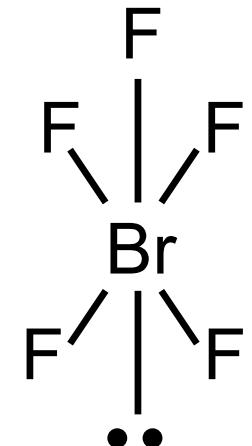
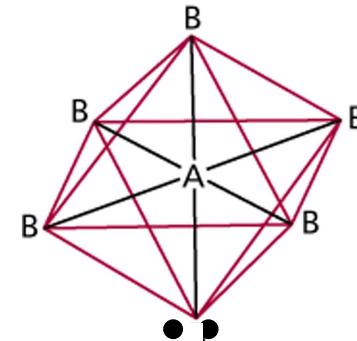
<u>Clase</u>	<u># de átomos enlazados al átomo central</u>	<u># de pares libres en átomo central</u>	<u>Distribución de pares de electrones</u>	<u>Geometría molecular</u>
AB_5	5	0	bipiramidal trigonal	bipiramidal trigonal
AB_4E	4	1	bipiramidal trigonal	tetraedro distorsionado
AB_3E_2	3	2	bipiramidal trigonal	forma - T



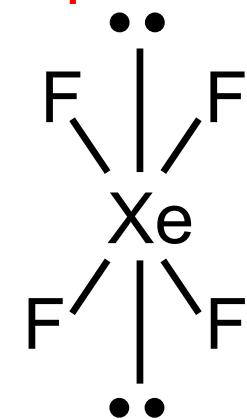
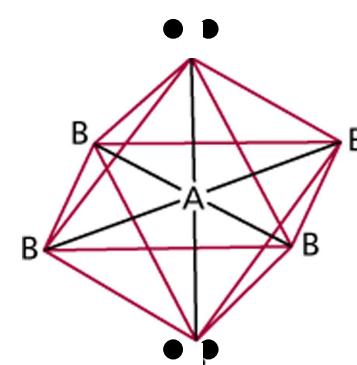
<u>Clase</u>	<u>nº de átomos enlazados al átomo central</u>	<u>nº de pares libres en átomo central</u>	<u>Distribución de pares de electrones</u>	<u>Geometría molecular</u>
AB_5	5	0	bipiramidal trigonal	bipiramidal trigonal
AB_4E	4	1	bipiramidal trigonal	tetraedro distorsionado
AB_3E_2	3	2	bipiramidal trigonal	forma - T
AB_2E_3	2	3	bipiramidal trigonal	lineal



<u>Clase</u>	<u>nº de átomos enlazados al átomo central</u>	<u>nº de pares libres en átomo central</u>	<u>Distribución de pares de electrones</u>	<u>Geometría molecular</u>
AB_6	6	0	octaédrica	octaédrica
AB_5E	5	1	octaédrica	piramidal cuadrada



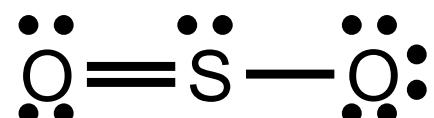
Clase	# de átomos enlazados al átomo central	# de pares libres en átomo central	Distribución de pares de electrones	Geometría molecular
AB_6	6	0	octaédrica	octaédrica
AB_5E	5	1	octaédrica	piramidal cuadrada
AB_4E_2	4	2	octaédrica	cuadrada plana



Cómo predecir la geometría molecular

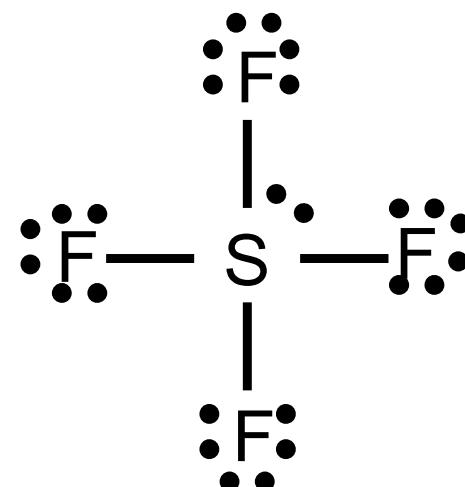
1. Dibuje la estructura de Lewis para la molécula.
2. Cuente el número de pares libres en el átomo central y número de átomos enlazados al átomo central.
3. Use RPECV para predecir la geometría de la molécula.

¿Cuáles son las geometrías moleculares de SO_2 y SF_4 ?



AB_2E

angular



AB_4E

tetraedro
distorcionado

1. Descripción del enlace covalente

Modelo de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia



Útil para predecir/explicar el comportamiento
polar/apolar de las sustancias

Estructura de Lewis H₂O Agua

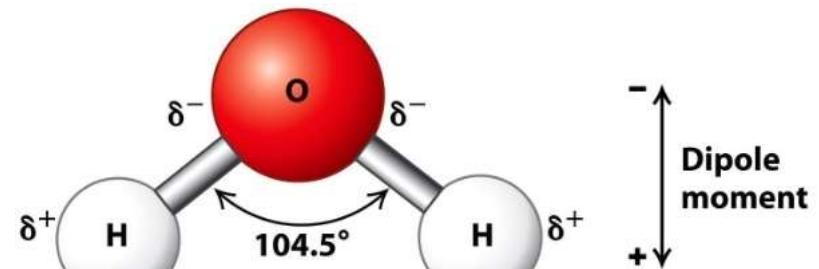
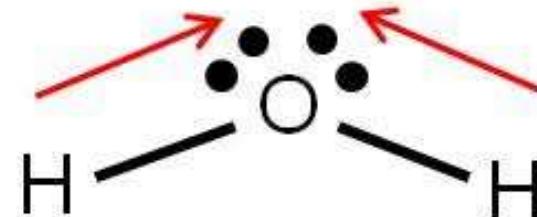
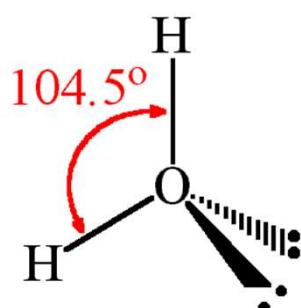
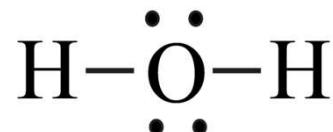
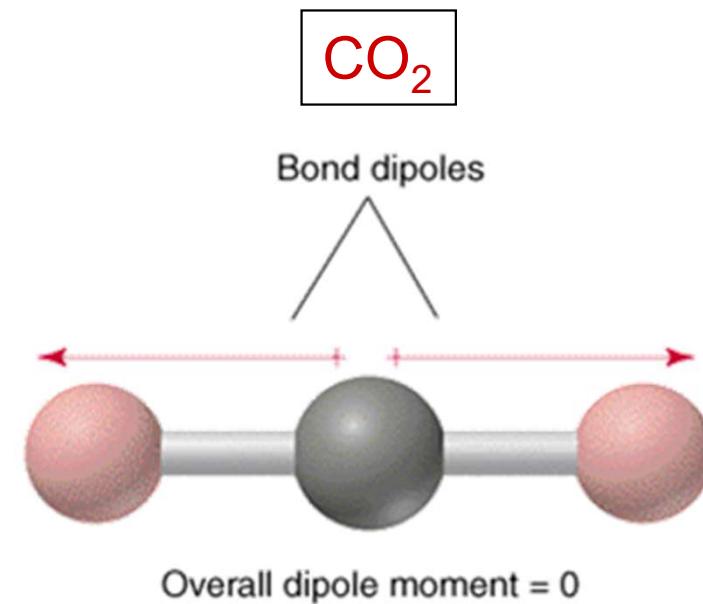
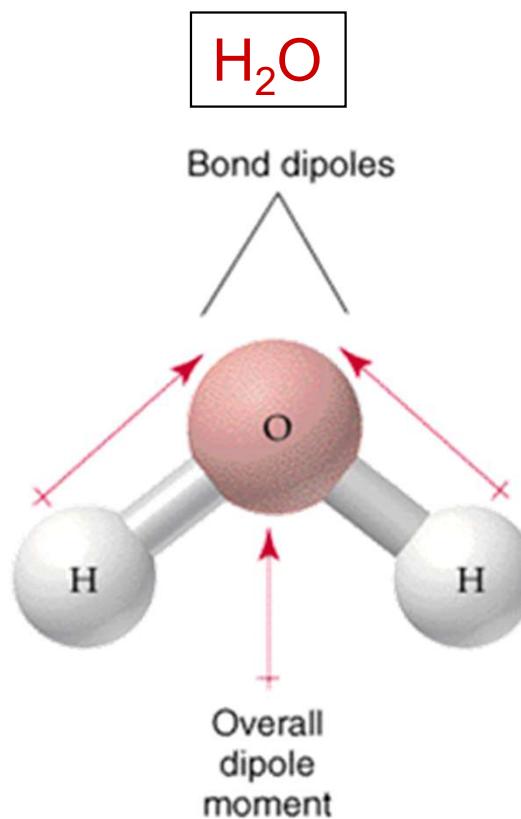


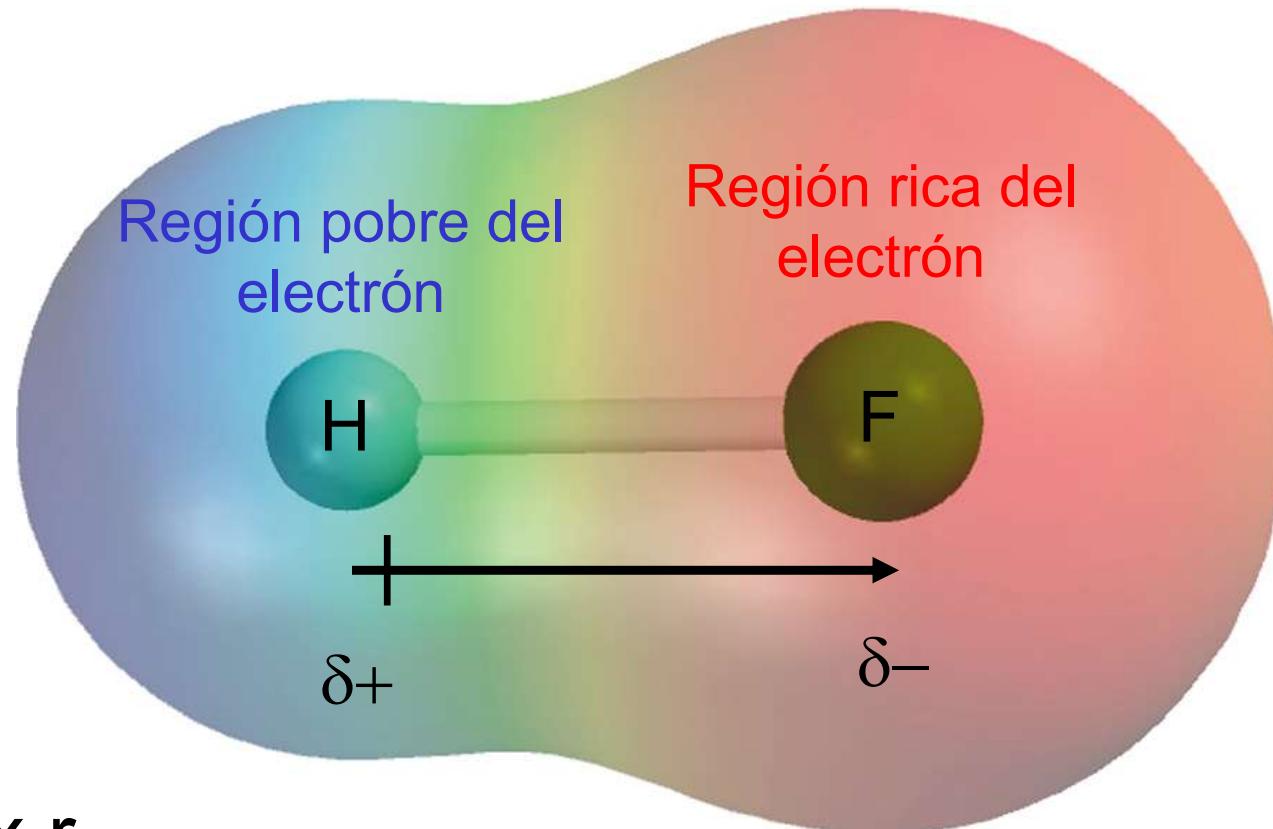
Figure 2-5
Molecular Cell Biology, Sixth Edition
© 2008 W.H. Freeman and Company



Los dipolos H-O no se anulan porque la molécula no es lineal.

Cada dipolo C-O se anula porque la molécula es lineal.

Momentos dipolares y moléculas polares



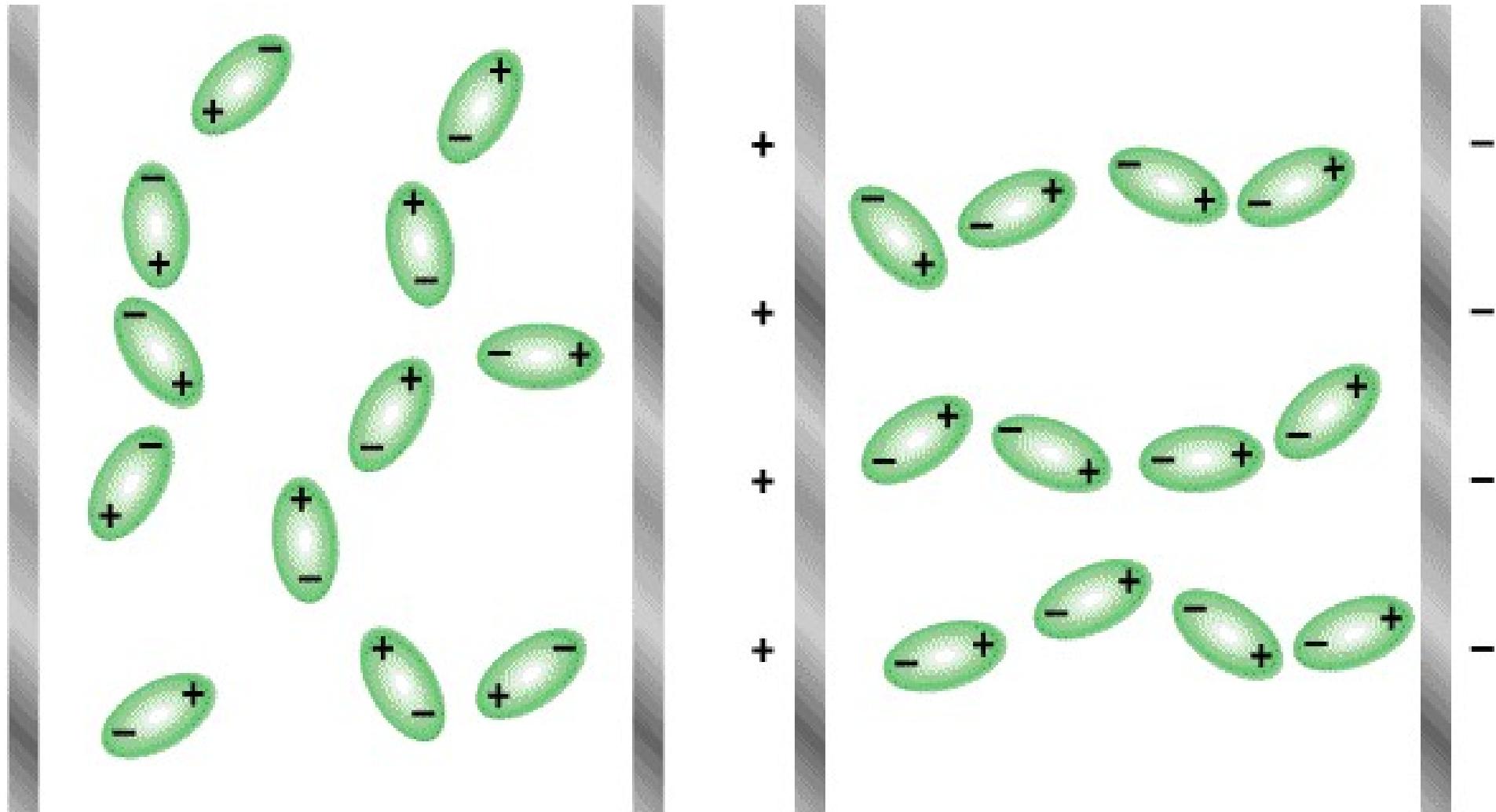
$$\mu = Q \times r$$

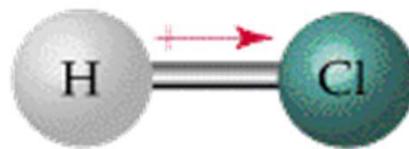
Q es la carga

r es la distancia entre las cargas

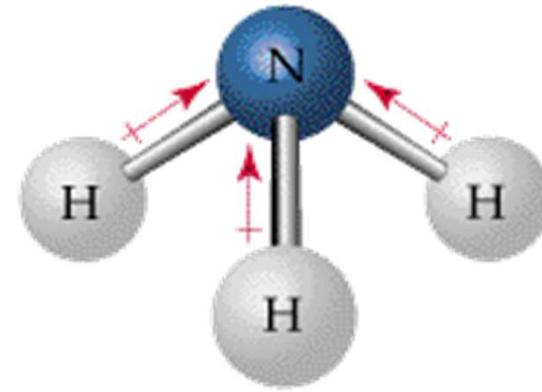
$$1 \text{ D} = 3.36 \times 10^{-30} \text{ C m}$$

Comportamiento de moléculas polares

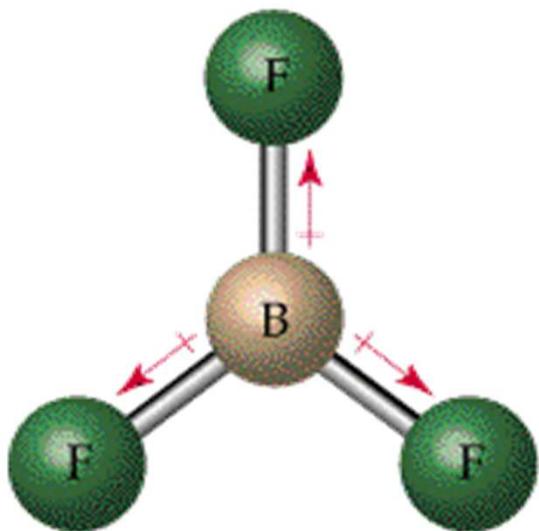




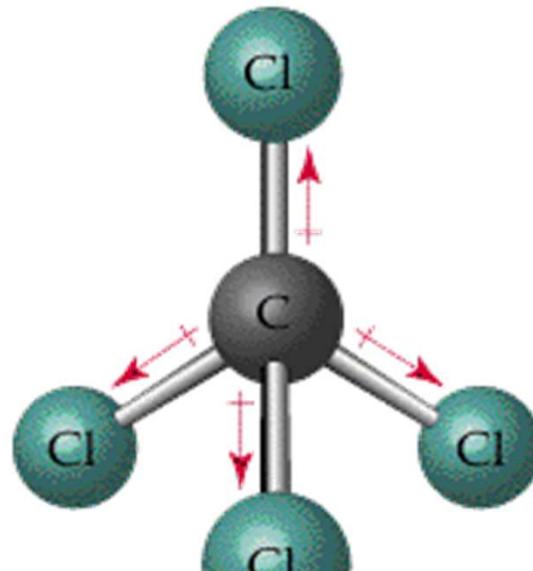
Polar



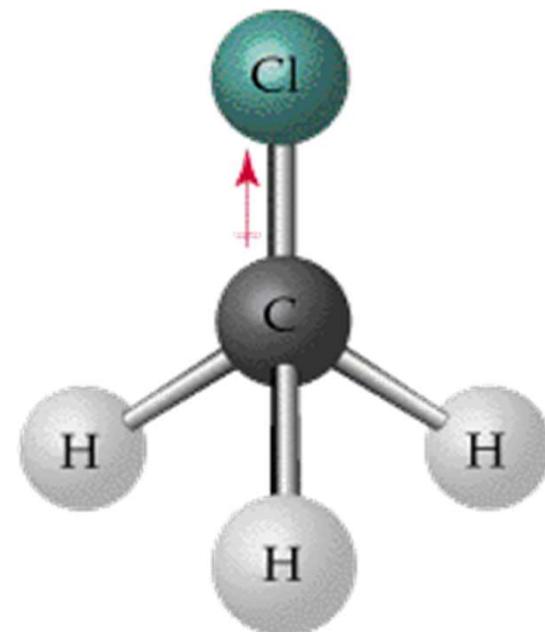
Polar



Nonpolar



Nonpolar

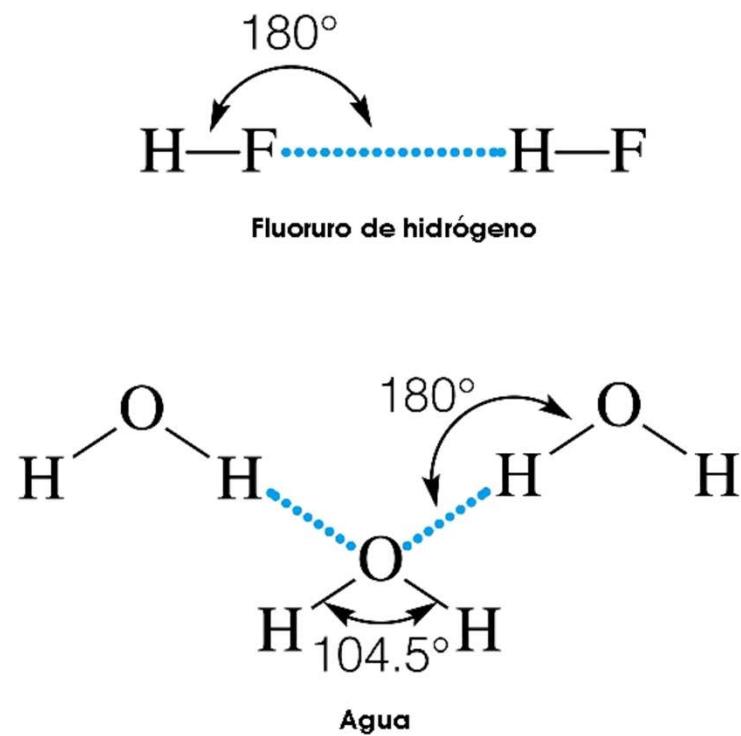
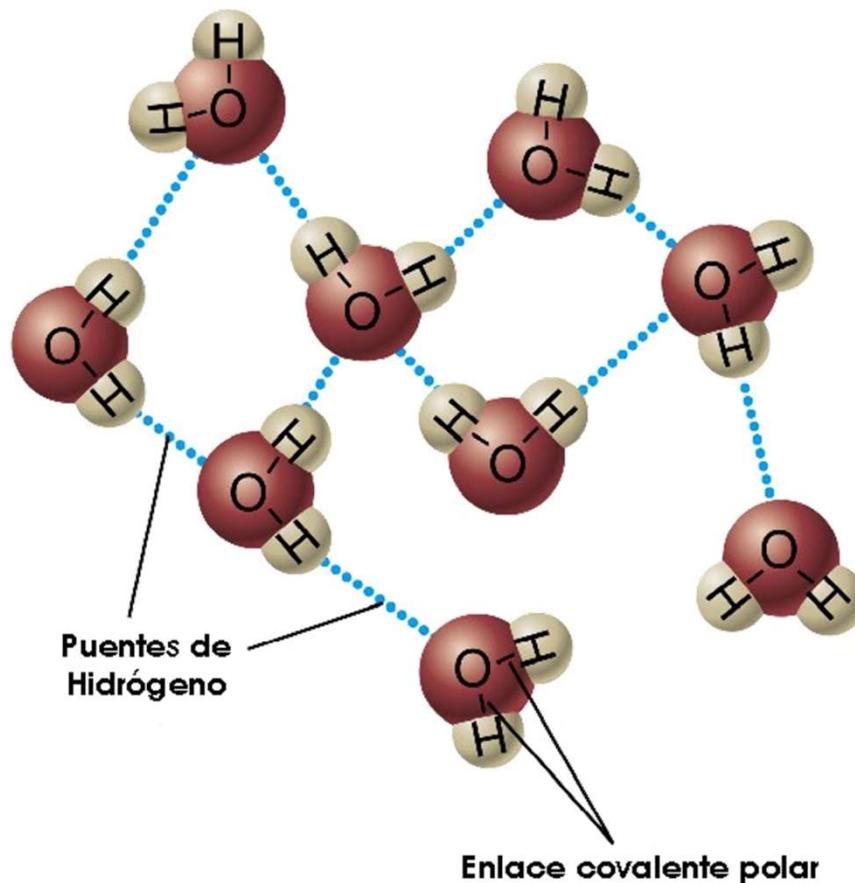


Polar

2. Fuerzas intermoleculares

- “ **FUERZAS INTRAMOLECULARES:** Fuerzas que se dan en el interior de las moléculas: **Enlace covalente**. La fuerza de atracción electrostática, mantiene unido a los iones en estado sólido: **Enlace iónico**
- “ **FUERZAS INTERMOLECULARES:** Interacciones entre moléculas. Mantienen unidas las moléculas de las sustancias covalentes, permitiendo que aparezcan en estado sólido o líquido o que se disuelvan en otras sustancias.
- “ **Las fuerzas intermoleculares** son fuerzas entre las moléculas que han completado sus requerimientos de valencia y por lo tanto ya no tienen tendencia a formar enlaces.
- “ En todos los casos, se trata de fuerzas cuya energía de enlace es menor que la correspondiente a la energía del enlace intramolecular (covalente, iónico)

Fuerzas intermoleculares entre moléculas polares

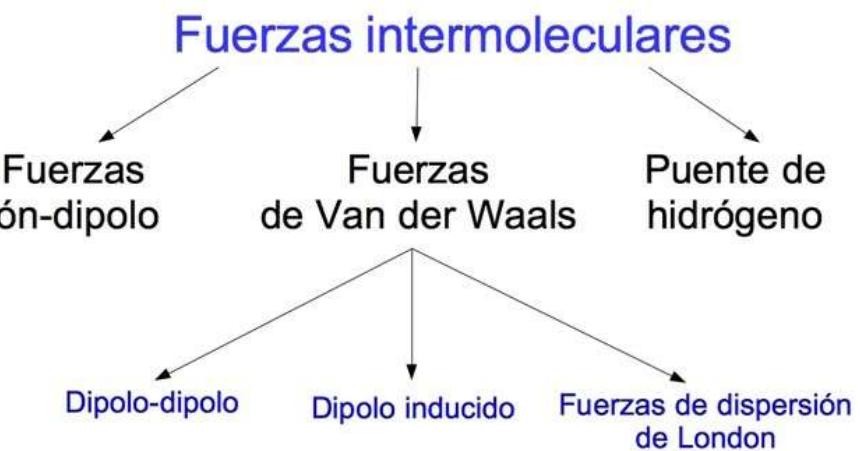
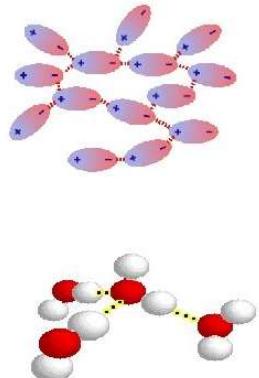


2. Fuerzas intermoleculares

Clasificación

Se dividen en dos grandes grupos:

- **Fuerzas ión dipolo (electrotácticas)**
- **Fuerzas de van der Waals**
 - ✓ dipolo – dipolo
 - ✓ Puente de Hidrógeno
 - ✓ dipolo – dipolo inducido
 - ✓ Fuerzas de dispersión (fuerzas de London)

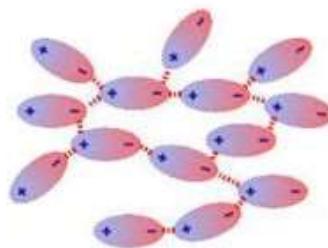


2. Fuerzas intermoleculares

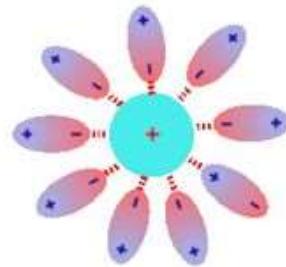
Fuerzas intermoleculares

- * Fuerzas que mantienen unidas a las moléculas entre sí y definen parte de sus propiedades físicas.
- * Son de menor intensidad que los enlaces químicos (interacciones intermoleculares)

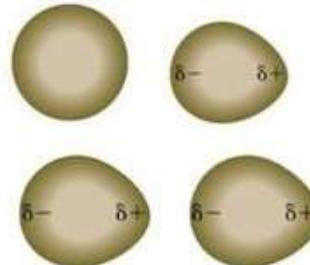
Dipolo-dipolo



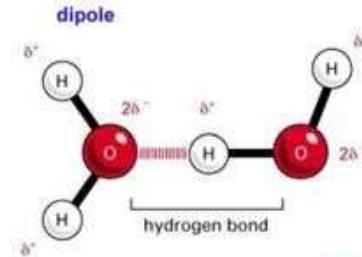
Ion-dipolo



Fuerzas de London

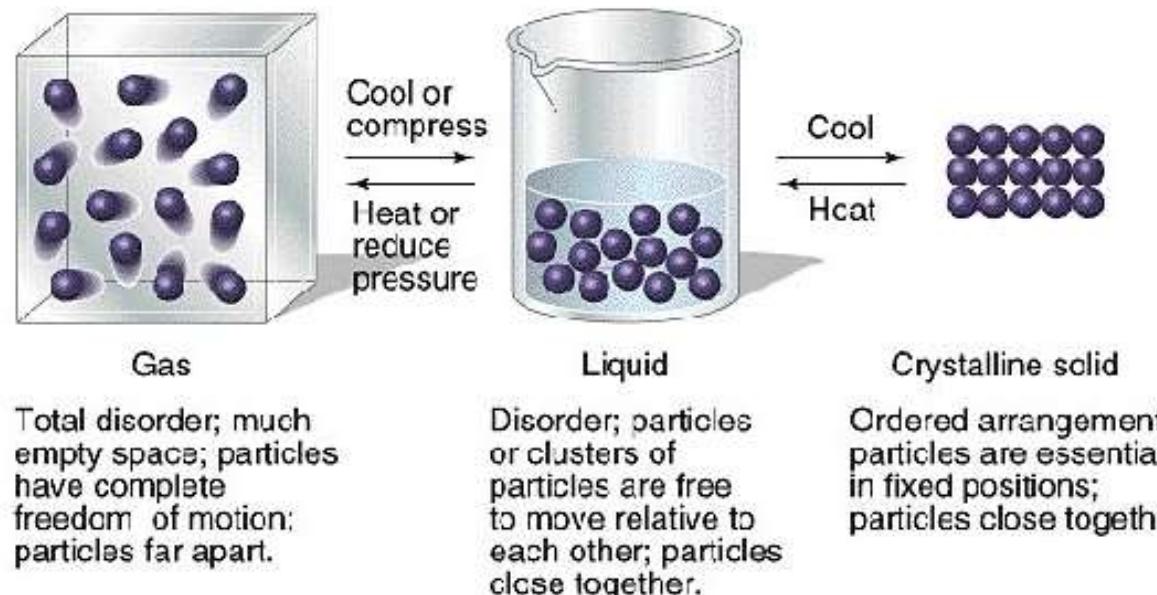


Enlace de hidrógeno

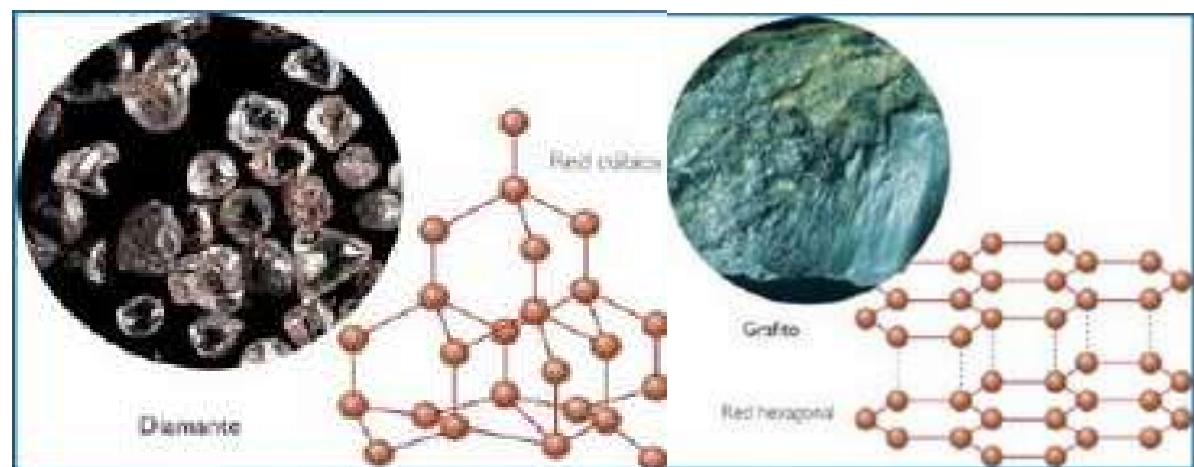
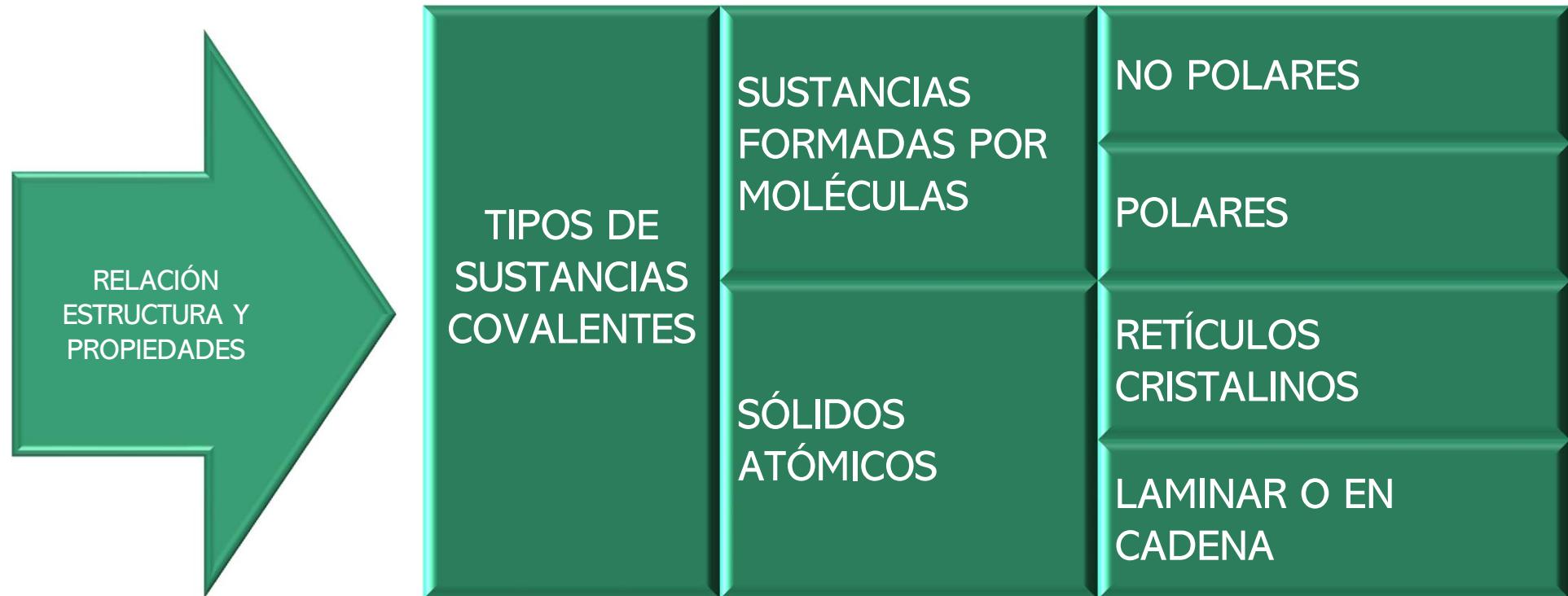


2. Fuerzas intermoleculares

“ La existencia de las fuerzas intermoleculares se refleja en la existencia de materia condensada (estados de agregación líquido y sólido).



3. Propiedades de los compuestos covalentes



3. Propiedades de los compuestos covalentes



- Forman moléculas individuales
- Son generalmente gases (H_2O , O_2 , N_2 , CO_2 , NH_3) o líquidos (H_2O , Br_2 , CH_3OH).

No polares:

- Puntos de fusión y ebullición bajos.
- Cristales blandos
- Más solubles en disolventes apolares que en los polares.
- Reaccionan a velocidad moderada en disolución.
- Ejemplos: Cl_2 , CH_4 , CO_2 .

Polares:

- Puntos de fusión y ebullición intermedios.
- Dureza del sólido intermedia
- Más solubles en disolventes polares que en los apolares.
- Reaccionan rápidamente en disolución.
- Ejemplos: HCl , H_2O , NH_3 .

3. Propiedades de los compuestos covalentes

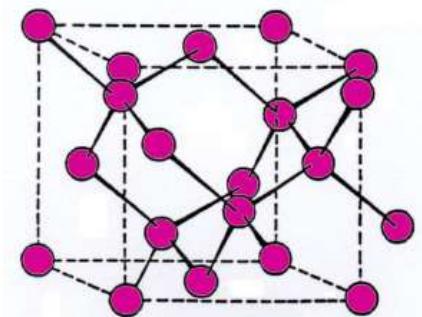
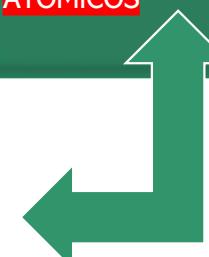
Sólidos atómicos:

El cristal no contiene moléculas aisladas, son redes tridimensionales.

Las fuerzas que mantienen el retículo cristalino son muy grandes y de ahí las propiedades de estos sólidos:

- Puntos de fusión y ebullición muy elevados
- Malos conductores
- Dureza muy alta
- Insolubles en todos los disolventes

Ejemplos: diamante, grafito, sílice, carborundo, borazón, etc.



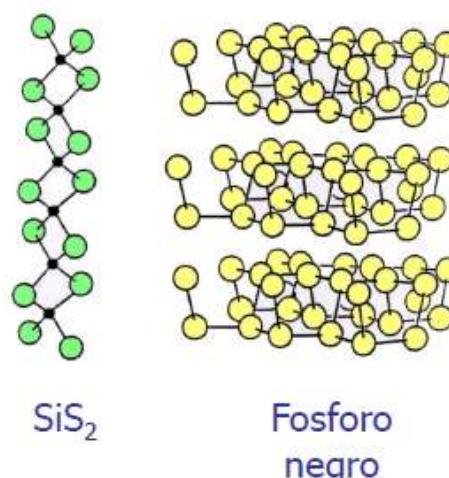
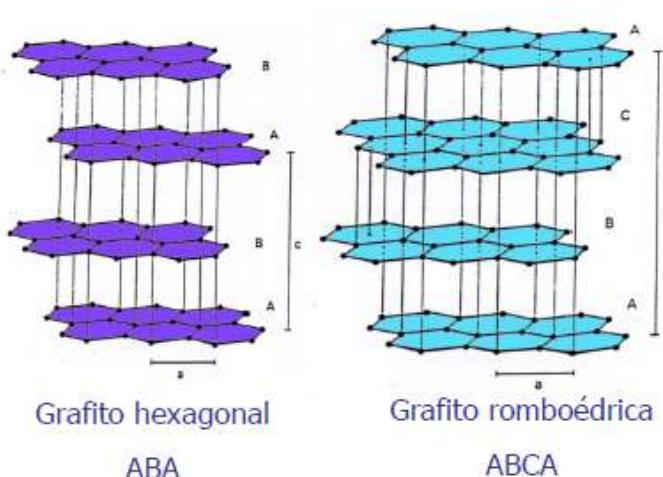
Diamante

3. Propiedades de los compuestos covalentes



La unión covalente origina también **sólidos con estructura laminar** (fósforo negro, grafito) **y en cadenas** (azufre, plástico, SiS_2 , HgO)

Las láminas y cadenas están unidas por fuerzas mucho más débiles, y por tanto presentan fácil exfoliación. Son conductoras de la electricidad.





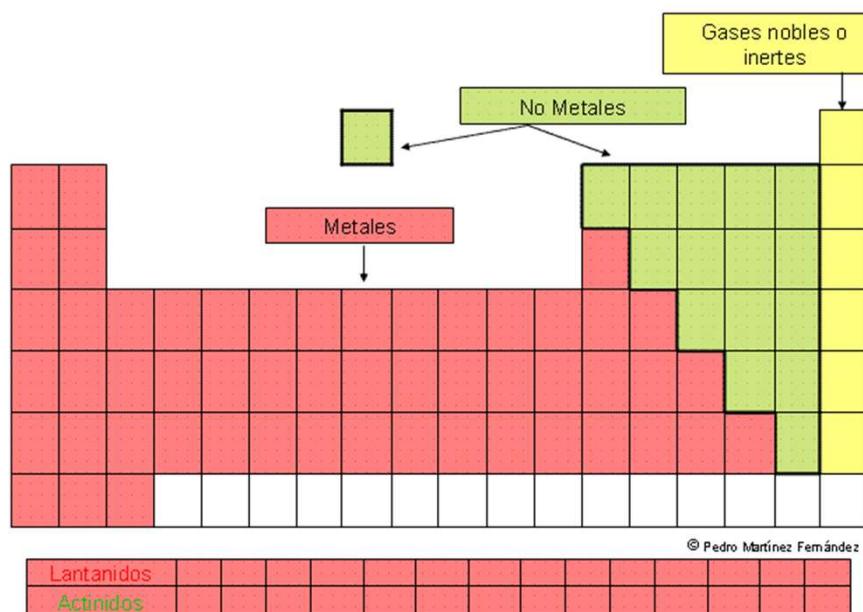
Tema 4. El enlace químico.



ENLACE METÁLICO

1. Descripción del enlace metálico
2. Propiedades de los metales.
Propiedades conductoras de la materia.

1. Descripción del enlace metálico

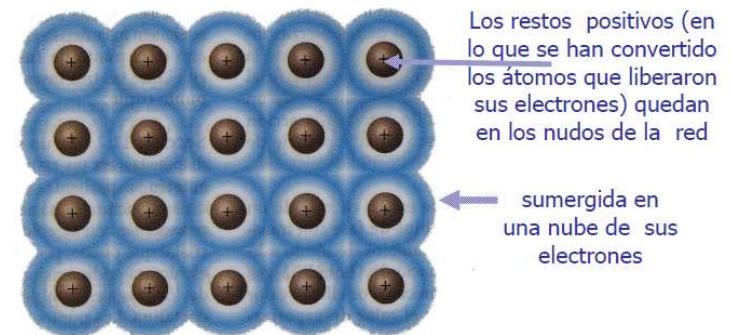
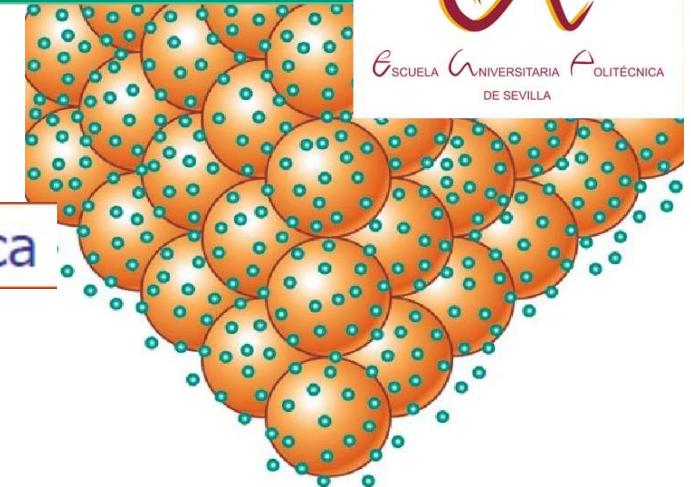


1. Descripción del enlace metálico

Teoría de Drude (1900). Modelo de la nube electrónica

- **Modelo del mar de electrones**

- Metales: pocos electrones en su capa de valencia.
- En el modelo, todos han liberado (cedido) sus electrones de valencia y se mueven libremente (mar de electrones) entre los iones que mantienen sus posiciones en los nudos de la red metálica.
- Simple pero eficaz: explica la mayor parte de propiedades de los metales.
- Limitaciones con la conductividad eléctrica

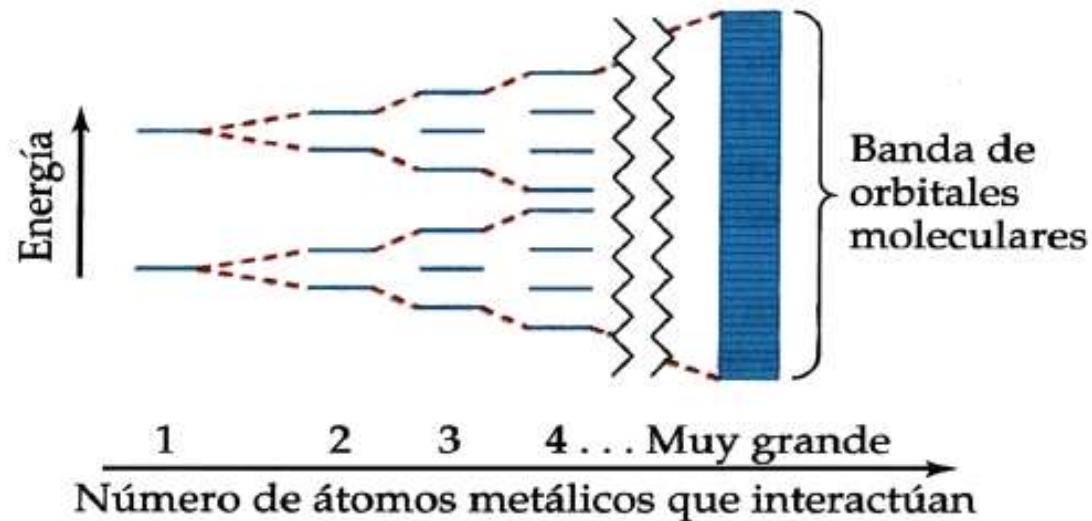


1. Descripción del enlace metálico

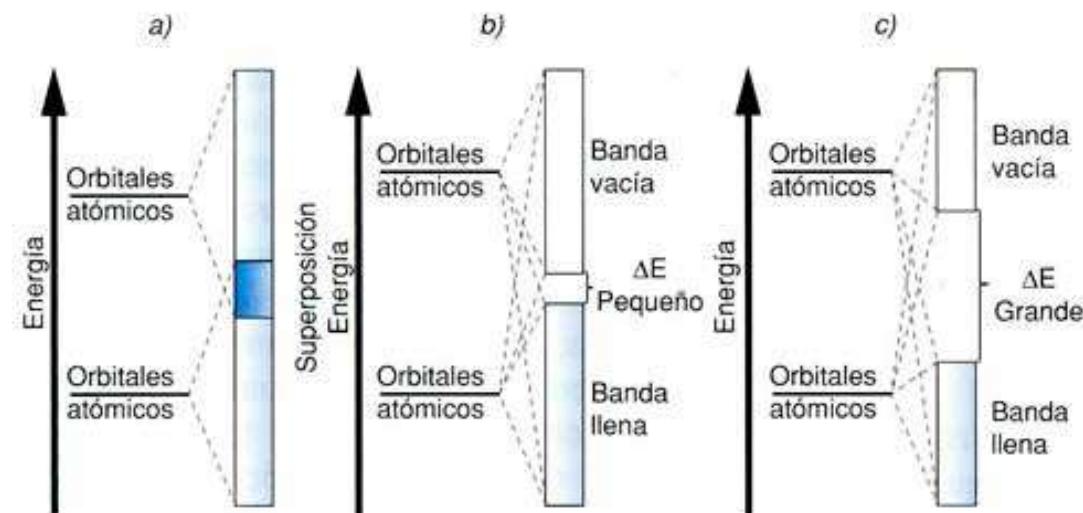
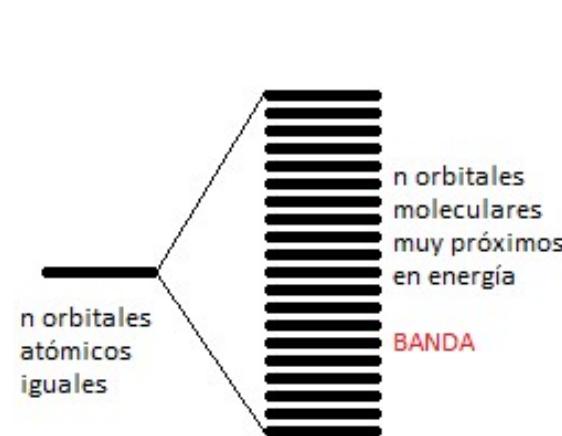
Según la teoría O.M., dos orbitales atómicos originan dos orbitales moleculares y tres orbitales atómicos originan tres orbitales moleculares; en general, un gran número de orbitales atómicos de la misma energía originan un gran número de orbitales moleculares de energías muy parecidas, es decir, una **banda de energía** (Teoría de Block, 1928).

Conforme aumenta el número de átomos aumenta el número de "orbitales moleculares", la mitad de éstos serán de menor energía y la otra mitad de mayor energía que los orbitales atómicos, pero la diferencia de energías entre ellos se hace cada vez menor. Los orbitales de este conjunto no se tratan individualmente sino que se consideran todos juntos bajo la denominación de **banda de energía**.

1. Descripción del enlace metálico



Al tratarse de una gran cantidad de orbitales, las diferencias de energía entre los diferentes orbitales moleculares enlazantes y antienlazantes se hacen muy pequeñas, siendo tan próximos que se pueden considerar esencialmente distribuciones continuas de orbitales (o **bandas de energía**).



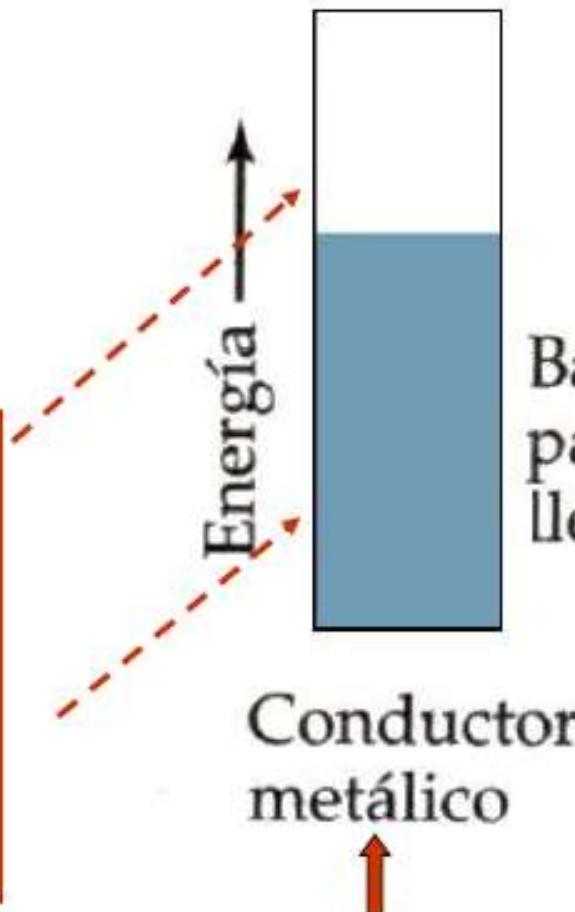
1. Descripción del enlace metálico

Un sólido tiene carácter metálico porque:

tiene una banda de energía parcialmente llena



hay más orbitales moleculares en la banda que los que se necesitan para alojar todos los electrones de la estructura

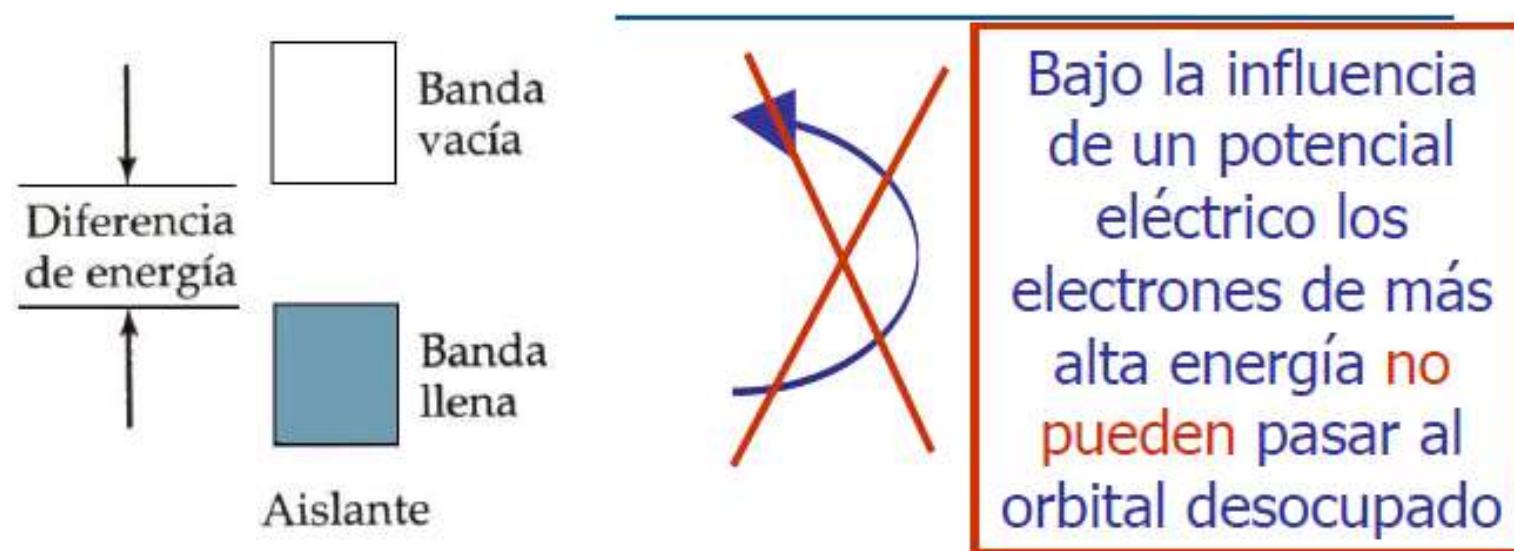


Banda parcialmente llena

Conductor metálico

POR TANTO, UN ELECTRÓN EXCITADO PUEDE PASAR FÁCILMENTE AL ORBITAL CERCANO MÁS ALTO.

1. Descripción del enlace metálico

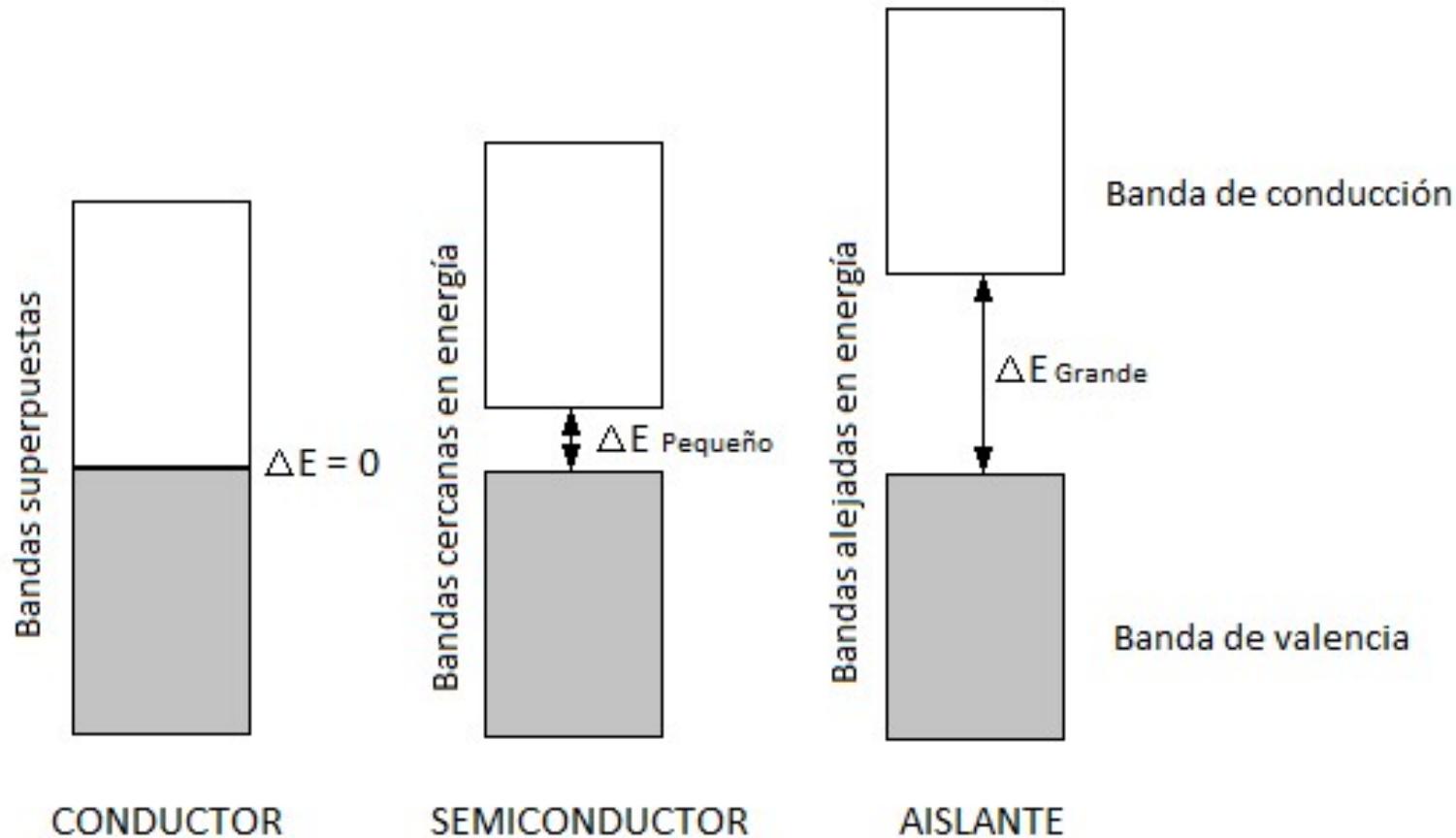


Existe una gran diferencia de energía entre las dos bandas.

Estos sólidos, como por ejemplo el diamante, no son buenos conductores de la electricidad.

Los sólidos en los que las bandas de energía están completamente llenas o vacías son **aislantes eléctricos**.

1. Descripción del enlace metálico

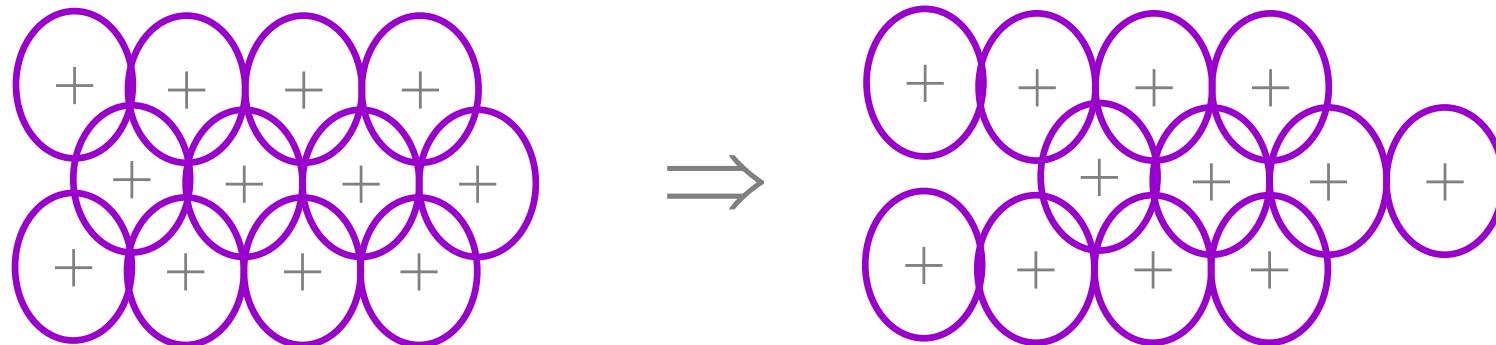


2. Propiedades de los metales

1). **Altos puntos de fusión y ebullición.** Son todos sólidos a temperatura ambiente salvo el Hg (líquido) y Cs y Ga ($T_{\text{fusion}} \approx T_{\text{amb}}$).

2). **Densidad elevada.**

3). **Dúctiles y maleables.**



4). **Brillo metálico.** Característico de este tipo de sustancias es que pueden reflexionar con la luz.

Todos los metales presentan un aspecto gris metálico, excepto el Cu y Au.

5). **Elevada conductividad térmica.**

6). **Elevada conductividad eléctrica. Conductores de 1ª clase.**
Gracias a las deslocalización de los electrones.

2. Propiedades de los metales

a) *Densidad*

La aglomeración de restos positivos es muy compacta, por lo que se puede suponer una gran densidad para los metales. Son excepción los alcalinos, que por su gran volumen atómico tienen densidades relativamente bajas (0,535 g/c.c. el litio y 1,90 g/c.c. el cesio).

b) *Puntos de fusión y ebullición*

Excepto el Hg y los metales de volumen atómico elevado, suelen tener los puntos de fusión y ebullición muy altos, porque el enlace es muy fuerte; son casi todos sólidos a temperatura y presión normales (p.d.f. del Hg = -38,89° C).

2. Propiedades de los metales

c) *Conductividad eléctrica*

Los electrones deslocalizados de sus átomos pueden moverse con relativa facilidad bajo la acción de un campo eléctrico.

Cuando se calienta el metal desciende la conductividad, porque las vibraciones de los restos positivos impiden la circulación libre de los electrones. En el cero absoluto el metal presenta la propiedad de “**superconductividad**”.

2. Propiedades de los metales

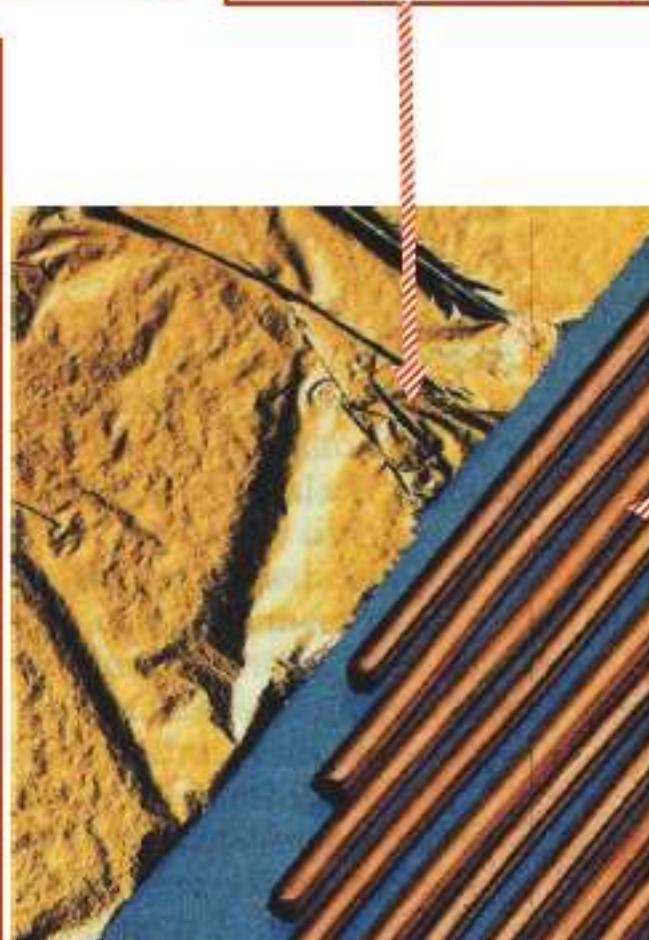
La capacidad de deformación de los metales

d) Maleabilidad
(láminas)

e) Ductilidad
(hilos)

Se pueden explicar por el hecho de que los átomos metálicos se pueden mover sin que se rompan enlaces específicos

El material se adapta sin dificultad al cambio de posición de los átomos, producto de la nueva forma del metal, a través de una redistribución de los electrones.



2. Propiedades de los metales

f) *Opacidad, Brillo y Color*

Los electrones del gas electrónico pueden tomar energía y luego devolverla. Esta es la razón de que sean opacos a radiaciones de longitud de onda visible y que presenten su brillo característico.

Sólo el Cu y el Au son coloreados. Es debido a que, además de las transiciones posibles dentro del gas electrónico, pueden presentar dos estructuras electrónicas para sus restos positivos. Las transiciones entre ellas originan unas radiaciones correspondientes a los colores rojo-cobre y amarillo-oro.

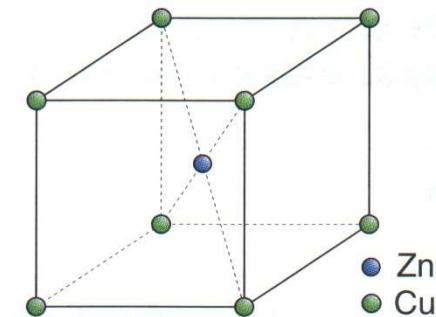
2. Propiedades de los metales

g) **Efectos termoiónico y fotoeléctrico.**

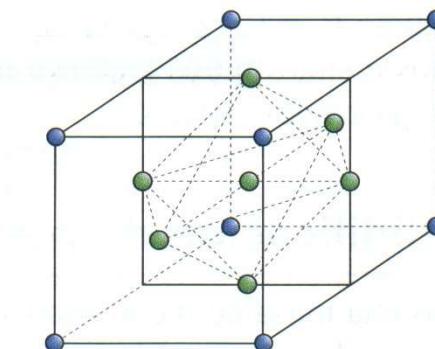
Si la energía que se comunica a los electrones no es del orden de las transiciones posibles dentro del gas electrónico puede suceder que el electrón tome tanta energía que salte del metal. En el caso de que este fenómeno se logre por calefacción se llama efecto termoiónico. Si es por medio de radiaciones electromagnéticas, se llama efecto fotoeléctrico.

2. Propiedades de los metales

Con el fin de mejorar las propiedades físicas y mecánicas de los metales en estado puro, se suelen mezclar entre sí para producir **aleaciones**. Es el caso del bronce (cobre y estaño), el latón (cobre y cinc) o el acero (hierro y carbono).



Soluciones por sustitución.

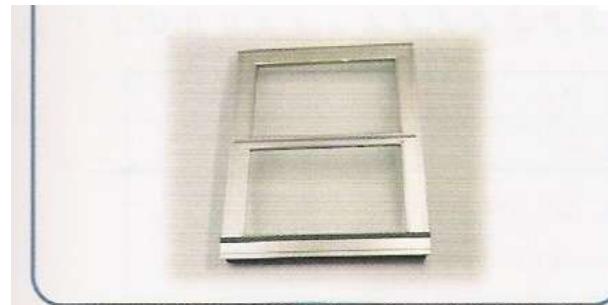


Soluciones por inserción.



2. Propiedades de los metales

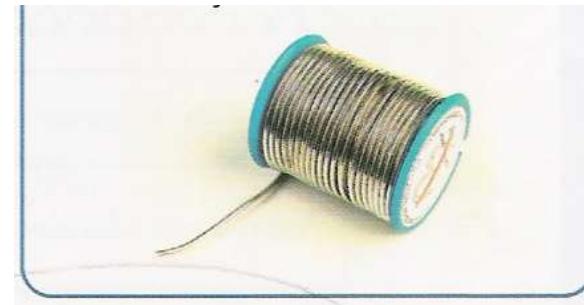
Duraluminio: aleación de aluminio y cobre (5%). Se utiliza en la industria de la construcción.



Alnico: aleación de aluminio, níquel y cobalto . Se emplea para fabricar imanes.



Soldadura blanda: aleación de estaño y plomo. Se utiliza para soldar componentes eléctricos y electrónicos.



2. Propiedades de los metales

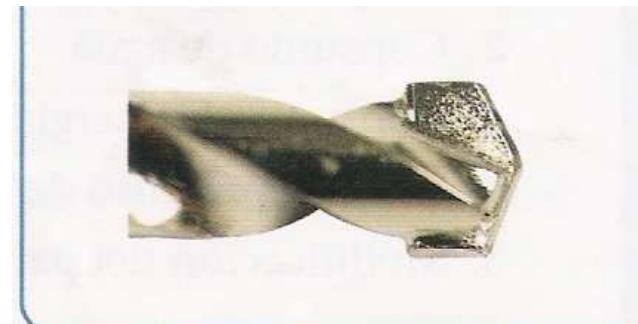
Nicrom y constatán: aleaciones de níquel y cromo, con algo de manganeso. Se usan para fabricar resistencias eléctricas.



Aleaciones ultraligeras: aleaciones de magnesio con otros metales (aluminio, etc.). Se emplean en la industria aeroespacial.



Widia: material a base de wolframio y carbono. Se utiliza para fabricar herramientas de corte.



2. Propiedades de los metales

Según sea el contenido en carbono, las aleaciones del hierro se denominan fundiciones y aceros.

En las **fundiciones**, el contenido de carbono es alto (entre el 1,76% y el 6,67%). Se utiliza, en estado fundido, para fabricar piezas por moldeo.



En los **aceros**, el contenido de carbono es bajo (entre el 0,1% y el 1,76%). Dependiendo de su composición, distinguimos los de baja aleación y los de alta aleación. Es un material de gran aplicación en la industria.

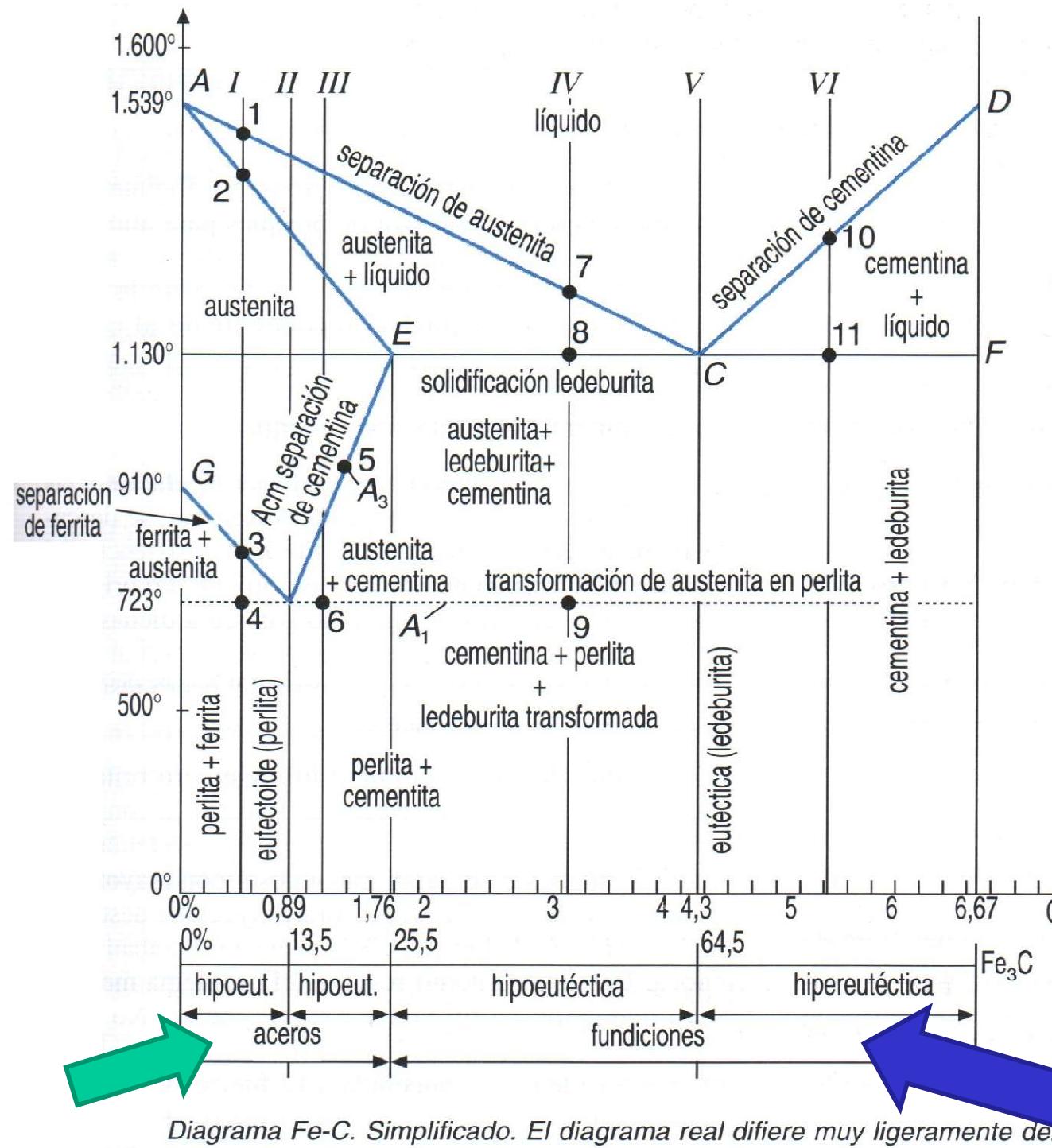


DIAGRAMA Fe-C

Diagrama Fe-C. Simplificado. El diagrama real difiere muy ligeramente del presentado aquí.

Aceros no aleados:

- Son aquellos que presentan otros metales en proporción inferior al 1%.
- Son duros, tenaces, dúctiles y maleables.
- Se emplean para fabricar tornillos, bisagras y planchas de carrocería.

ria.



Aceros de baja aleación:

- Son aquellos que poseen algún componente en proporción comprendida entre el 1% y el 5%.
- Son muy duros y tenaces pero menos dúctiles que los no aleados.
- Se emplean para fabricar herramientas y rodamientos.



Aceros de alta aleación:

- Son aquellos que poseen componentes cuya proporción supera el 5%.
- Son medianamente duros y muy resistentes a la oxidación.
- El más conocido es el acero inoxidable, que tiene muchas aplicaciones: depósitos, cubiertos.

