

# Química 2º de Bachillerato

Tema 3

Enlace químico

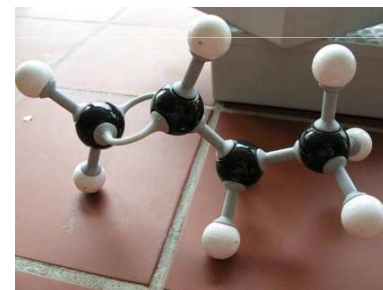


# Contenidos

- Tipos de sustancias y de enlace
- Enlace iónico
- Enlace metálico
- Enlace covalente
  - Estructuras de Lewis
  - Geometría molecular: RPECV
  - Enlace de valencia: OA puros y OA híbridos
- Polaridad de los enlaces
- Fuerzas intermoleculares
- Propiedades de las sustancias

# ¿Cuántas sustancias se conocen?

- El [Chemical Abstracts](#) nos indica el número que hay en el día de la fecha.
- **Datos por fechas**
  - 4 de abril de 2010: 61623159 sustancias
  - 12 de octubre de 2009: 50590980 sustancias
  - 13 de octubre de 2008: 38809165 sustancias
  - 18 de febrero de 2006: 27355146 sustancias
  - 14 de diciembre de 2004: 24908342 sustancias
  - 7 de septiembre de 2003: 22085882 sustancias
- No hay mas que analizar un momento los datos para saber que ¡se registran varios millones cada año y la velocidad va creciendo!



# Tipos de sólidos



Sustancia metálica (titanio)



Sustancia covalente (diamante tallado)



Sustancia iónica (calcita)



Sustancia molecular (iodo)

# Tipos de sólidos

## Características experimentales

Las **sustancias iónicas** tienen puntos de fusión medios o altos, siendo siempre sólidas a temperatura ambiente, formando también estructuras cristalinas regulares. Tienen una dureza media, y son solubles en mayor o menor medida en agua. En estado sólido no conducen la corriente eléctrica, pero sí lo hacen al fundirlas o al disolverlas en agua.

Las **sustancias metálicas** tienen puntos de fusión variables, desde bajos hasta altos, pero son todas sólidas a temperatura ambiente, con la excepción del mercurio. Su dureza también es variable. Forman estructuras cristalinas regulares. Son sustancias que conducen bien la corriente eléctrica y no son solubles en ningún líquido.

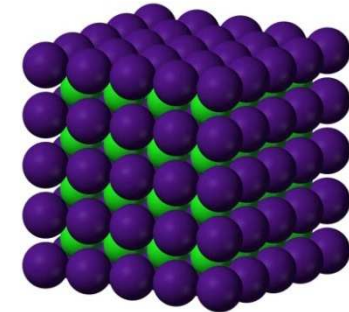
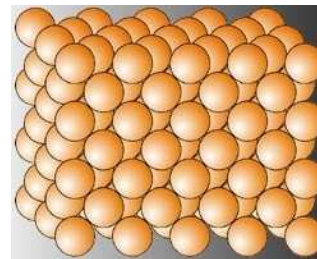
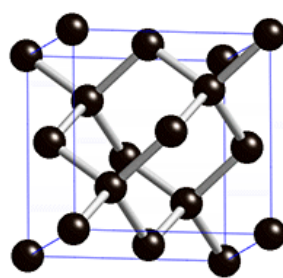
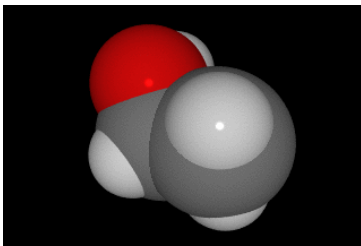
Las **sustancias covalentes** tienen puntos de fusión muy altos, por lo que en todos los casos son sólidas a temperatura ambiente, formando estructuras cristalinas regulares. Son muy duras, insolubles en cualquier líquido y no conductoras de la corriente eléctrica.

Las **sustancias moleculares** tienen puntos de fusión bajos, pudiendo ser sólidas, líquidas o gaseosas a temperatura ambiente. En estado sólido pueden formar estructuras cristalinas, o masas sólidas sin formas regulares. Son sustancias blandas, con solubilidad variable y que no conducen la corriente eléctrica.

Utilizando estos criterios experimentales es sencillo **clasificar una sustancia** concreta dentro de un grupo. Por ejemplo, si una sustancia es gaseosa a temperatura ambiente, es seguro que se trata de una sustancia molecular. Y si conduce bien la corriente eléctrica, casi puedes asegurar que se trata de un metal.

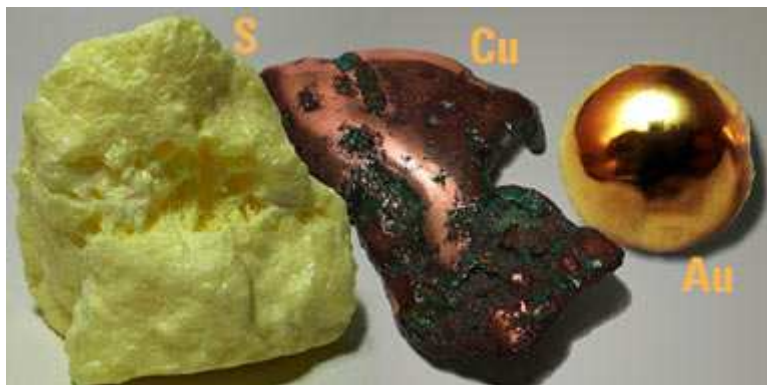
# Tipos de partículas y de sustancias

- Átomos libres: en gases nobles.
- Partículas individuales formadas por átomos unidos entre sí: moléculas (etanol, **sustancias moleculares**).
- Estructuras gigantes (reticulares) formadas por:
  - átomos no metálicos (diamante, **sustancias covalentes**).
  - átomos metálicos (cobre, **sustancias metálicas**).
  - iones (cloruro de cesio, **sustancias iónicas**).



# Sustancias simples y compuestas

- **Elemento químico:** tipo de átomos.
- **Sustancia simple:** formada por átomos iguales (Ne, O<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>, Br<sub>2</sub>, S<sub>8</sub>, diamante, Fe).
- **Sustancia compuesta:** en ella hay átomos diferentes (H<sub>2</sub>O, SiO<sub>2</sub>, NaCl).

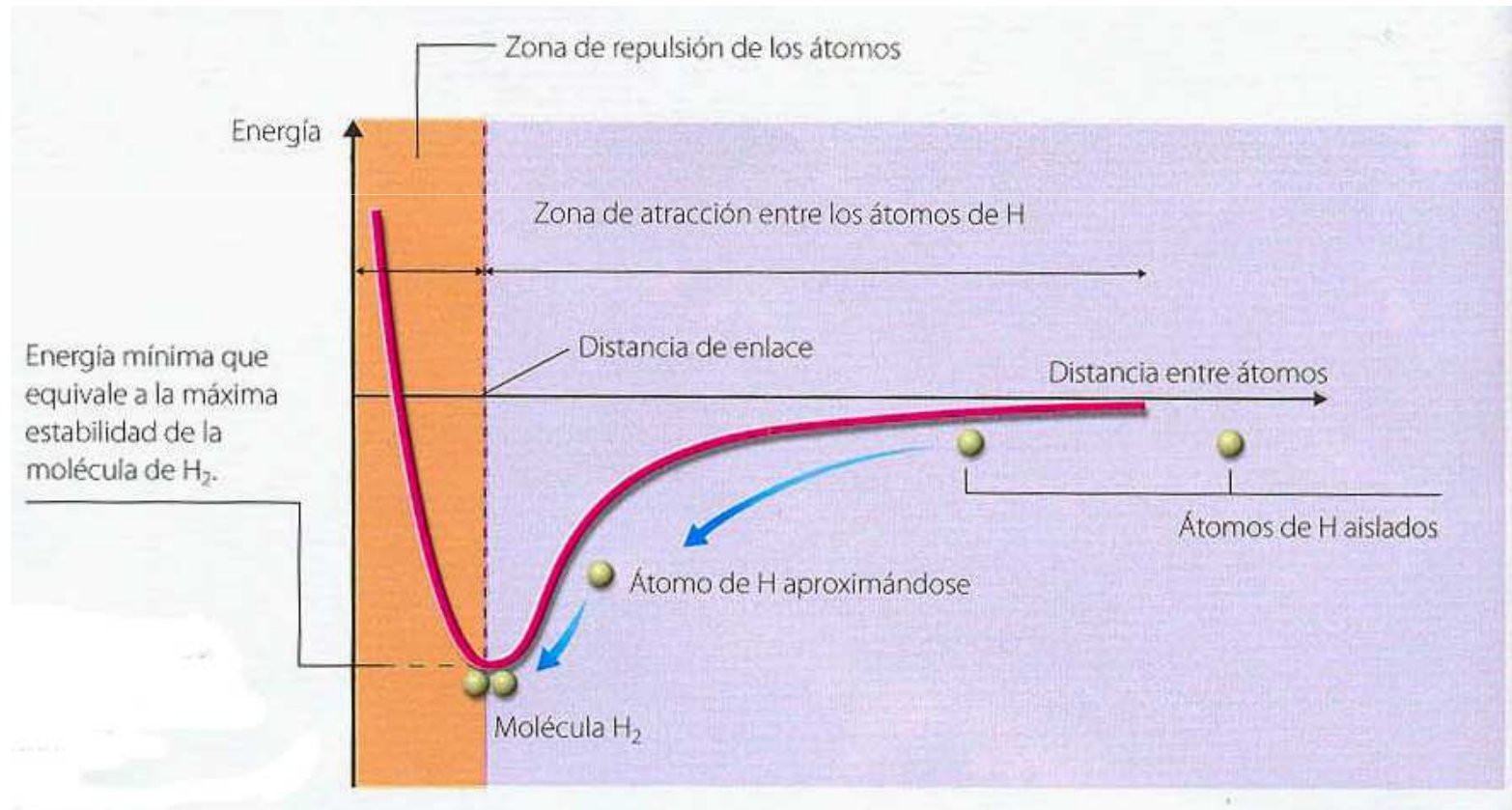


# ¿Por qué se unen los átomos?

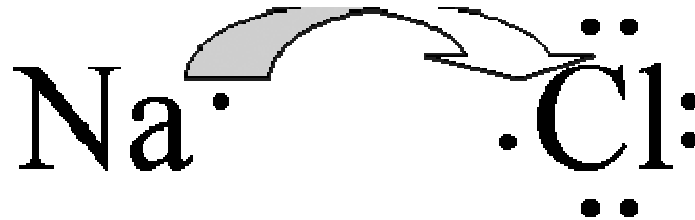
- ¿Por qué se unen los átomos? ¿Por qué se forman y cómo se unen los iones? Se busca la **situación de mínima energía y máxima estabilidad** (atracciones máximas y repulsiones mínimas).
- **¡Atención!** Errores en la página 78 del texto, en destacados en amarillo: limita conceptos a moléculas.



# Formación de H<sub>2</sub>



# Regla del octeto



En 1916 Kössel y Lewis proponen que la estabilidad de los átomos en el enlace se obtiene cuando los átomos llegan al **octeto electrónico**, que se identifica en la actualidad con una configuración electrónica de gas noble ( $ns^2np^6$ ). Por tanto, la configuración del último nivel de cada átomo, denominado como nivel (capa) de valencia, tiene un papel decisivo para determinar el tipo de enlace que se va a formar. Para conseguir esta situación de especial estabilidad podemos considerar tres modelos básicos de enlace químico.

## Recuerda

**No metales:** tienen muchos electrones en su nivel (capa) de valencia, tendencia a captar electrones para completarla y elevada electronegatividad.

**Metales:** tienen pocos electrones en su nivel (capa) de valencia, tendencia a ceder electrones para alcanzar el octeto y baja electronegatividad.

# Bases del enlace

- Tendencia a seguir la regla del **octeto**.
- Solamente intervienen los **electrones de la capa de valencia**.
- Modelo de enlace por **compartición de electrones**: según sea la diferencia de electronegatividades entre los átomos da lugar a enlaces diferentes.
- **Estabilización de las sustancias** al unirse: energía desprendida y procesos exotérmicos.

# Número de enlaces formados

- La **valencia** es el número de enlaces formados, se escribe con números romanos y puede ser iónica o covalente, según sea el tipo de enlace.
- **Valencia iónica**: número de electrones ganados o perdidos para alcanzar el octeto [Na(I), Ca(II), Al(III), O(II), Cl(I)].
- **Valencia covalente**: número de electrones compartidos para alcanzar el octeto [C(IV), N(III), O(II), Cl(I)].
- **Valencias múltiples**: iónicas en metales de transición, que no son fáciles de justificar; covalentes por promoción electrónica para aumentar el número de enlaces (se verá en el modelo de enlace de valencia).

# Enlace iónico

**Enlace iónico.** Este tipo de enlace se produce fundamentalmente entre metal y no metal. El no metal alcanza la configuración de gas noble ganando electrones; y el metal, perdiéndolos de su nivel (capa) de valencia. El no metal se convierte en un ion negativo y el metal, en un ion positivo.

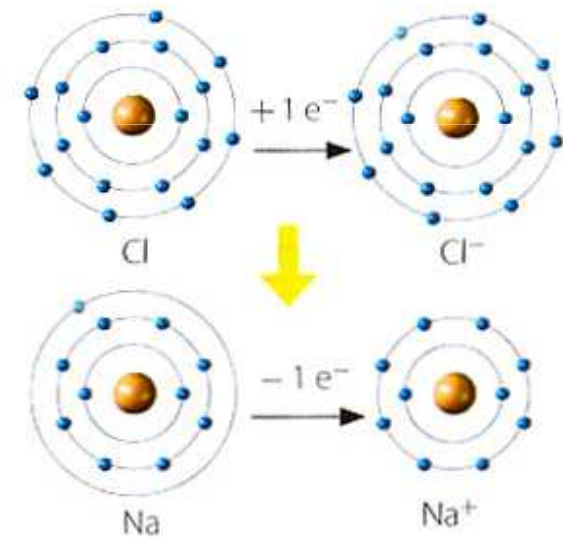
NaCl [figura 3.3]

Na:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \xrightarrow{-1e^-} Na^+: 1s^2 2s^2 2p^6$

Cl:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \xrightarrow{+1e^-} Cl^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

El sodio cede un electrón al cloro.

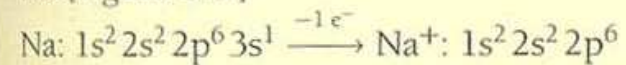
Ejemplos:  $MgCl_2$ ,  $MgS$ ,  $FeCl_3$ ,  $CrCl_2 \dots$



# Enlace metálico

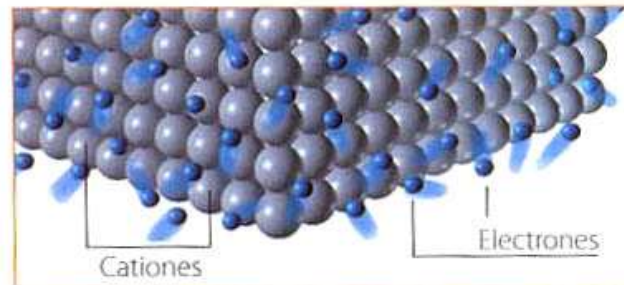
**Enlace metálico.** Los átomos alcanzan la configuración de gas noble al ceder sus electrones de valencia y convertirse en cationes, que forman una red cristalina. Este enlace se da entre los metales, que suelen tener pocos electrones en el último nivel (capa) de valencia.

Na [figura 3.5]



Cada átomo de sodio cede un electrón a la red.

Ejemplos: Na, Mg, Fe, Ca, Cu...





# Enlace covalente

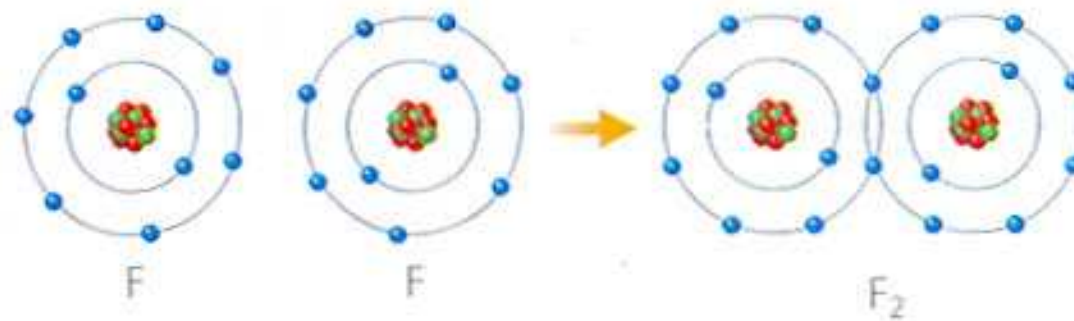
**Enlace covalente.** Los átomos alcanzan el octeto electrónico compartiendo pares de electrones. Suelen ser entre no metales o no metales con el hidrógeno.

$F_2$  [figura 3.4]

F:  $1s^2 2s^2 2p^5$      $F_2$     Comparten un par de  $e^-$

Cada átomo de flúor comparte un electrón.

Ejemplos: HCN,  $CCl_4$ ,  $O_2$ ,  $CO_2$ ,  $H_2O$ ,  $N_2$ ,  $CH_3-CH_3$ ,  $CH_2=CH_2$ , ...



# Tipos de enlace

- Enlace iónico: sustancias iónicas
- Enlace metálico: sustancias metálicas
- Enlace covalente: sustancias moleculares y sustancias covalentes

Es decir, hay tres tipos de enlace y cuatro tipos de sustancias.  
**¡Atención a la terminología!**





# Tipos de elementos y de enlace

- **Metal + metal:** enlace metálico.
- **No metal + no metal:** enlace covalente.
- **Metal + no metal:** enlace iónico.
- Si se unen átomos de dos elementos cuya diferencia de electronegatividades es intermedia, el enlace es covalente polar, de transición entre el covalente y el iónico.

# Transición entre tipos de enlace

## ¿Cómo razonar qué tipo de enlace existirá en una sustancia real?

Conociendo el número de electrones de valencia se puede justificar su tendencia a ganar o ceder electrones para alcanzar el octeto.

Conocida la configuración electrónica, podemos predecir las diferencias de electronegatividad entre los átomos y justificar el tipo de enlace que se formará, teniendo en cuenta que:

- Cuando entre los elementos existe una elevada diferencia de electronegatividad, formarán un enlace iónico.

- Si la diferencia de electronegatividad es pequeña, o incluso nula, y son átomos muy electronegativos, formarán enlaces covalentes.

Sin embargo, no siempre podemos considerar casos extremos en los que los enlaces iónicos y covalentes son puros. Normalmente existe un cierto porcentaje de carácter iónico en el enlace covalente, y viceversa.

Si la diferencia de electronegatividad es superior a 1.5, el compuesto suele ser iónico. Si es menor de 0.3 el enlace es covalente. En los casos intermedios, es **covalente polar** (tipo particular de enlace covalente, con un cierto carácter iónico.) Esas reglas no son fijas, y hay que fijarse en las propiedades de la sustancia para concretar el tipo de enlace.

# Enlace iónico

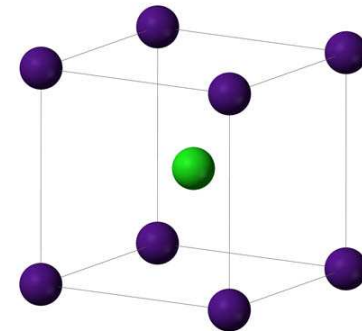
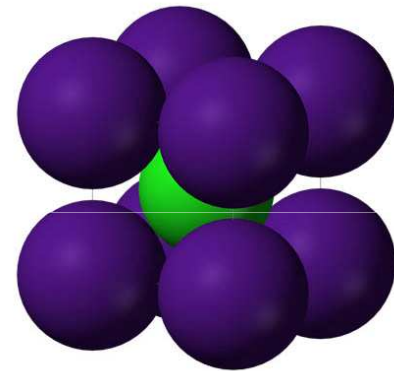
El enlace iónico se forma por la transferencia de electrones de un átomo de un metal a un átomo de un no metal, alcanzando ambos una configuración estable. El átomo que cede electrones se convierte en un catión (ion positivo) y el átomo que los gana se convierte en un anión (ion negativo).

El **enlace iónico** consiste en la unión de iones con cargas eléctricas opuestas, por fuerzas de atracción electrostática.

Como esta atracción se produce en las tres direcciones del espacio, cada ion tiende a rodearse de un número determinado de iones de signo contrario. Este número se denomina **índice o número de coordinación**.

Dependiendo del tamaño y carga de los iones, este número puede variar en las redes iónicas entre 4, 6, 8 o 12, y puede ser distinto para el anión y para el catión.

El resultado es la formación de una **red cristalina compacta, tridimensional y neutra** en la que se van alternando catión y anión y que tiene una geometría diferente dependiendo de cuáles sean los átomos que forman la red (cúbica, hexagonal, etc.)



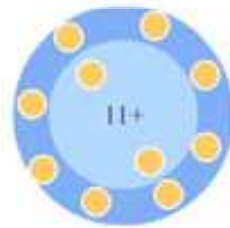
# Tipos y modelos de enlace

Enlace	Átomos unidos	Diferencia de electronegatividad	Partículas	Ejemplo
<b>Iónico</b>	No metal y metal	Grande	Red de cationes y aniones	NaCl
<b>Covalente</b>	No metal y no metal	Nula o media	Molécula	Cl <sub>2</sub>
	No metal y no metal	Nula o media	Red de átomos	SiO <sub>2</sub>
	No metal y metal	Media	Molécula	BeCl <sub>2</sub>
<b>Metálico</b>	Metal y metal	Nula o muy baja	Red de cationes y electrones	Fe

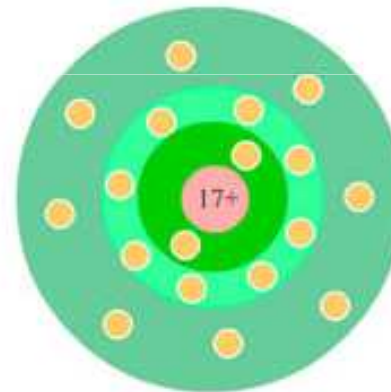
Enlace	Teoría
<b>Iónico</b>	Estructuras electrónicas de Lewis
<b>Metálico</b>	Gas electrónico Bandas (no se va a desarrollar este curso)
<b>Covalente</b>	Estructuras electrónicas de Lewis (RPECV para la geometría) Enlace de valencia (con orbitales atómicos normales o híbridos) Orbitales moleculares (no se va a desarrollar este curso)

# Formación de sustancias iónicas

Na<sup>+</sup> -Ion



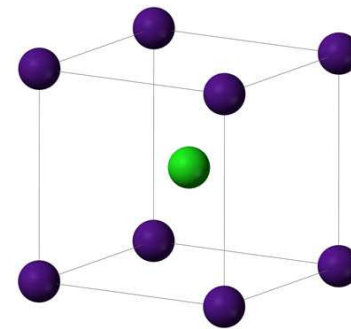
Cl<sup>-</sup> -Ion



Formación de cristales iónicos

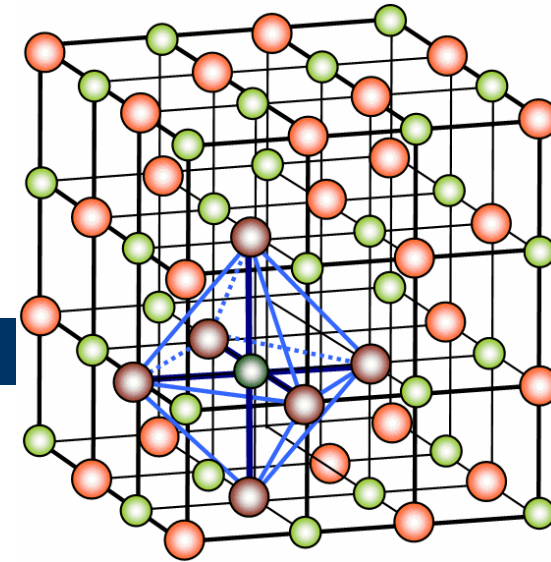
# Fórmula de los compuestos iónicos

- ¿Por qué NaCl, K<sub>2</sub>S, CaS? Hay que fijarse en las estructuras electrónicas de los átomos y en cómo se forman los iones cumpliendo la regla del octeto.
- Significado de la fórmula: proporción de iones en el compuesto.
- En la red del CsCl hay un ión de cada tipo.





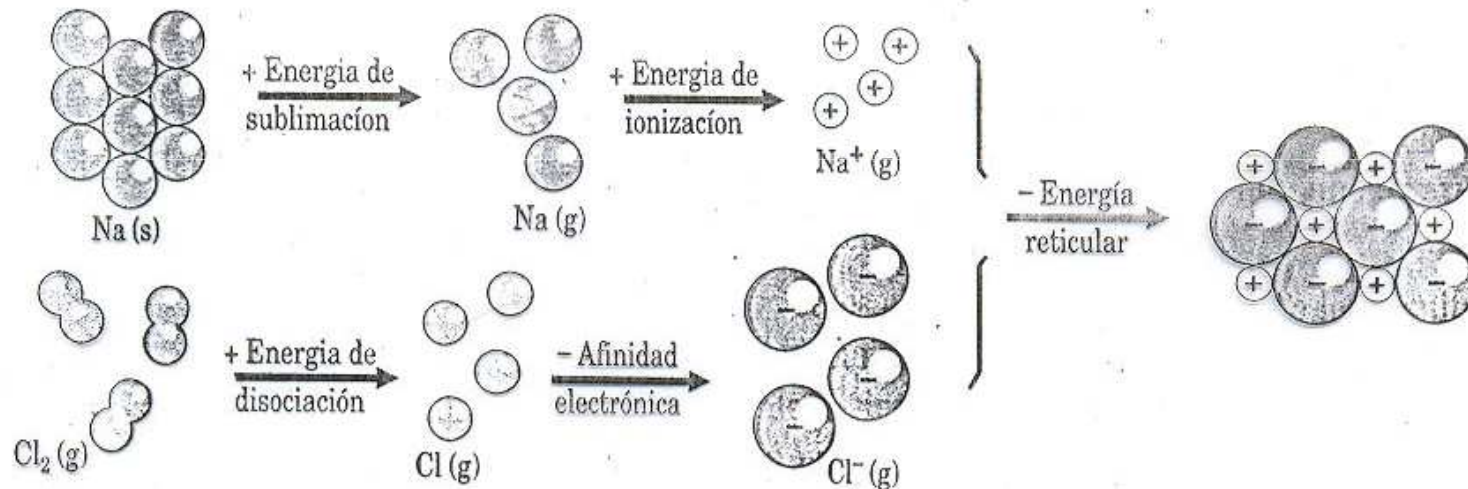
# Cristales iónicos



Estructura y cristales de NaCl (sal común)



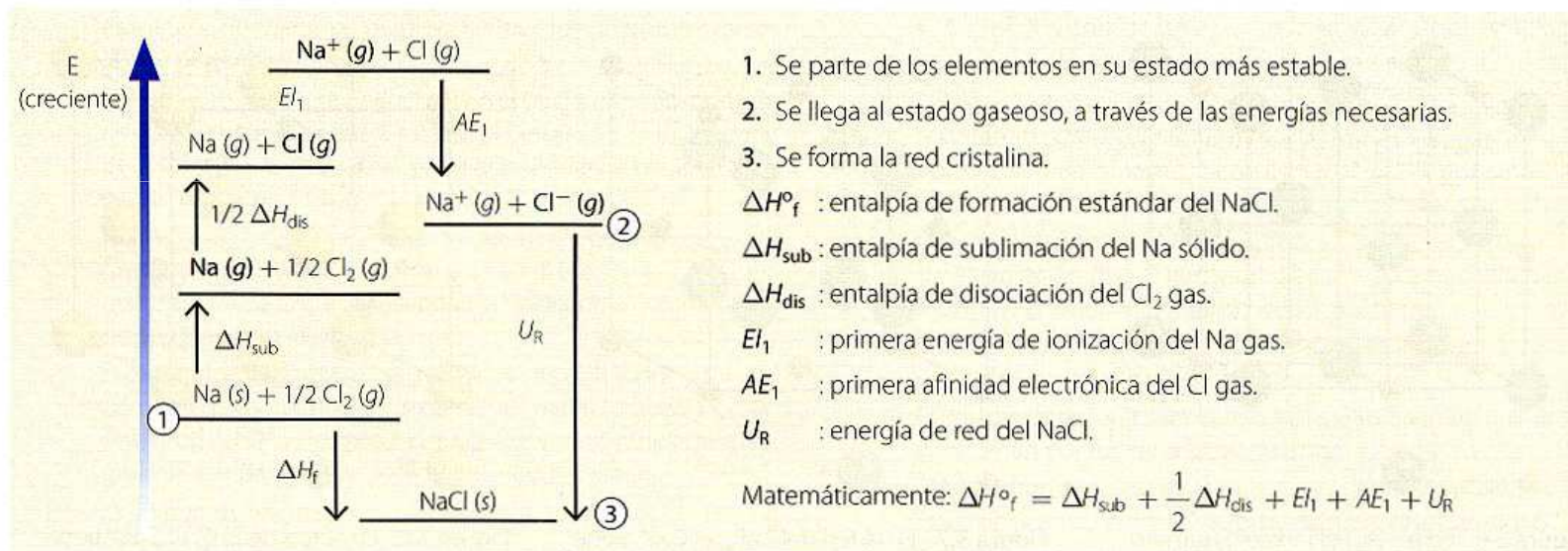
# Formación de cloruro de sodio



Debido a la interacción de una gran cantidad de iones entre sí cuando se forma la red iónica, se desprende una gran cantidad de energía, la energía de red.



# Energía de red: ciclo de Born-Haber



1. Se parte de los elementos en su estado más estable.
2. Se llega al estado gaseoso, a través de las energías necesarias.
3. Se forma la red cristalina.

$\Delta H_f^\circ$  : entalpía de formación estándar del NaCl.

$\Delta H_{\text{sub}}$  : entalpía de sublimación del Na sólido.

$\Delta H_{\text{dis}}$  : entalpía de disociación del  $\text{Cl}_2$  gas.

$E_1$  : primera energía de ionización del Na gas.

$AE_1$  : primera afinidad electrónica del Cl gas.

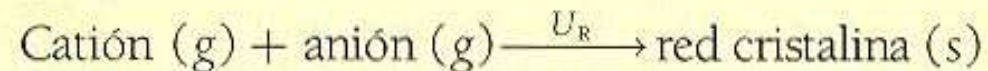
$U_R$  : energía de red del NaCl.

# La reacción del cloro con el sodio



# Energía de red

**Energía reticular** o **energía de red** ( $U_R$ ) es la energía que se libera en el proceso de formación del enlace iónico a partir de los iones en estado gas, y es la que justifica termodinámicamente este proceso. Cuanto mayor sea la energía liberada en el proceso, más estable será la red iónica y mayores serán las fuerzas de atracción entre los iones que forman el compuesto iónico.



# Ecuación de red teórica

## Ecuación de Born-Landé

$$U_R = -\frac{kZ_1Z_2e^2N_A A}{r} \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

Siendo:

- $Z_1$  y  $Z_2$ : cargas de los iones.
- $N_A$ : número de Avogadro.
- $e$ : carga del electrón.
- $r$ : distancia entre iones.
- $A$ : constante de Madelung.
- $n$ : factor de compresibilidad.
- $k$ : constante de Coulomb.

$$U_R = cte. \frac{z_+ \cdot z_-}{r_+ + z_-} \quad (\text{para redes similares})$$

# Variación de la energía de red

1. Radio → cuanto mayores sean los iones, mayor será la distancia ( $r$ ) entre iones y menor valor tendrá el valor absoluto de su energía de red:

$U_R$ (kJ/mol)	-910	-788	-732	-682
Red	NaF	NaCl	NaBr	NaI

Por tanto, al aumentar el radio de los iones del compuesto iónico formado, este será menos estable.

2. Carga → como la energía de red es directamente proporcional a la carga de los iones, cuanto mayor sea su carga positiva o negativa, mayor será la energía de la red (en valor absoluto).

$U_R$ (kJ/mol)	-657	-701	-788	-834	-2127	-2223	-2326
Red	CsCl	KCl	NaCl	LiCl	SrCl <sub>2</sub>	CaCl <sub>2</sub>	MgCl <sub>2</sub>

Es lógico: cuanto mayor sea la carga, mayor será la fuerza de atracción electrostática entre los iones, más unidos estarán y más estable será el compuesto.

# Energía de red y tipo de red

Sustancia	$z_+$	$z_-$	A	$r_+ + r_- / \text{pm}$	$E_{\text{red}} / \text{kJ/mol}$
NaI	1	1	1,7	311	693
NaF	1	1	1,7	231	915
CaF <sub>2</sub>	2	1	5,0	235	2609
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	3	2	25,0	190	15916

- Los dos primeros compuestos cristalizan en redes con el mismo valor de A, y los iones tienen la misma carga, por lo que la  $E_{\text{red}}$  depende solamente del tamaño de los iones.
- Las dos últimas sustancias cristalizan en redes con mayor valor de A, con cargas mayores y tamaños iónicos menores, por lo que las energía de red son más grandes.

# Energía de red y propiedades

	F <sup>-</sup>	Cl <sup>-</sup>	Br <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>
Li <sup>+</sup>	1031	846	807	752
Na <sup>+</sup>	915	777	740	693
K <sup>+</sup>	812	708	676	641
Rb <sup>+</sup>	775	678	652	616
Cs <sup>+</sup>	726	650	624	591

- Las propiedades de las sustancias iónicas dependen del valor de la energía de red: cuanto más negativo sea su valor, más energía habrá que comunicar para destruir la red (mayor punto de fusión, más dura, más insoluble, etc).
- ¿Qué haluro de sodio es el más blando? ¿Cuál tiene mayor punto de fusión?



# Enlace metálico

En esta teoría, el enlace metálico se describe como un enlace deslocalizado entre los centros positivos (núcleos atómicos) y los electrones de valencia de una gran cantidad de átomos metálicos. El número de electrones debe ser al menos igual al número de átomos, y pertenecen a toda la estructura.

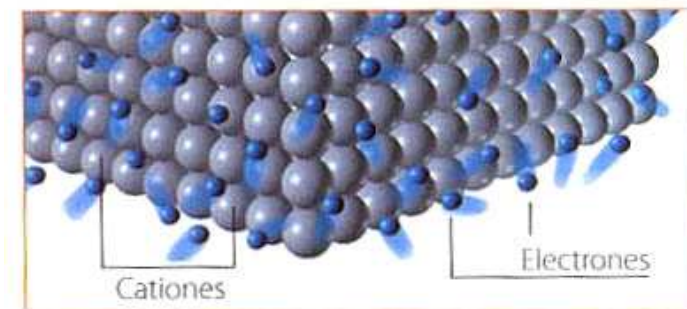
Los iones positivos están dispuestos en forma de red cristalina metálica tridimensional, y los electrones se encuentran moviéndose con total libertad por los huecos de la red, ya que la teoría supone que la fuerza de atracción de los núcleos sobre los electrones de valencia es nula.

Esta teoría explica perfectamente la gran conductividad eléctrica y térmica que presentan los metales, así como su gran resistencia, ya que la nube electrónica impide en todo momento que se enfrenten los centros positivos, evitando así la repulsión

No vemos la teoría de bandas, que se basa en los modelos de enlace covalente y resulta excesivamente compleja para Bachillerato.

Modelo de:

- el gas electrónico
- la nube electrónica
- el mar de electrones



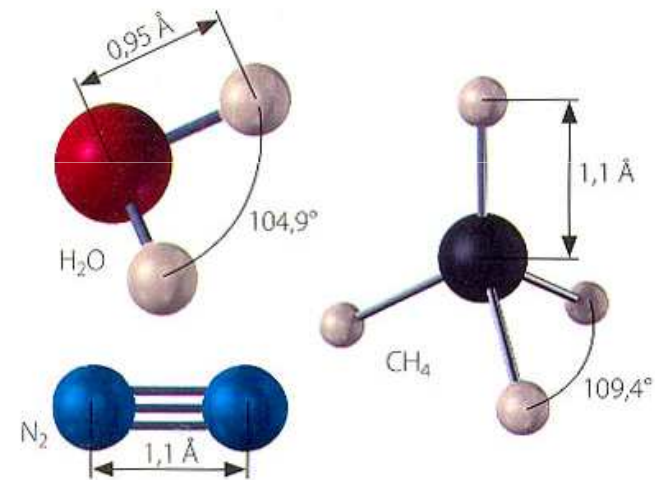


# Enlace covalente

- Se forma por compartición de electrones.
- Modelos de enlace covalente:
  - Estructuras electrónicas de Lewis (geometría mediante RPECV).
  - Enlace de valencia (orbitales atómicos puros o híbridos, OAH).
  - Orbitales moleculares (no la desarrollamos).
- Explica moléculas ( $\text{H}_2\text{O}$ ) y estructuras gigantes (C diamante).

# Enlace covalente

- **Energía de enlace:** necesaria para romper un mol de enlaces. Se mide en kJ/mol.
- **Longitud de enlace:** distancia de equilibrio a la que se colocan los átomos. Se mide en angstroms ( $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$ ).
- **Ángulo de enlace:** formado por las líneas imaginarias que pasan por los centros de los átomos unidos. Se mide en grados.
- Cuanto mayor es la energía de enlace, menor es la longitud de enlace (también hay que tener en cuenta el tamaño de los átomos).



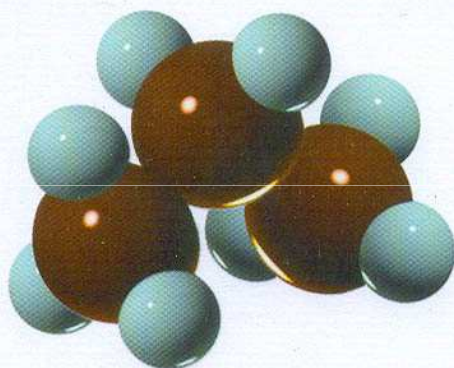
# Estructuras de Lewis

Molécula	Cloro	Oxígeno	Nitrógeno
Estructura electrónica	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>
N.º electrones de valencia	7	6	5
Estructura de Lewis	: $\ddot{\text{Cl}} \cdot \ddot{\text{Cl}} \cdot \rightarrow  \overline{\text{Cl}} - \overline{\text{Cl}} $	: $\ddot{\text{O}} :: \ddot{\text{O}} \cdot \rightarrow  \overline{\text{O}} = \overline{\text{O}} $	:N::N: $\rightarrow  N \equiv N $
Enlace	sencillo	doble	triple
Comparten	1 par de e <sup>-</sup>	2 pares de e <sup>-</sup>	3 pares de e <sup>-</sup>
Orden de enlace	1	2	3

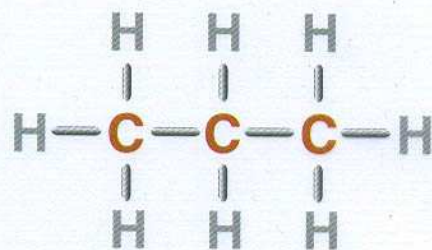
Enlace	N-N	N=N	N≡N
Distancia (Å)	1,47	1,24	1,10
E. enlace (kJ/mol)	163	418	941

Enlace	O-O	O=O
Distancia (Å)	1,48	1,21
E. enlace (kJ/mol)	146	495

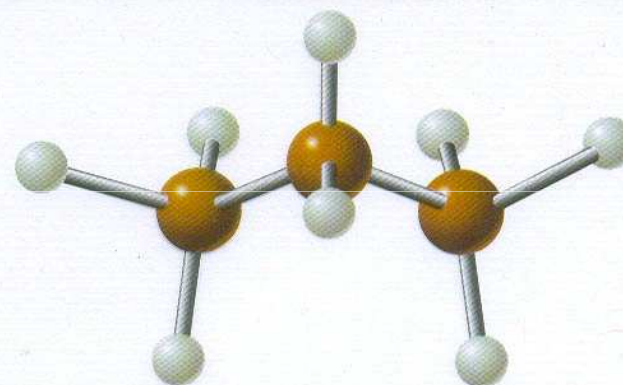
# Representación de moléculas



Modelo de bolas



Fórmula desarrollada



Modelo de varillas



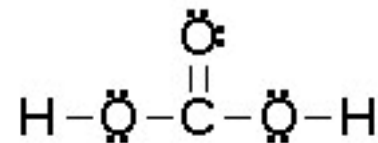
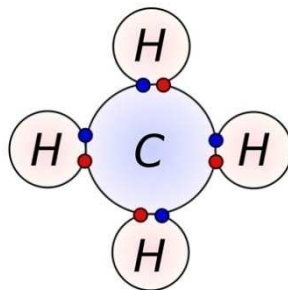
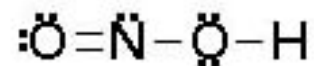
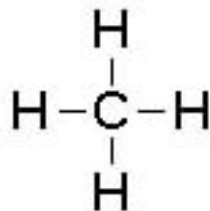
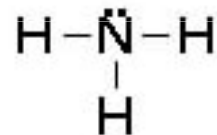
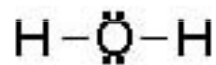
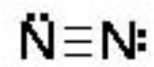
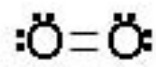
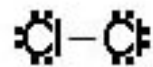
Fórmula semidesarrollada

# Estructuras de Lewis y enlaces

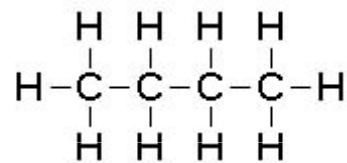
Enlace	C-C	C=C	C≡C	C-O	C=O	C-N	C=N	C≡N
Distancia (Å)	1,54	1,34	1,20	1,43	1,23	1,43	1,38	1,16
E. enlace (kJ/mol)	348	614	839	358	799	293	615	891

Dentro de cada secuencia de átomos enlazados, la energía de enlace aumenta y la longitud de enlace disminuye al aumentar el número de enlaces en la estructura de Lewis.

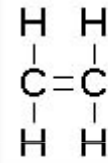
# Estructuras de Lewis



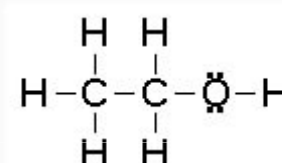
# Estructuras de Lewis



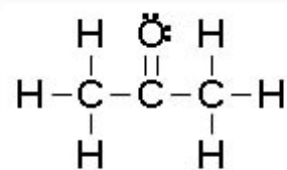
butano



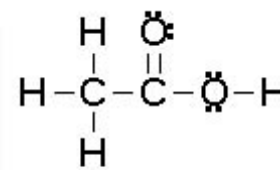
etileno



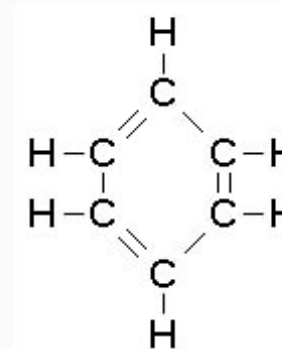
etanol



acetona



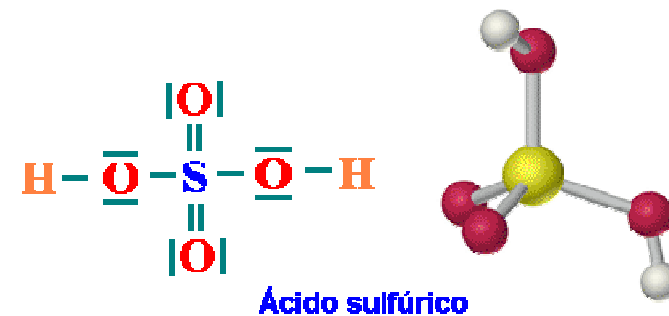
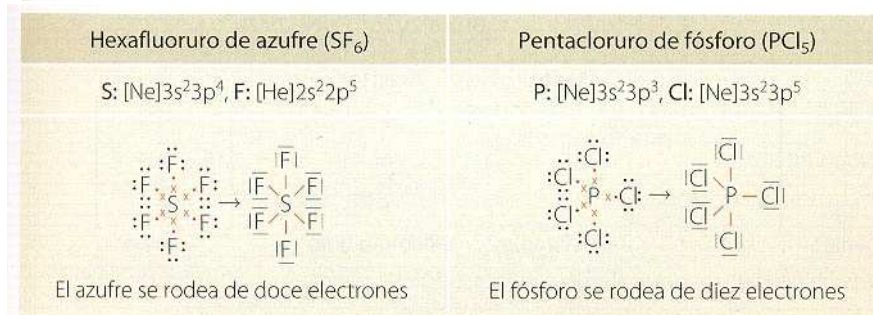
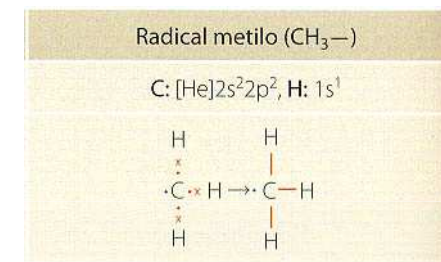
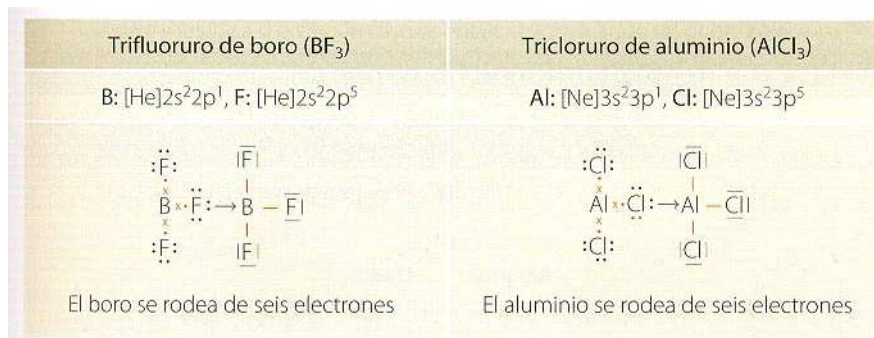
ácido acético



benceno



# Excepciones al octeto



**¡Atención!** Las estructuras de Lewis no utilizan los orbitales, sino simplemente el número de electrones de la capa más externa.



# Enlace dativo

En este enlace covalente los dos elementos comparten el par de electrones de una manera especial: uno de ellos aporta el par de electrones y el otro aporta un orbital vacío donde alojarlos.

Este concepto químico es importante porque sirve para introducir el **concepto ácido-base de Lewis**, que estudiaremos en el tema 7. Así, se define ácido y base como:

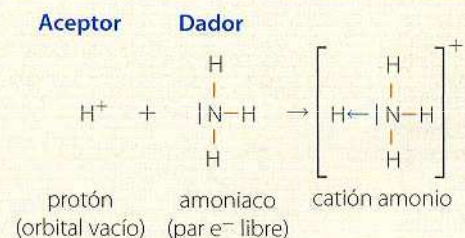
**Ácido (aceptor):** especie que tiene un orbital vacío y acepta el par de electrones.

**Base (dador):** especie que tiene un par de electrones libres que puede ceder.

El enlace covalente coordinado se representa por una flecha que va desde el átomo dador de electrones al átomo aceptor de electrones (átomo con orbital vacío):

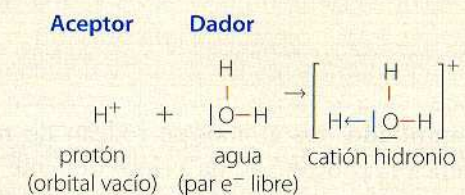
## Catión amonio ( $\text{NH}_4^+$ )

N:  $[\text{He}]2s^22p^3$ , H:  $1s^1$



## Ion hidronio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ )

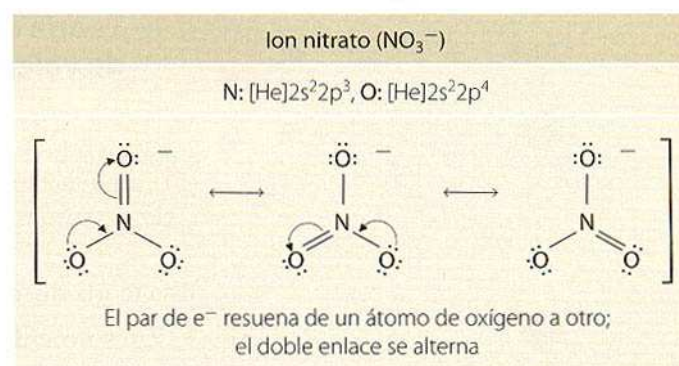
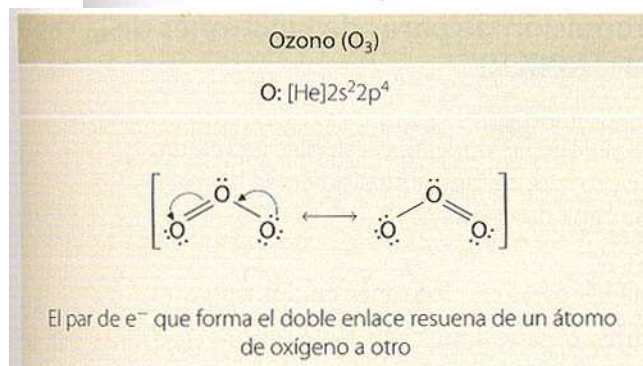
H:  $1s^1$ , O:  $[\text{He}]2s^22p^4$



# Estructuras resonantes

Cuando una molécula puede ser representada por más de una estructura de Lewis decimos que es una **estructura resonante**. Se llaman formas resonantes a cada una de las maneras de representar la molécula, y la suma de todas ellas se denomina **híbrido de resonancia**. De tal manera que cada forma resonante contribuye a la descripción de la molécula.

Las formas resonantes llevan asociada una energía de resonancia que provoca una disminución energética que da mayor estabilidad al sistema. La energía de resonancia será mayor cuantas más estructuras resonantes tenga la molécula.



# Geometría molecular: RPECV

- Las estructuras resonantes no proporcionan ninguna información sobre la geometría de las moléculas.
- Pero una vez que se dispone de ellas, se utiliza la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia para obtenerlas (**RPECV**).
- Se utiliza para justificar las geometrías observadas.

# Modelo de RPECV

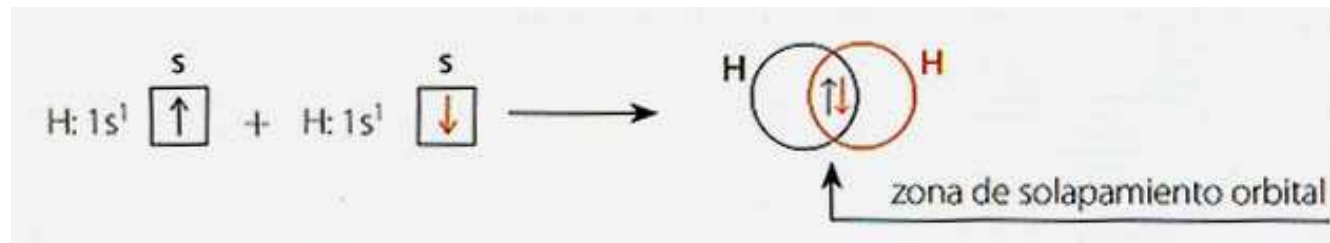
- La geometría de la molécula o de la red depende de la repulsión entre los pares de electrones de la capa de valencia. Se utilizan argumentos electrostáticos.
- Los pares de electrones pueden ser **enlazantes** o **no enlazantes** (sin compartir ni formar enlace).
  - Los pares de electrones se distribuyen para que la repulsión entre ellos sea mínima.
  - Los pares no enlazantes producen mayor repulsión que los enlazantes.
  - Los enlaces múltiples producen mayor repulsión que los sencillos.



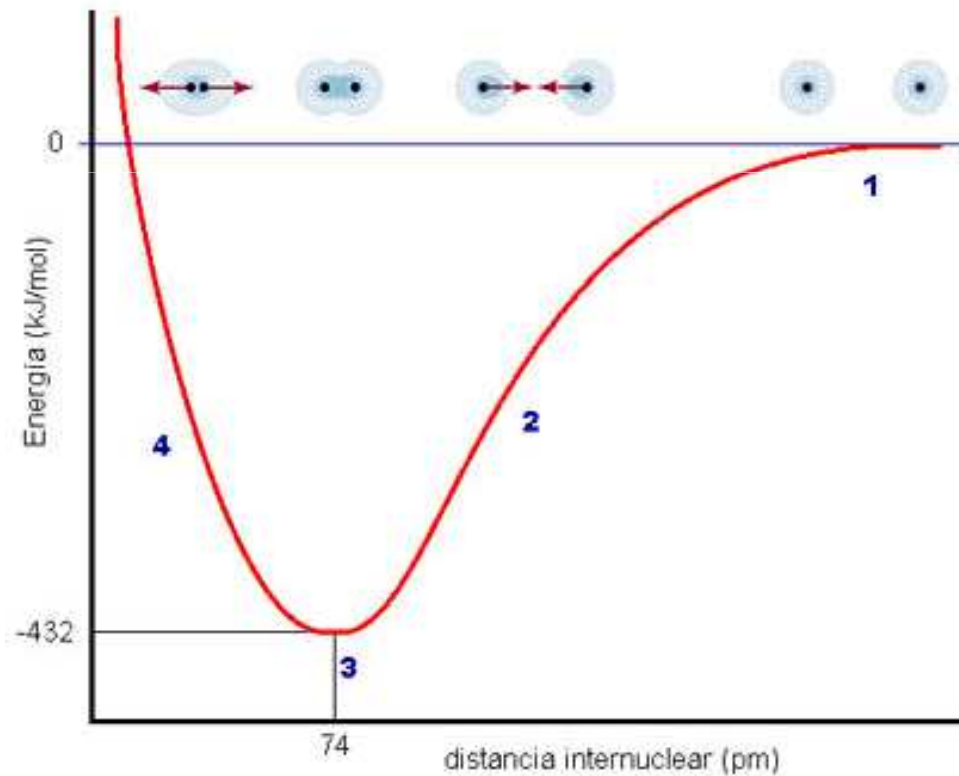
Geometrías  
Estudio de casos

# Modelo de enlace de valencia (EV)

- El enlace se forma por superposición (o solapamiento) de dos orbitales atómicos que tienen un electrón para formar un orbital molecular con dos electrones.



# Modelo de enlace de valencia (EV)

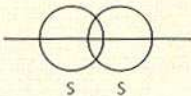
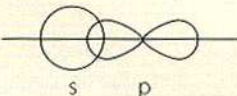
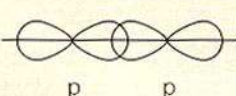
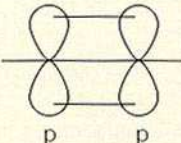


Se superponen los dos orbitales atómicos  $1s$  de los dos átomos de  $H$ , formándose un orbital de la molécula. La distancia a la que se produce la estabilización máxima es de  $74$   $\text{pm}$  ( $0.74$   $\text{Å}$ ), y la energía de enlace es de  $432$   $\text{kJ/mol}$  (la energía que se desprende al formarse un mol de enlaces es la que hay que comunicar para romperlos).

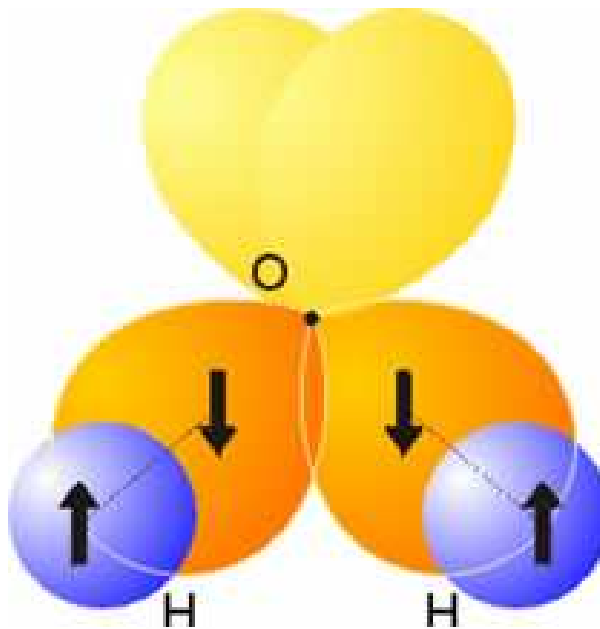


# Tipos de superposición de OA

1. **Solapamiento frontal:** enlace  $\sigma$ , cuando los dos orbitales se enfrentan. Se da entre dos orbitales s, entre uno s y otro p o entre dos orbitales p con solapamiento frontal. Es el que da lugar a los enlaces sencillos.
2. **Solapamiento lateral:** enlace  $\pi$ , cuando los orbitales se encuentran paralelos y separados una cierta distancia en el espacio. Se da entre orbitales p paralelos. Es el que da lugar a los enlaces múltiples.

Solapamiento frontal $\sigma$			Solapamiento lateral $\pi$	
En el plano de enlace			Por encima y por debajo del plano de enlace	
Enlaces sencillos			Enlaces dobles y triples	
Plano de enlace			Plano de enlace	
				
s	s	s	p	p
Enlace sencillo: 1 $\sigma$			Enlace doble: 1 $\sigma$ + 1 $\pi$ Enlace triple: 1 $\sigma$ + 2 $\pi$	

# Formación de moléculas por EV



## Problemas del modelo EV

- La **geometría prevista para algunas moléculas no coincide con la experimental**: en  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{NH}_3$  la previsión es de  $90^\circ$ , mientras que en realidad es de algo menos de  $109^\circ$  (tetraedro).
- Hay **moléculas cuya existencia no se explica**:  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{B}_2\text{H}_4$ ,  $\text{CH}_4$  y compuestos del carbono (el mayor porcentaje de sustancias conocidas).

# Promoción de electrones

- B:  $[\text{He}] 2s^2 2p_x$  (pero forma tres enlaces, no uno:  $\text{B}_2\text{H}_4$ )
- Al:  $[\text{Ne}] 3s^2 3p_x$  (pero forma tres enlaces, no uno:  $\text{AlCl}_3$ )
- C:  $[\text{He}] 2s^2 2p_x 2p_y$  (pero forma cuatro enlaces, no dos:  $\text{CH}_4$ )
- En todos los casos debe aumentar el número de electrones desapareados por **promoción de electrones** a niveles de energía superior. Este proceso necesita energía, pero se recupera ya que al formarse un mayor número de enlaces se desprende mucha más energía.

# Promoción de electrones

- Las estructuras excitadas serán:  
B\*: [He] 2s 2p<sub>x</sub> 2p<sub>y</sub>  
Al\*: [Ne] 3s 3p<sub>x</sub> 3p<sub>y</sub>  
C\*: [He] 2s 2p<sub>x</sub> 2p<sub>y</sub> 2p<sub>z</sub>
- Pero los enlaces formados (tres en B y Al, cuatro en C) son idénticos entre sí, mientras que, según esas estructuras, debieran ser distintos.

# Valencias múltiples

- El O tiene solamente valencia covalente II, mientras que el azufre tiene además IV y VI.
- El F tiene solamente valencia covalente I, mientras que el cloro tiene además III, V y VII.
- Se explican por promoción y desapareamiento progresivo de electrones a orbitales de la cuarta capa, cercanos energéticamente a la tercera.

S: [Ne]  $3s^2 3p_x^2 3p_y 3p_z$  (valencia II)

S\*: [Ne]  $3s^2 3p_x 3p_y 3p_z 4s$  (valencia IV)

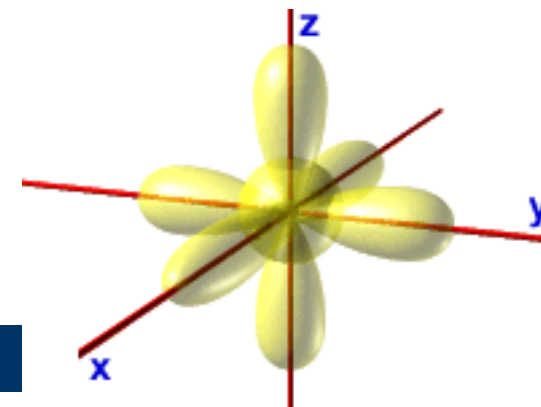
S\*: [Ne]  $3s 3p_x 3p_y 3p_z 4s 4d$  (valencia VI)



# Hibridación de orbitales

- Para resolver el problema planteado, el modelo de enlace de valencia propone que los orbitales atómicos se combinen para formar **orbitales atómicos mezclados (híbridos)**.
- Se trata de un proceso matemático de combinación lineal de orbitales atómicos (CLOA), de manera que los orbitales resultantes tengan energía mínima (cálculo matricial y diferencial).
- Se mezclan OA s y p, para dar **OAH  $sp^3$ ,  $sp^2$  o  $sp$** .
- Cuando se mezclan n OA, se obtienen n OAH:
  - un orbital s y tres orbitales p forman cuatro híbridos  $sp^3$
  - un orbital s y dos orbitales p forman tres híbridos  $sp^2$
  - un orbital s y un orbital p forman dos híbridos  $sp$

# Tipos de OAH

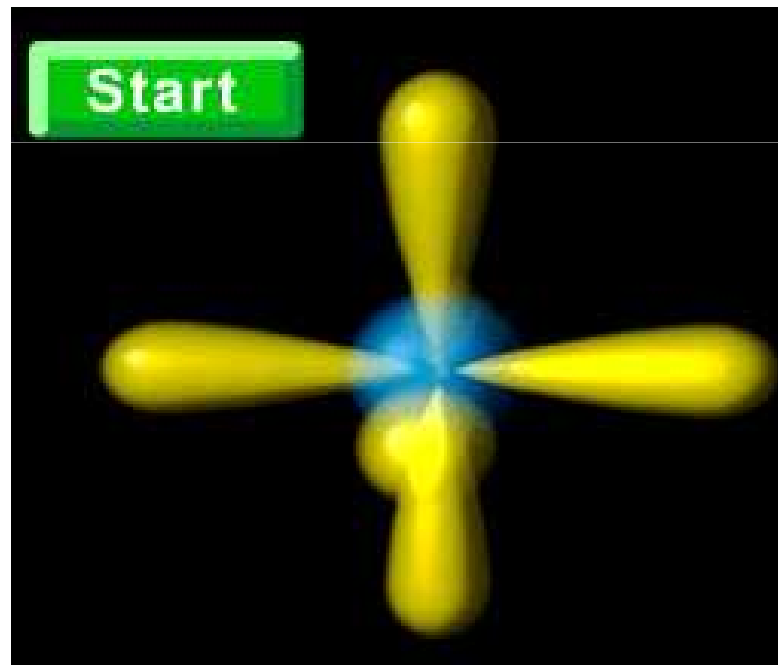


Orbitales s mezclados	Orbitales p mezclados	Tipo de orbitales híbridos	Número de orbitales híbridos	Geometría de los orbitales híbridos	Modelo de los orbitales híbridos formados
1	3	$sp^3$	4	$109,5^\circ$ tetraédrica	
1	2	$sp^2$	3	$120^\circ$ triangular plana	
1	1	$sp$	2	$180^\circ$ lineal	

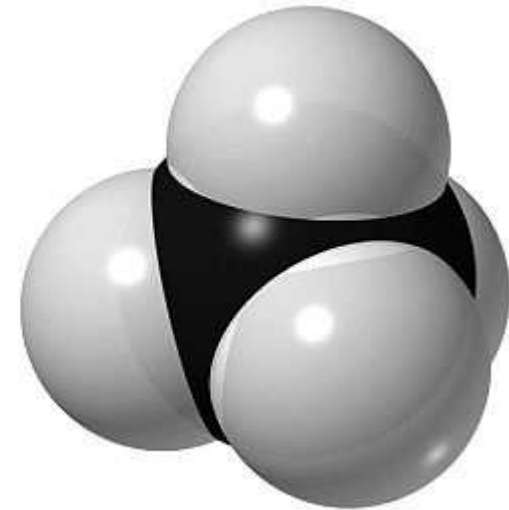
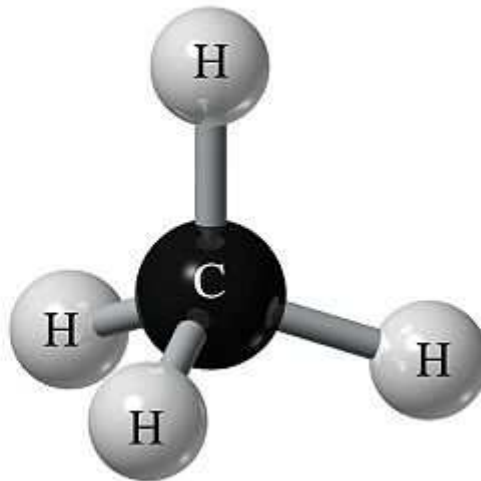
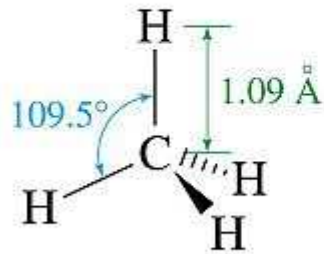
# Tipos de OAH

Hibridación	Combinación	Estructura geométrica de los orbitales atómicos y de los orbitales híbridos
sp	1 orbital s 1 orbital p	<p>2 lóbulos híbridos sp <math>\alpha = 180^\circ</math></p>
sp <sup>2</sup>	1 orbital s 2 orbitales p	<p>3 lóbulos híbridos sp<sup>2</sup> <math>\alpha = 120^\circ</math></p>
sp <sup>3</sup>	1 orbital s 3 orbitales p	<p>4 lóbulos híbridos sp<sup>3</sup> <math>\alpha = 109^\circ</math></p>

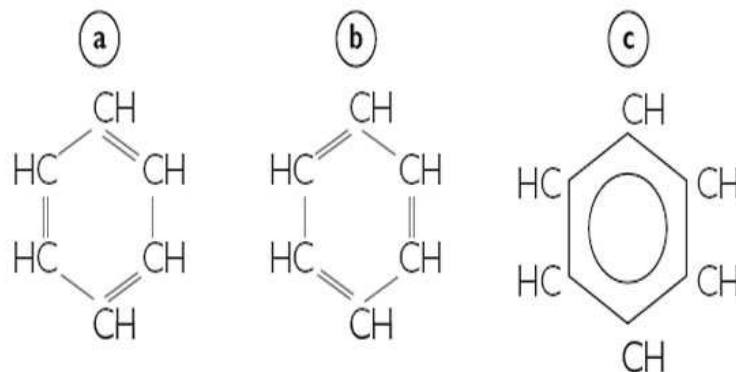
# Formación de OAH



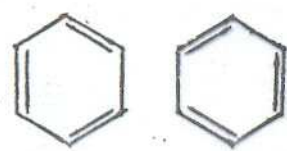
# Explicación de moléculas con OAH



# Estructuras del benceno



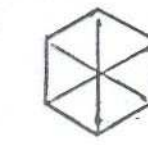
Estructura del benceno.



Estructuras de Kekulé.  
39%+39%



Estructuras de Dewar  
7%+7%+7%



Estructura de Klaus  
1%

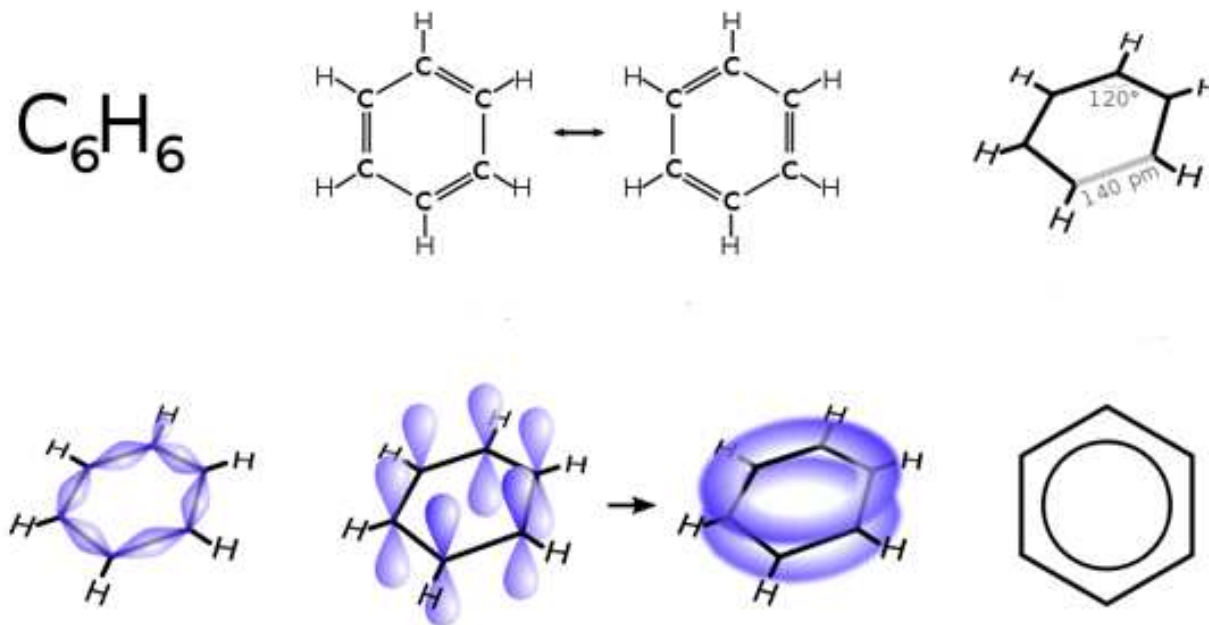


Representación global  
C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>



# Híbridos en el benceno

Cada átomo de C tiene tres híbridos  $sp^2$  y un orbital  $2p_z$  sin hibridar, perpendicular al plano de los híbridos.



# Redes con enlace covalente

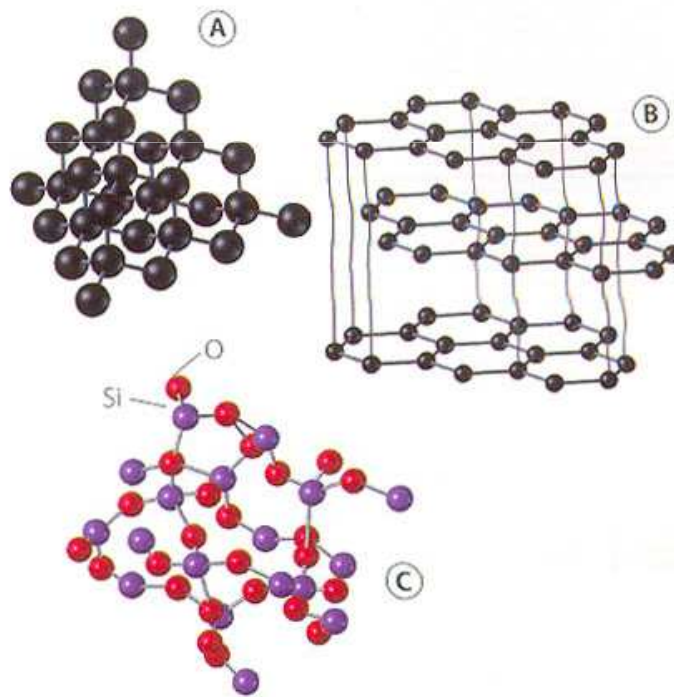


Figura 3.15. **A.** En el **diamante** cada átomo de C está unido a otros cuatro átomos de C mediante enlaces covalentes.

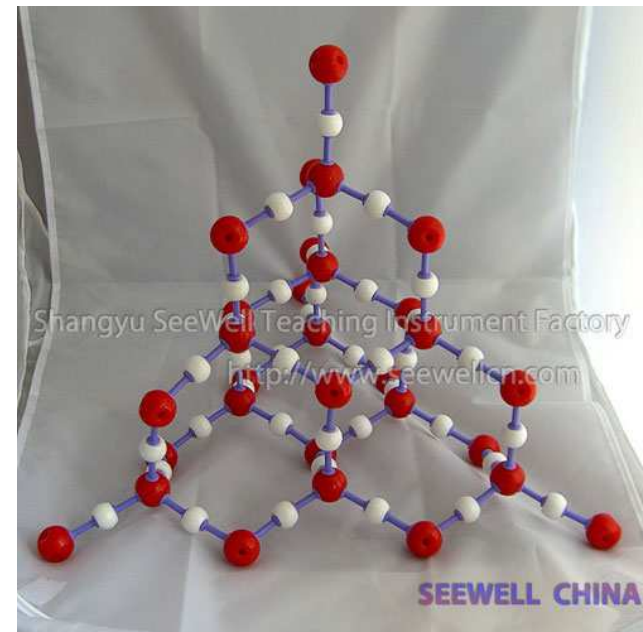
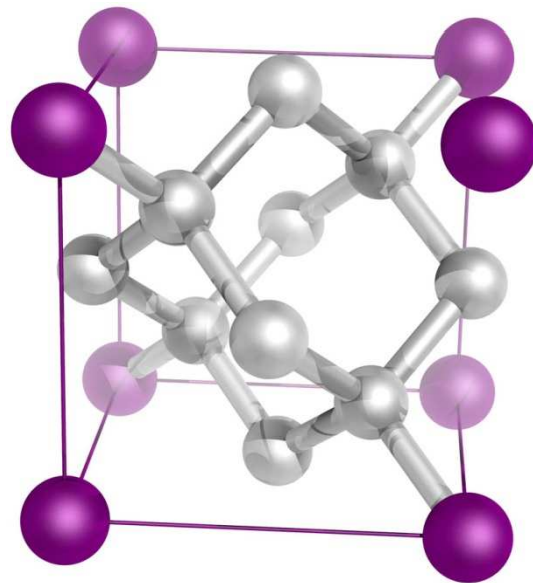
**B.** En el **grafito** cada átomo de C está unido a otros tres átomos de C mediante enlaces covalentes. A cada átomo de C le queda un electrón que se mueve con cierta libertad.

**C.** En la **silice** ( $\text{SiO}_2$ ) cada átomo de Si está unido a cuatro átomos de O; y cada átomo de O, a dos de Si, siempre mediante enlaces covalentes.

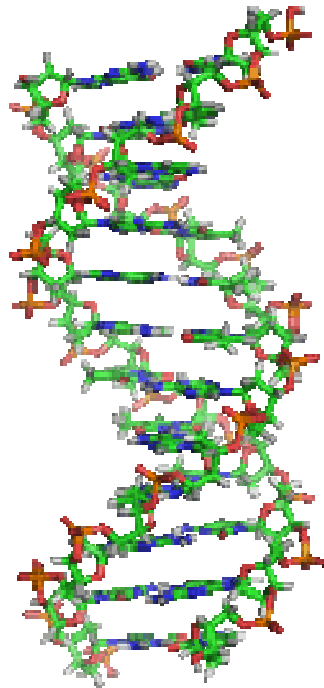
La fórmula  $\text{SiO}_2$  indica la proporción en la que se combinan los átomos de los dos elementos. Por cada átomo de Si hay dos átomos de O.

# Diamante (C) y sílice (SiO<sub>2</sub>)

Redes tetraédricas de C o de Si y O, unidos mediante enlace covalente con híbridos sp<sup>3</sup> en C y Si.



# Visores de estructuras

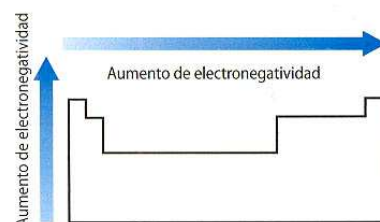


Inorgánicas

Del carbono sencillas

Del carbono complejas

# Polaridad



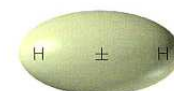
**Figura 3.11.** La escala de electronegatividad más utilizada es la **escala de Pauling**, en la que el mayor valor lo tiene el flúor (F): 4,0. A partir de ahí, todos van disminuyendo hasta llegar a los metales alcalinos, que son electropositivos. Consulta la tabla de la página 65.



Los enlaces no son todos puramente iónicos o puramente covalentes; en realidad siempre son casos intermedios en los que hay que tener en cuenta la electronegatividad de cada átomo.

La **electronegatividad** se define como la capacidad de un átomo para atraer hacia sí el par de electrones del enlace covalente [figura 3.11].

- Decimos que el enlace covalente es **apolar** cuando los átomos son iguales o tienen electronegatividades parecidas. En ese caso, el par de electrones del enlace se encuentra en medio de ambos. La densidad electrónica es igual en toda la molécula.
- El enlace covalente es **polar** cuando los átomos enlazados de forma covalente tienen diferente electronegatividad. El par de electrones del enlace se encuentra desplazado hacia el átomo más electronegativo. La densidad electrónica es asimétrica [figura 3.12].



Enlace covalente **apolar**  
H—H



Enlace covalente **polar**  
 $\delta^+$   $\delta^-$   
H—Cl

**Figura 3.12.** Representación de la polaridad en el enlace covalente.

La separación de carga en una molécula crea un **momento dipolar** ( $\mu$ ), que se representa con una flecha que apunta en la dirección del elemento más electronegativo, ya que es vectorial y se mide en **Debyes (D)**.

El elemento más electronegativo (tiene más tendencia a atraer el par de electrones del enlace) tendrá carga parcial negativa ( $\delta^-$ ); y el elemento menos electronegativo tendrá, por tanto, carga parcial positiva ( $\delta^+$ ).

# Polaridad de los enlaces

En términos generales, cuando la **diferencia de electronegatividad** ( $\Delta EN$ ) entre los átomos es mayor de 1,7 se considera que el enlace es iónico, y cuando es menor de 1,7 se considera covalente.

Por ello existe una transición gradual del enlace covalente al iónico a medida que el % de carácter iónico aumenta, como se puede apreciar en la siguiente tabla:

Diferencia de electronegatividad ( $\Delta$ )	0,0	0,5	1,0	1,6	1,7	2,0	2,5	3,0
Porcentaje de carácter iónico de enlace	0	6%	22%	47%	51%	63%	79%	89%

← Enlaces predominantemente covalentes

Enlaces predominantemente iónicos →

Veamos, por ejemplo, la polaridad del enlace en los cloruros del tercer periodo:

Grupo	1	2	13	14	15	16
Compuesto	NaCl	MgCl <sub>2</sub>	AlCl <sub>3</sub>	SiCl <sub>4</sub>	PCl <sub>5</sub>	SCl <sub>2</sub>
$\Delta EN$	2,1	1,8	1,5	1,2	0,9	0,5
% carácter iónico	67	55	43	30	19	6



# Orientación de los dipolos

Cuando un enlace es polar el compuesto se comporta como un dipolo orientándose dentro de un campo eléctrico, tal y como se indica en la figura 3.13. Esta polaridad se mide con el momento dipolar.

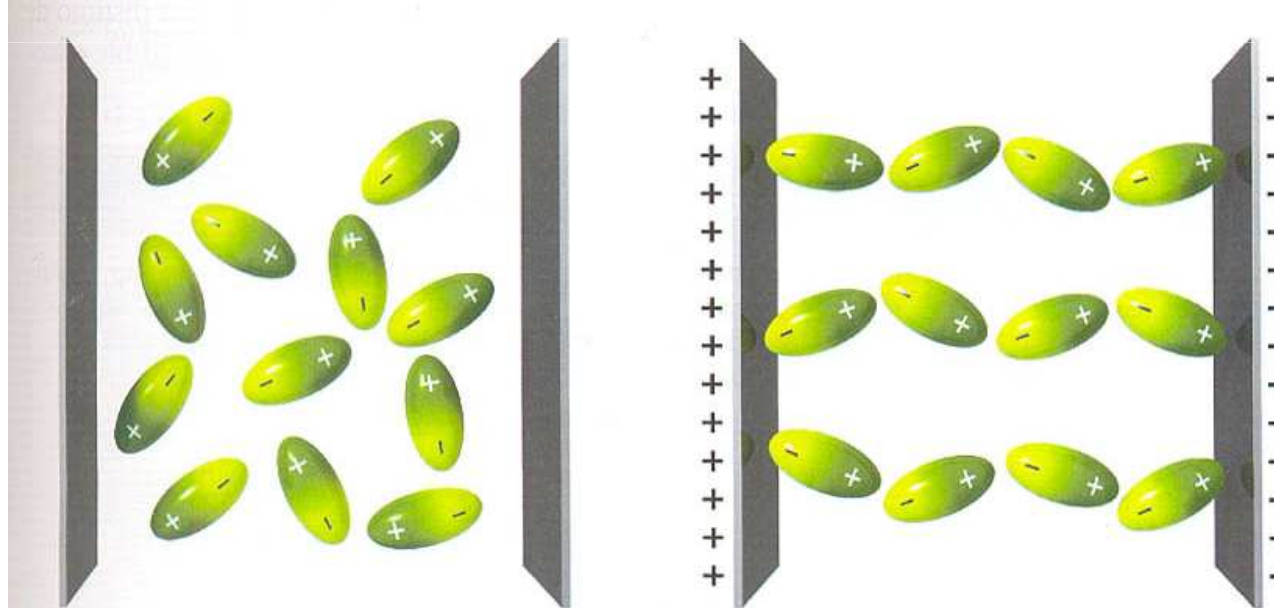


Figura 3.13. Orientación de los dipolos moleculares en el campo eléctrico.



# Polaridad en moléculas diatómicas

Cuanto mayor es la diferencia de electronegatividad en una molécula ~~covalente~~, mayor es su momento dipolar, como se puede comprobar en la siguiente tabla:

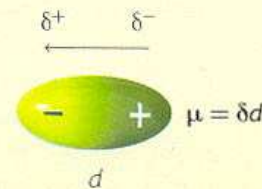
Compuesto	$\Delta EN$	$\mu(D)$
HF	1,9	1,91
HCl	0,9	1,03
HBr	0,7	0,79
HI	0,4	0,38

# Momento dipolar de enlace

El momento dipolar en el enlace se representa de forma vectorial, con la punta de la flecha apuntando hacia el átomo más electronegativo. Si se conoce su valor numérico, también se indica:

Enlaces polares			Enlaces apolares	
$\delta^+ \quad \delta^-$ H $\longrightarrow$ C	$\delta^+ \quad \delta^-$ H $\longrightarrow$ N	$\delta^+ \quad \delta^-$ H $\longrightarrow$ O	C—C	O—O

El **momento dipolar** ( $\mu$ ) se define como el producto del módulo de la carga eléctrica ( $\delta$ ) por la distancia entre los dos extremos del dipolo ( $d$ ):



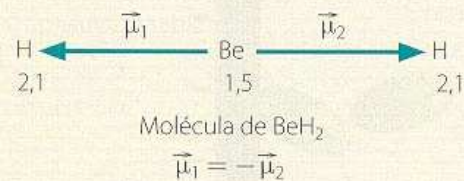
Su unidad en el SI es el Debye (D), que equivale a  $3,33 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$ .

# Moléculas polares y apolares

Para saber si una molécula es polar o no, hay que calcular el momento dipolar total o molecular sumando vectorialmente los momentos dipolares de cada enlace. Aunque el momento dipolar de los enlaces sea distinto de cero, para determinar la polaridad de la molécula es imprescindible conocer la geometría molecular.

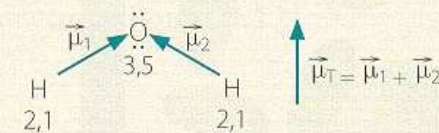
Si el momento dipolar total es igual a cero ( $\vec{\mu}_{\text{total}} = 0$ ),  
la molécula es apolar

En este caso los enlaces son polares, pero la geometría de la molécula hace que el momento dipolar total sea cero.



Si el momento dipolar total es distinto de cero ( $\vec{\mu}_{\text{total}} \neq 0$ ),  
la molécula es polar

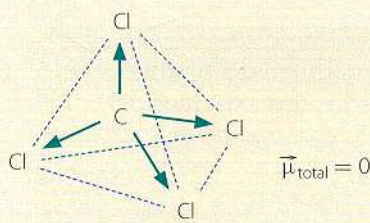
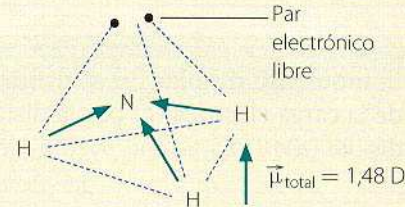
Los enlaces son polares y, por tanto, tiene un momento dipolar ( $\mu_1$  y  $\mu_2$ ), pero como la geometría es angular,  $\mu_{\text{total}}$  será la suma vectorial de los momentos dipolares de enlace y distinto de cero.



# Enlaces polares y moléculas polares

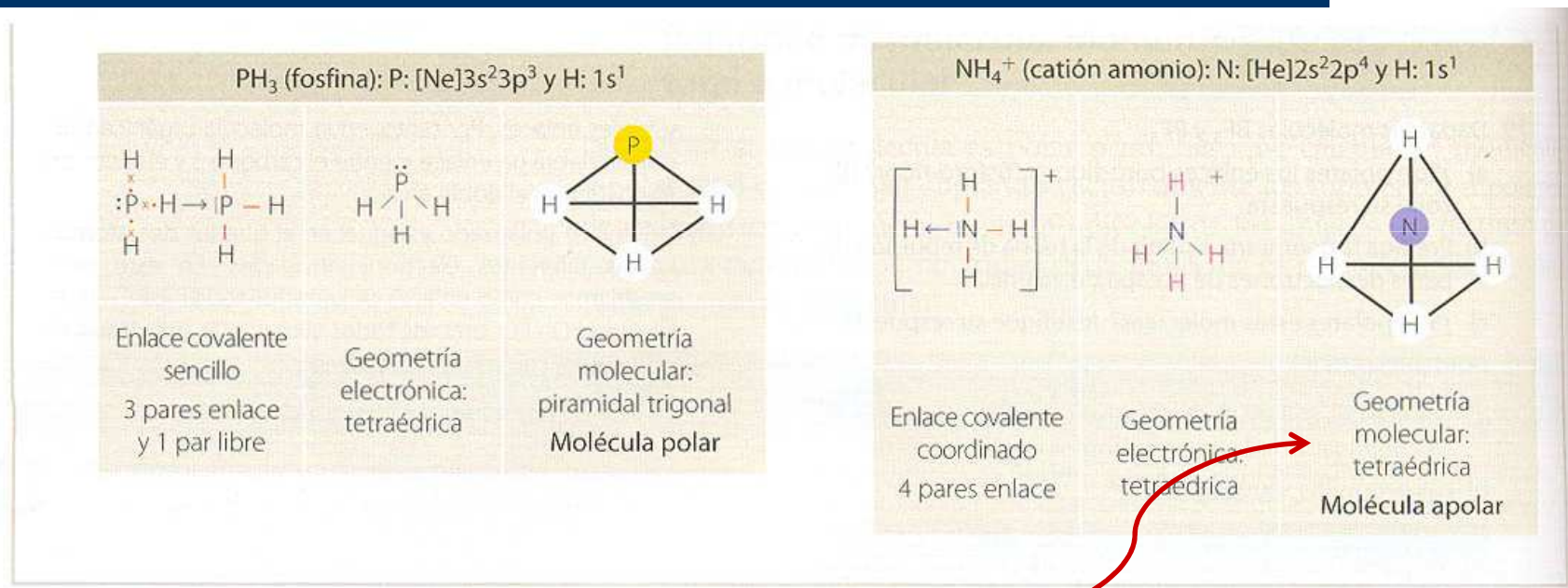
Cuando una molécula está formada por enlaces con la misma diferencia de electronegatividad y además es simétrica, sus momentos dipolares de enlace se anulan vectorialmente y la molécula es apolar, aunque sus enlaces sean polares.

Esto también ocurre en geometrías moleculares concretas, cuando todos los átomos unidos al átomo central son iguales (tetraédrica  $\text{CCl}_4$ ; triangular plana,  $\text{BCl}_3$ ; bipirámide trigonal,  $\text{PCl}_5$ ; octaédrica,  $\text{SF}_6$ ), ya que los momentos dipolares se anulan entre sí y la molécula resulta ser apolar, a pesar de que sus enlaces son polares.

Apolares		Polares
Con enlaces apolares	Con enlaces polares	
$\text{O}=\text{O}$ $\vec{\mu} = 0$	Electronegatividad: $\text{C} = 2,5; \text{Cl} = 3,0$  $\vec{\mu}_{\text{total}} = 0$ Molécula de $\text{CCl}_4$	Electronegatividad: $\text{N} = 3,0; \text{H} = 2,1$  $\vec{\mu}_{\text{total}} = 1,48 \text{ D}$ Molécula de $\text{NH}_3$
En la molécula de oxígeno no existe momento dipolar de enlace, ya que los dos átomos son iguales.	Debido a la geometría tetraédrica los momentos dipolares de enlace se anulan.	En este caso el momento dipolar total es distinto de cero.



# ¿Son polares o apolares?



Merece la pena fijarse en la **finura estilística** del autor: afirma que el catión amonio es una molécula apolar.

# ¡Qué terminología!

## 45. Moléculas covalentes y redes covalentes

Son las dos maneras de organización del enlace covalente. Las **moléculas covalentes** se componen de moléculas entre las que se establecen fuerzas intermoleculares.

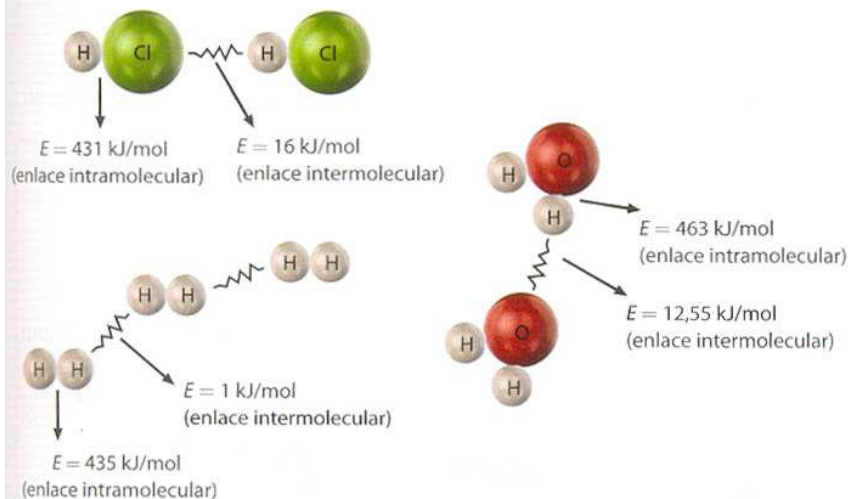
Sin embargo, cuando en lugar de agruparse en moléculas la entidad mínima que compone la sustancia es un átomo, estamos hablando de **redes cristalinas covalentes**.

La mayoría de las sustancias covalentes son moléculas aisladas agrupadas por fuerzas intermoleculares. En la naturaleza existen tres redes covalentes que hay que conocer: las dos variedades alotrópicas del carbono (grafito y diamante) y la sílice ( $\text{SiO}_2$ ) [figura 3.15].

# Fuerzas intermoleculares

Cuando se rompen las moléculas o las uniones intramoleculares, las sustancias dejan de existir como tales. Esto es lo que ocurre en las reacciones químicas: se rompen unas uniones y se reordenan los átomos formando sustancias nuevas.

Sin embargo, entre moléculas covalentes, o incluso entre átomos que no forman enlace (gases nobles), existen otras fuerzas más débiles que mantienen la cohesión entre las sustancias y que son las responsables de que se encuentren en estado gaseoso, líquido o sólido. Son los **enlaces o fuerzas intermoleculares** [figura 3.27].



## Sabías que

Los cristales de hielo mantienen su estructura gracias a las fuerzas que se establecen entre las moléculas de agua en el estado sólido, que reciben el nombre de enlace de hidrógeno.





# Interacciones entre dipolos

El tipo de fuerza intermolecular existente en los compuestos químicos depende directamente de la naturaleza de la molécula. De esta manera, debemos hablar de desplazamiento de cargas en las moléculas de forma instantánea o permanente, y son las fuerzas que atraen estas cargas las que generan este tipo de uniones intermoleculares.

Ya sabemos que las moléculas polares tienen un desplazamiento de carga permanente, es decir, forman un **dipolo**.

En una molécula apolar no hay un desplazamiento permanente de cargas. Sin embargo, los electrones de un átomo o una molécula se pueden concentrar en un momento determinado en una región concreta. Esto crearía un desplazamiento de cargas, y la especie que normalmente es apolar se convierte en polar. Se ha formado un **dipolo instantáneo**.

Por un proceso de inducción, este dipolo instantáneo crea desplazamientos de cargas en las moléculas vecinas creando un **dipolo inducido**.



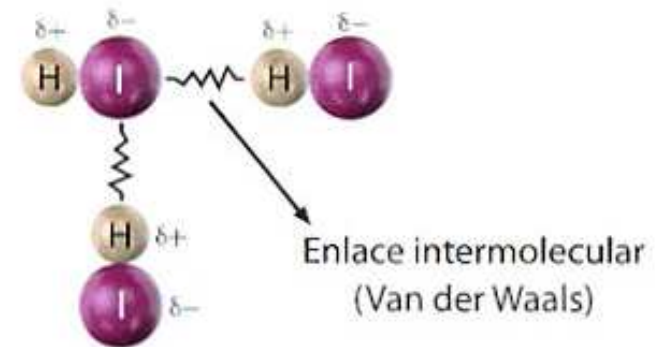
# Tipos de fuerzas intermoleculares

Fuerzas intermoleculares o de **Van der Waals**

Tipo 1: fuerzas **dispersivas** o de London (dipolos no permanentes)

Tipo 2: fuerzas **dipolares** (dipolos permanentes)

- **Puentes de hidrógeno** (tipo particular de fuerzas dipolares)



# Fuerzas dispersivas

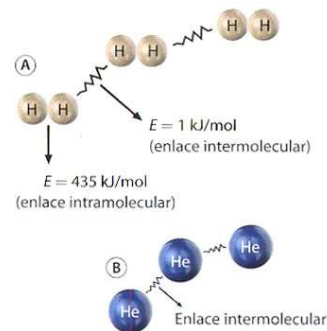


Figura 3.30. Representación de la molécula de  $H_2$  (A). Se establecen los valores para la energía interatómica e intramolecular. En los gases nobles (B) solo hay interacciones tipo London.

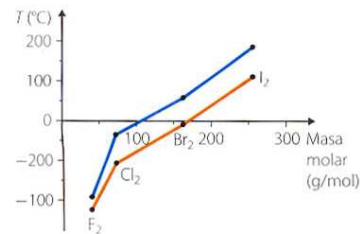


Figura 3.31. En la gráfica se observa cómo a medida que aumenta la masa molecular aumenta la fuerza de London y, por tanto, también el punto de fusión (curva roja) y el de ebullición (curva azul) de la molécula.

Se establece entre moléculas apolares o átomos que forman dipolos instantáneos. Se denomina **fuerza de London** o de dispersión [figura 3.29].

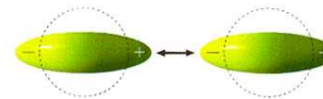


Figura 3.29.

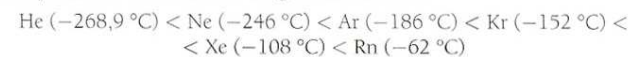
Estas fuerzas aumentan con el tamaño de la molécula y, por tanto, con su masa molecular. Esto es debido a que cuanto más grande es la molécula, más lejos se encuentran los electrones del núcleo. Esto hace más fácil la formación de dipolos inducidos (polarizabilidad). Por ejemplo: el cloro es gaseoso ( $Cl_2$ ), el bromo es líquido ( $Br_2$ ) y el yodo es sólido ( $I_2$ ) a temperatura ambiente. ¿Qué explicación tiene este dato si pertenecen al mismo grupo?

El yodo, al ser más grande, es el más polarizable y también el que presenta mayores puntos de ebullición y fusión.

A pesar de todo, las fuerzas de London son las menos intensas de todas las fuerzas intermoleculares, y por ello, aunque existan sustancias sólidas, tendrán puntos de fusión relativamente bajos (menores de  $300\text{ }^\circ\text{C}$ ). En los gases nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) existen exclusivamente interacciones de London [figura 3.30].

En los gases nobles se cumple la regla general de que el punto de ebullición mayor será el del átomo más grande de la serie.

Los puntos de ebullición de los gases nobles son:

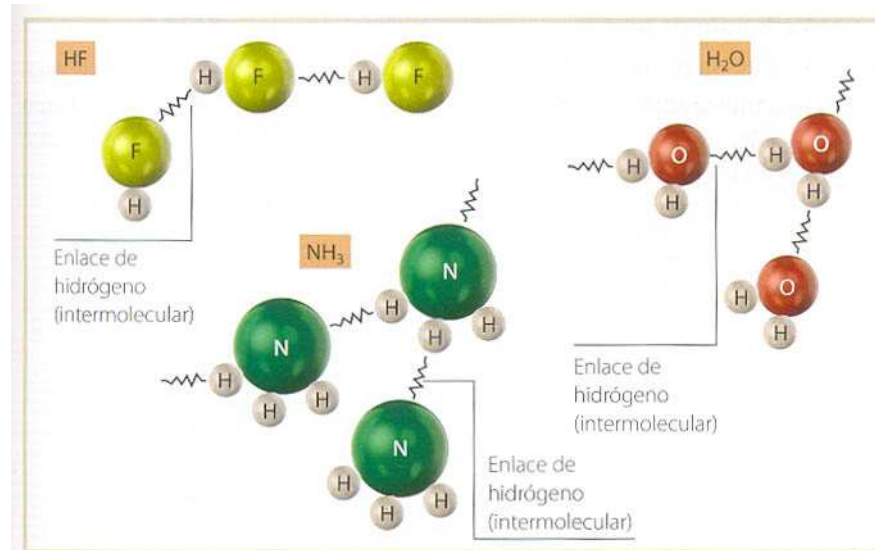


El punto de fusión y el de ebullición aumentan con el tamaño de los átomos o moléculas debido a que es mayor la polarizabilidad [figura 3.31].

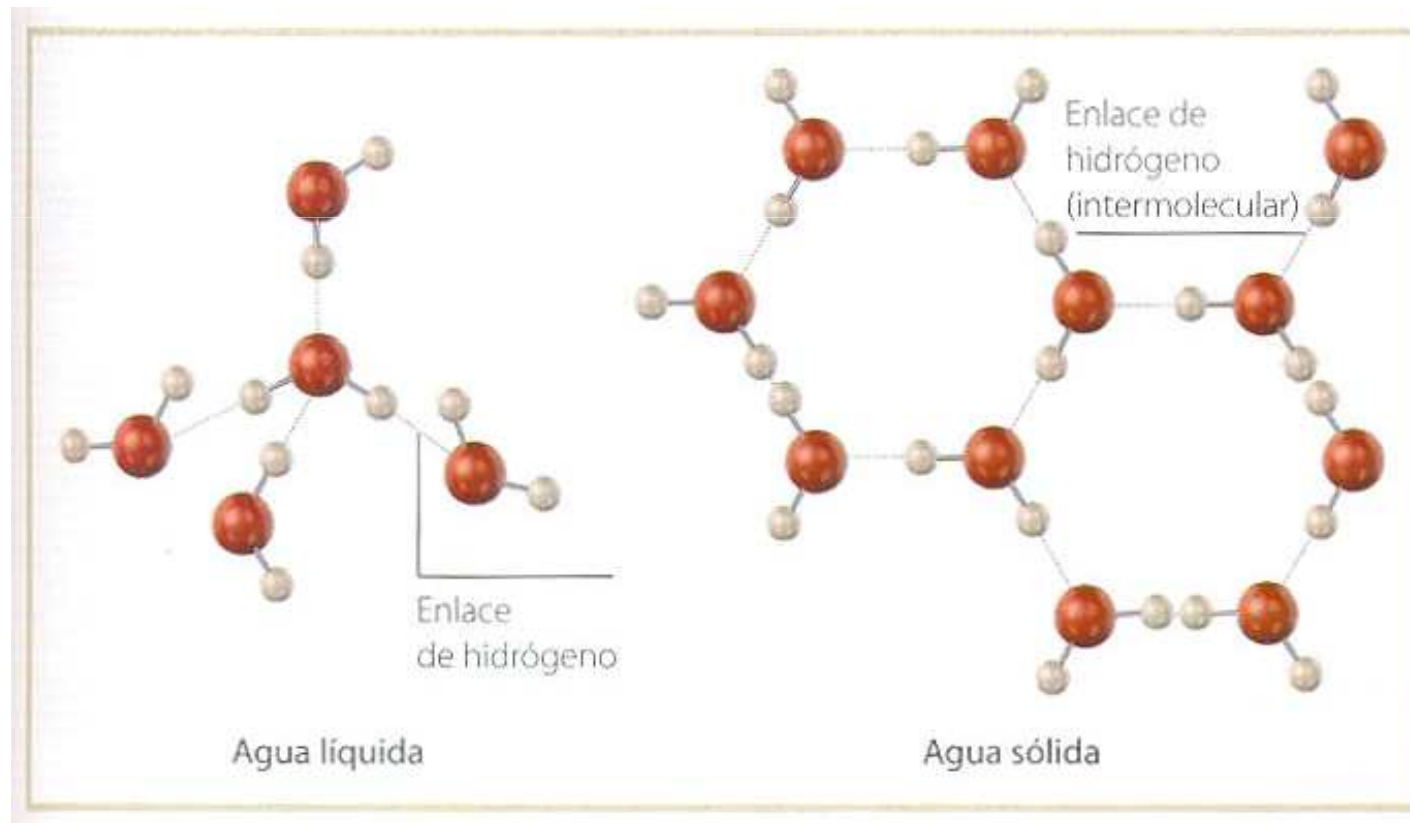
# Enlace por puente de hidrógeno

El **enlace de hidrógeno** se da entre moléculas polares que contienen un átomo de hidrógeno y un átomo pequeño y muy electronegativo (N, O, F). De todas las fuerzas intermoleculares, este es el enlace más fuerte.

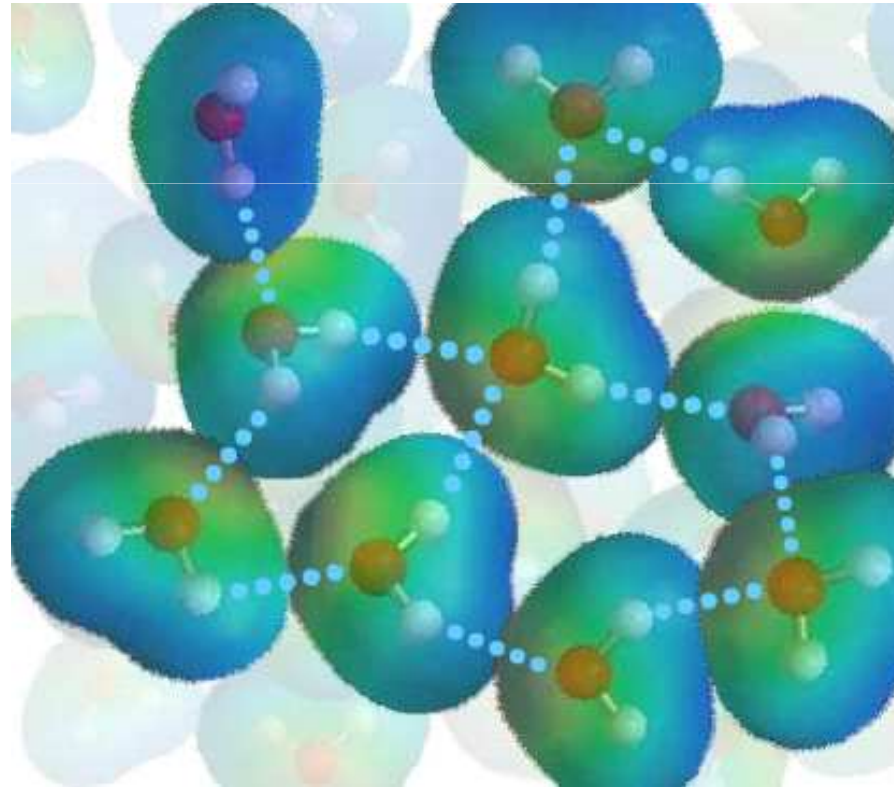
Las sustancias que presentan este tipo de enlace ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HF}$ ) tienen un punto de fusión y de ebullición mayor que las mismas sustancias de su grupo ( $\text{PH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ ), ya que estas forman moléculas semejantes pero que no presentan enlace de hidrógeno porque el átomo central es más grande y menos electronegativo.



# Puentes de hidrógeno en el agua

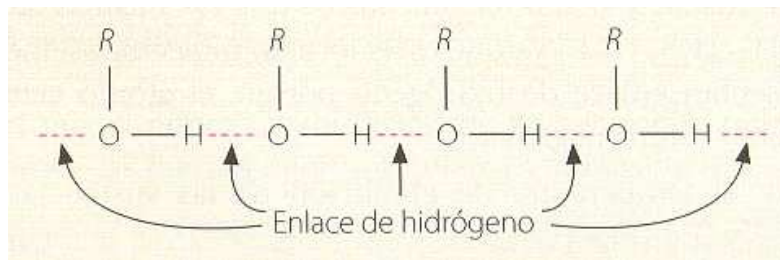


# Puentes de hidrógeno en el agua





# En los compuestos del carbono

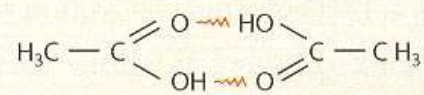


## Recuerda

Los grupos orgánicos que contienen las agrupaciones  $\text{-OH}$  y  $\text{-NH}_2$  y que forman enlace de hidrógeno son:

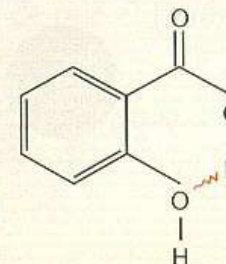
- $\text{-NH}_2$  (amino)
- $\text{-OH}$  (alcohol)
- $\text{-COOH}$  (ácido)
- $\text{-CHO}$  (aldehído)
- $\text{-CONH}_2$  (amido)

Enlace de hidrógeno intermolecular



Dímero ácido etanoico  
(acético)

Enlace de hidrógeno intramolecular



Ácido o-hidroxibenzoico  
(Ácido salicílico)



## Propiedades de las sustancias moleculares

- A temperatura ambiente las ~~sustancias covalentes~~ sustancias moleculares son **sólidos** ( $I_2$ ,  $C_6H_5-COOH$ ), **líquidos** ( $Br_2$ ,  $CH_3-CH_2OH$ ) o **gases** ( $SO_2$ ,  $O_2$ ,  $F_2$ ) dependiendo de su masa molecular, y tienen **puntos de fusión y ebullición bajos**, ya que para fundirlos hay que romper solo las fuerzas intermoleculares y nunca el enlace covalente.
- En general **no conducen la corriente**; solo la conducen los compuestos muy polares ( $HCl$ ,  $HF$ ,  $CH_3-COOH$ ) en disolución acuosa (disolvente polar).
- Los compuestos moleculares que no presentan polaridad (gasolina) se disuelven en sustancias apolares (benceno), y los compuestos covalentes moleculares que presentan polaridad ( $HF$ ,  $CH_3COOH$ ) se disuelven en disolventes polares (como el agua, el alcohol etílico, etc.).

# Puente de H y propiedades

$T_{\text{eb}} \text{NH}_3 (-33,5 \text{ } ^\circ\text{C})$

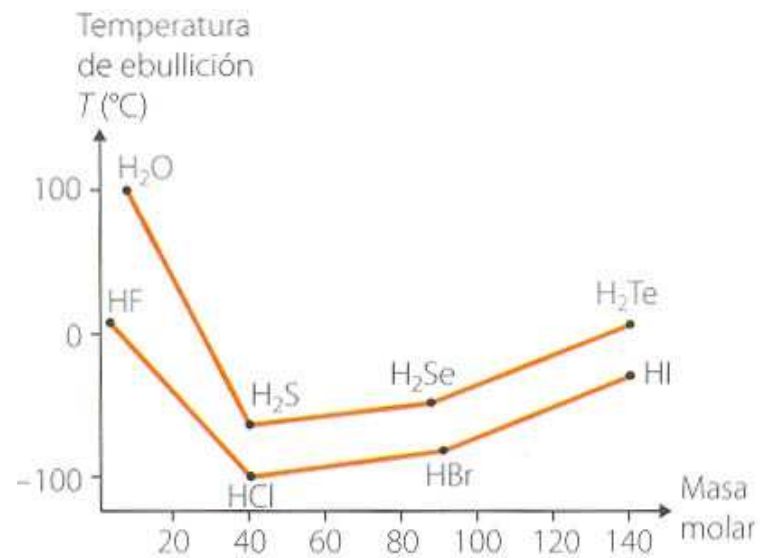
$T_{\text{eb}} \text{H}_2\text{O} (100 \text{ } ^\circ\text{C})$

$T_{\text{eb}} \text{HF} (20 \text{ } ^\circ\text{C})$

$T_{\text{eb}} \text{PH}_3 (-88 \text{ } ^\circ\text{C})$

$T_{\text{eb}} \text{H}_2\text{S} (-60 \text{ } ^\circ\text{C})$

$T_{\text{eb}} \text{HCl} (-84,9 \text{ } ^\circ\text{C})$



# Series homólogas

Alcohol		Temperatura de ebullición (°C) a 760 mmHg	Alcano		Temperatura de ebullición (°C) a 760 mmHg
CH <sub>2</sub> OH	metanol	+64,8	CH <sub>4</sub>	metano	-161,5
CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> OH	etanol	+78,5	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	etano	-88,6
CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -OH	prop-1-ol	+97,4	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	propano	-42,1
CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -OH	but-1-ol	+117,3	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	butano	-0,5
CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	pent-1-ol	+138,1	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	pentano	+36,1
CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>4</sub> CH <sub>2</sub> OH	hex-1-ol	+157,2	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	hexano	+69,2

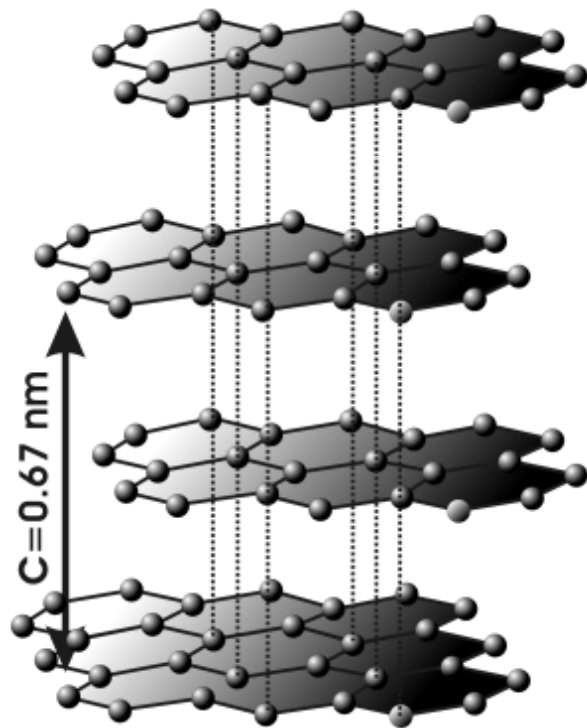
El punto de ebullición aumenta al hacerlo la masa dentro de una serie homóloga, ya que aumentan las fuerzas dispersivas

- Compara los puntos de ebullición de etano y metanol, teniendo en cuenta las fuerzas dispersivas y los puentes de hidrógeno.

## Propiedades de las sustancias covalentes

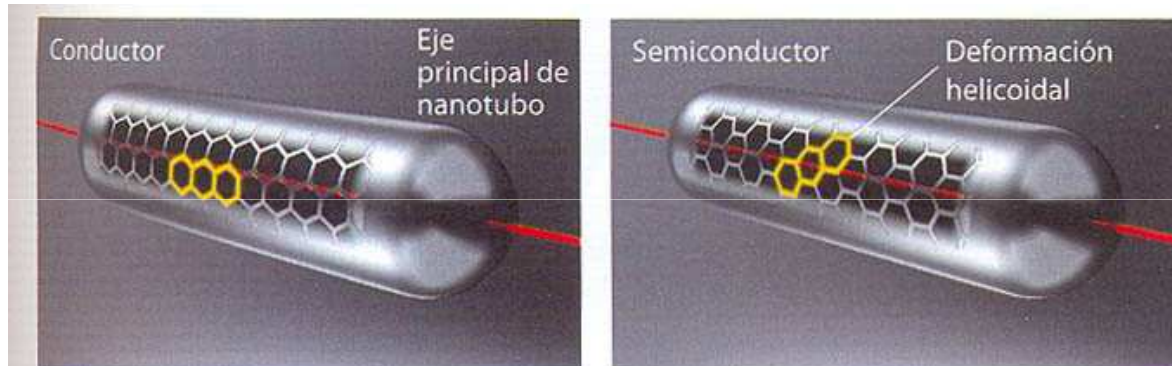
- A temperatura ambiente las sustancias atómicas (grafito, diamante o cuarzo) son sólidos cristalinos covalentes con **alto punto de fusión**. Para romper el enlace habría que romper la red cristalina de enlaces covalentes.
- Solo conduce la corriente el C (grafito), ya que hay movilidad electrónica a través de los enlaces entre las capas de átomos [figura 3.16].
- Los compuestos atómicos **no se disuelven en agua**, debido a su estructura compacta.
- Dureza elevada: el diamante, 10 en la escala de Mohs.

# El grafito





# Nanotubos de grafito



Cuando varios anillos de carbono se alinean con el eje principal del nanotubo, la molécula conduce la electricidad tan fácilmente como un metal.

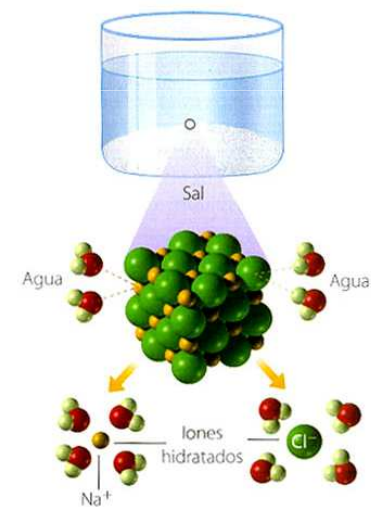
Cuando los anillos helicoidales de carbono en un nanotubo se deforman respecto al eje del nanotubo, este se comporta como un semiconductor.

**Figura 3.16.** Especial mención merecen unas estructuras semejantes a la del grafito, pero enrolladas formando tubos extremadamente pequeños que los científicos han denominado **nanotubos** de carbono. Su aplicación inmediata va desde su uso como fibras de alta resistencia mecánica hasta convertirse en los sustitutos de los chips de silicio usados en los ordenadores por sus propiedades semiconductoras.

# Propiedades de las sustancias iónicas

Para estudiar las propiedades de los compuestos iónicos hay que tener en cuenta que las entidades fundamentales de estos compuestos son los iones, que están fuertemente atraídos por fuerzas de carácter electrostático en una red tridimensional.

- A temperatura ambiente son **sustancias sólidas** que forman redes cristalinas. Para romper el enlace es necesario romper la red cristalina.
- Los **puntos de fusión y ebullición son muy elevados**, al estar unidos por fuerzas electrostáticas intensas. Para fundirlos o disolverlos es necesario romper la red cristalina, muy estable por la cantidad de atracciones electrostáticas, entre iones de distinto signo. Estos serán mayores cuanto mayor es el valor absoluto de la energía reticular.
- Su escasa compresibilidad hace que sean **duros y frágiles**.
  - Son duros debido a las intensas atracciones electrostáticas que los unen. Para rayarlos es necesario romper los enlaces, vencer las atracciones electrostáticas y, por tanto, serán más duros cuanto más intensas sean estas. Es decir, cuanto más estable es el compuesto iónico, mayor es en valor absoluto la energía reticular y mayor será su dureza.
  - Son frágiles (fácil rotura) porque al deslizar una capa sobre otra quedan enfrentados iones del mismo signo, con lo que se produce una repulsión electrostática y se rompe la red.
- Son **solubles en disolventes polares** como el agua porque están formados por cargas que al introducirse en el disolvente se ven inmediatamente rodeadas por él, lo que rompe la red (solvatación) [figura 3.9]. Serán más solubles cuanto menos estable sea el compuesto, es decir, para valores más bajos en valor absoluto de la energía reticular.
- La **conductividad eléctrica es nula en estado natural**. En estado sólido la estructura cristalina mantiene a cationes e iones en una posición fija y les impide moverse. Solo conducen la corriente fundidos o en disolución, porque es cuando tienen cargas en movimiento.

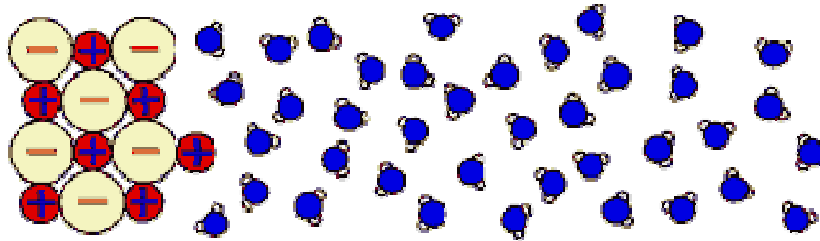


**Figura 3.9.** Cuando un cristal iónico se pone en contacto con el agua, los iones quedan rodeados por moléculas de agua, que de esta manera separan la red haciendo que el compuesto se disuelva.

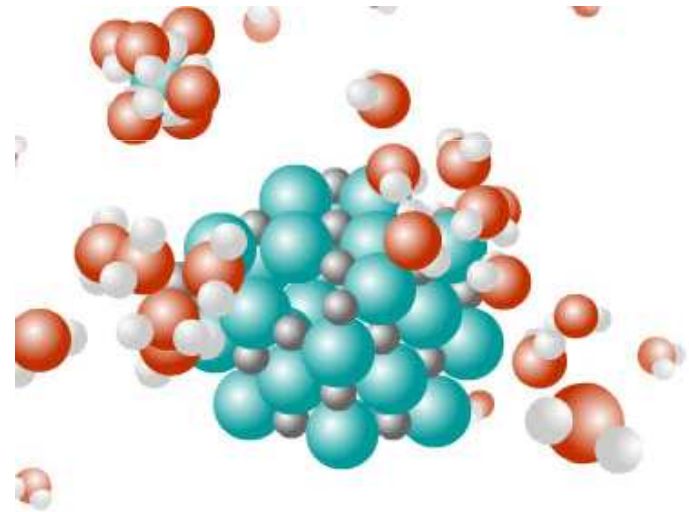
A este fenómeno se le denomina solvatación, y gracias a él las disoluciones salinas conducen la corriente al permitir el movimiento libre de las cargas.



# Disolución de sólidos iónicos



Cuanto más polar sea el disolvente y menor la energía de red, mayor será la solubilidad de la sustancia iónica.



# Propiedades de las sustancias metálicas

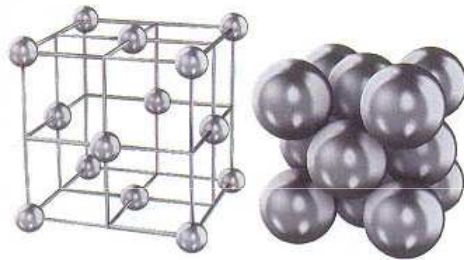


Figura 3.23. Cúbica centrada en cara.

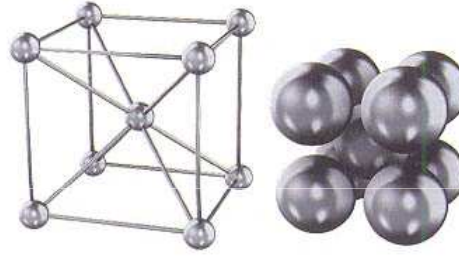


Figura 3.24. Cúbica centrada en centro.

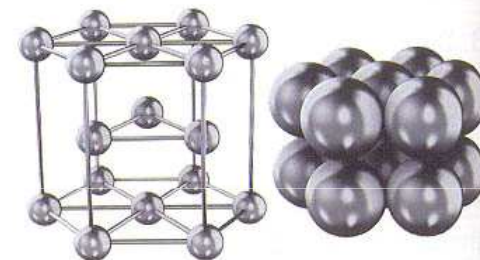
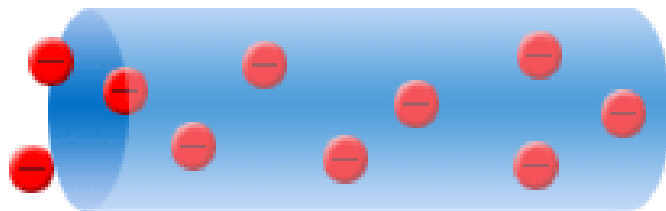


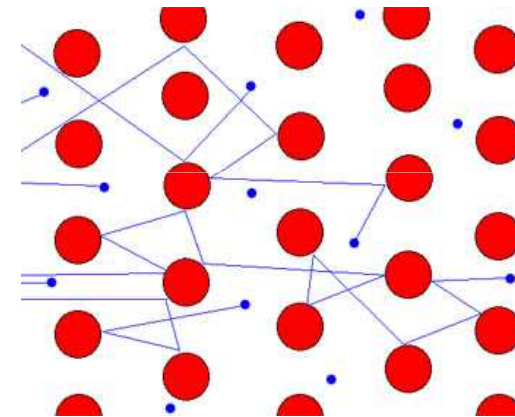
Figura 3.25. Hexagonal.

- **Forman redes cristalinas metálicas.** En estas redes los cationes están ordenados perfectamente en el espacio y los electrones se mueven con libertad por todo el cristal. Las estructuras cristalinas son principalmente la cúbica centrada en cara [figura 3.23] o en centro [figura 3.24]) y la hexagonal [figura 3.25].

# Propiedades de las sustancias metálicas



- **Conductividad térmica y eléctrica elevada.** Estas propiedades se deben a la gran movilidad de los electrones de valencia, tal como hemos estudiado en el modelo de la nube electrónica.
- **Gran deformabilidad.** Porque cualquier plano se puede desplazar sin que nunca se enfrenten los cationes. Esto permite que sean **dúctiles**, se estiran en hilos (cobre), y **maleables**, se estiran en láminas (aluminio).
- **Puntos de fusión y ebullición elevados.** En las redes metálicas los átomos están unidos con mucha intensidad. Para romper estas redes hace falta mucha energía.
- **Densidad elevada.** Son estructuras muy compactas; es decir, la masa es muy grande con respecto al volumen que ocupa.
- **Emisión de electrones** o efecto fotoeléctrico, la superficie del metal emite electrones al incidir una radiación de intensidad no demasiado alta. Debido a que los electrones se encuentran libres alrededor de la red de cationes [figura 3.26].

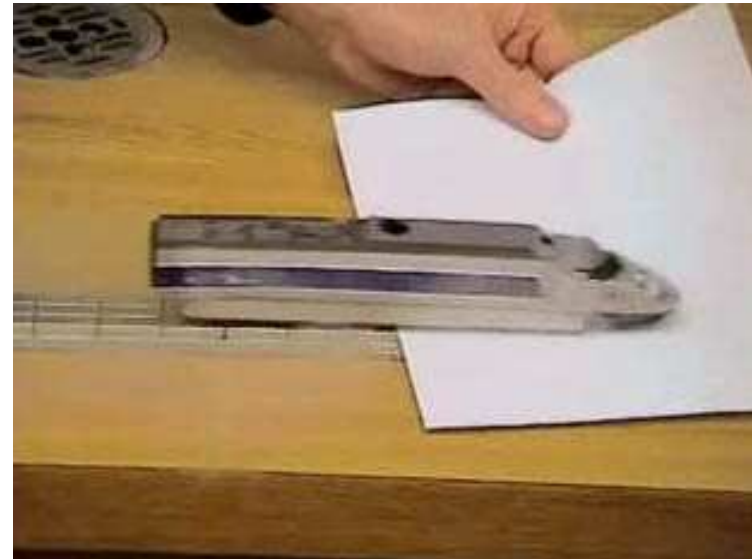


# Propiedades de las sustancias metálicas

Conductividad del plomo como referencia			
<b>Plata</b>	13,6	<b>Grafito (C)</b>	0,016
<b>Cobre</b>	13,0	<b>Silicio</b>	$2,6 \cdot 10^{-4}$
<b>Aluminio</b>	8,4	<b>Germanio</b>	$2,5 \cdot 10^{-4}$
<b>Cinc</b>	3,7	<b>Iodo</b>	$2,0 \cdot 10^{-14}$
<b>Hierro</b>	2,2	<b>Diamante (C)</b>	$4,0 \cdot 10^{-20}$
<b>Plomo</b>	1,0	<b>Azufre</b>	$1,0 \cdot 10^{-22}$

Conductores, semiconductores y aislantes

Superconductividad a bajas temperaturas: el tren que levita



# Interacciones y propiedades

## Debe quedar claro que:

- Una fusión o vaporización es un cambio físico, y la justificación de las temperaturas o puntos de fusión y ebullición de las sustancias se realiza basándose en el tipo de enlace o fuerza intermolecular que tienen.
- Al fundir o vaporizar moléculas ~~covalentes~~ como agua, amoníaco, yodo, etc., se rompen las uniones intermoleculares (enlace de hidrógeno, fuerzas de Van der Waals, fuerzas de London) y nunca los enlaces covalentes existentes en las moléculas.
- En una reacción química sí se rompen los enlaces covalentes.
- En un sólido cristalino covalente (diamante, grafito, cuarzo) no hay fuerzas intermoleculares y, por tanto, si se funde o vaporiza se rompen los enlaces covalentes.
- En los sólidos iónicos, al fundir o vaporizar se rompen los enlaces iónicos entre los aniones y los cationes. No hay fuerzas intermoleculares porque no hay moléculas.
- En los sólidos metálicos, para fundir un metal es necesario romper la red metálica que mantiene a los cationes inmersos en el mar de electrones, y nunca se podrá hablar de uniones intermoleculares, ya que no hay moléculas.



# Interacciones y propiedades

	T. eb. (°C)	T. fus. (°C)
C (grafito)	4830	3675
Ti	3287	1668
NaCl	1465	801
H <sub>2</sub> O	100	0
CO	-190	-205
Ne	-246	-248

La fuerza de los enlaces y, por tanto, el orden para prever una temperatura de fusión o ebullición es, en general, el siguiente:



Mayores temperaturas de fusión y ebullición

Menores temperaturas de fusión y ebullición

Sólido covalente > Sólido metálico > Sólido iónico > Enlace hidrógeno > **dipolares** > London

Mayor fuerza enlace

Menor fuerza enlace



Entre los sólidos cristalinos (covalente, iónico o metálico) puede haber variaciones y el orden puede ser otro, pero en todo caso sus temperaturas de fusión y ebullición siempre serán mayores que para los compuestos moleculares.



# Tabla de propiedades (**¡ojo al rojo!**)

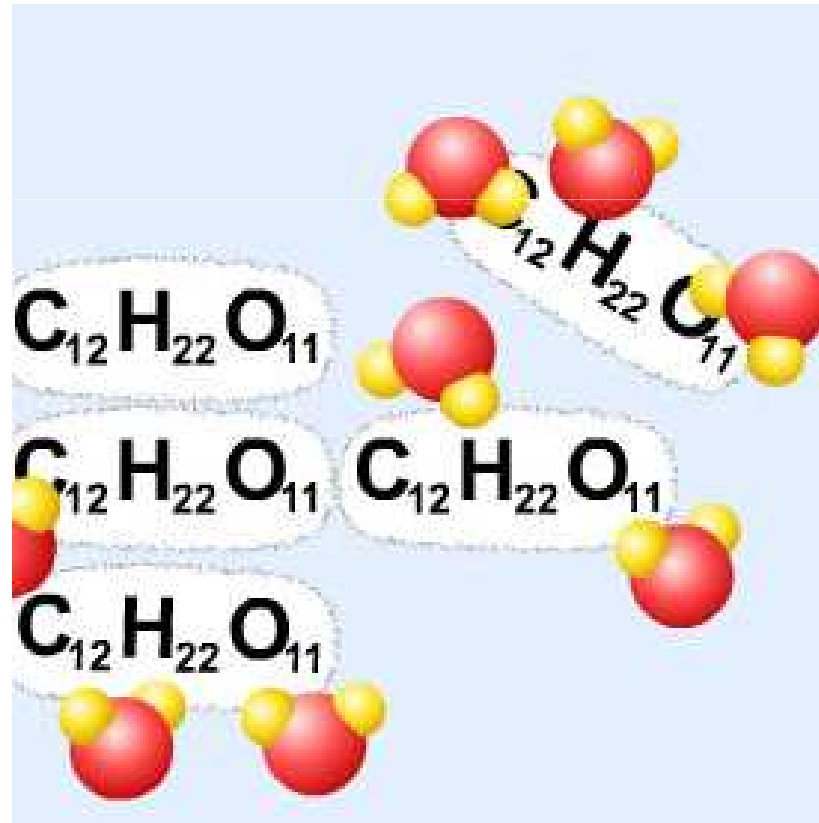
Tipo de sustancia	Metálica	Iónica	<del>Covalente polar</del>	<del>Covalente apolar</del>
Partículas que la forman	<del>Átomos</del> y cationes	Iones	Moléculas	Moléculas
Atracción entre las partículas	Electrostática	Electrostática	Dipolo-dipolo o enlace de hidrógeno	<del>van der Waals</del> (London)
Estado físico	Sólido (excepción, mercurio)	Sólido	Líquido (o sólido, con moléculas de masa molecular elevada)	Gaseoso, líquido o sólido, con moléculas de masa molecular elevada
Temperaturas de fusión y ebullición	En general, altas	En general, altas	Bajas	Muy bajas
Conductividad eléctrica	Alta (en estado sólido y líquido), <b>sin alteración de la sustancia</b>	Alta (fundida o en solución), <b>con descomposición de la sustancia (electrolisis)</b>	Prácticamente nula en estado puro. O conductora, en disoluciones apropiadas (HCl en H <sub>2</sub> O)	En general, nula
Dureza	Duros, pero maleables y dúctiles	Duro, pero quebradizo	-	-
Solubilidad en disolventes comunes	Insoluble	En general, soluble en disolventes polares	En general, soluble en <b>disolventes polares</b>	En general, soluble en <b>disolventes apolares</b>

# Tabla de propiedades

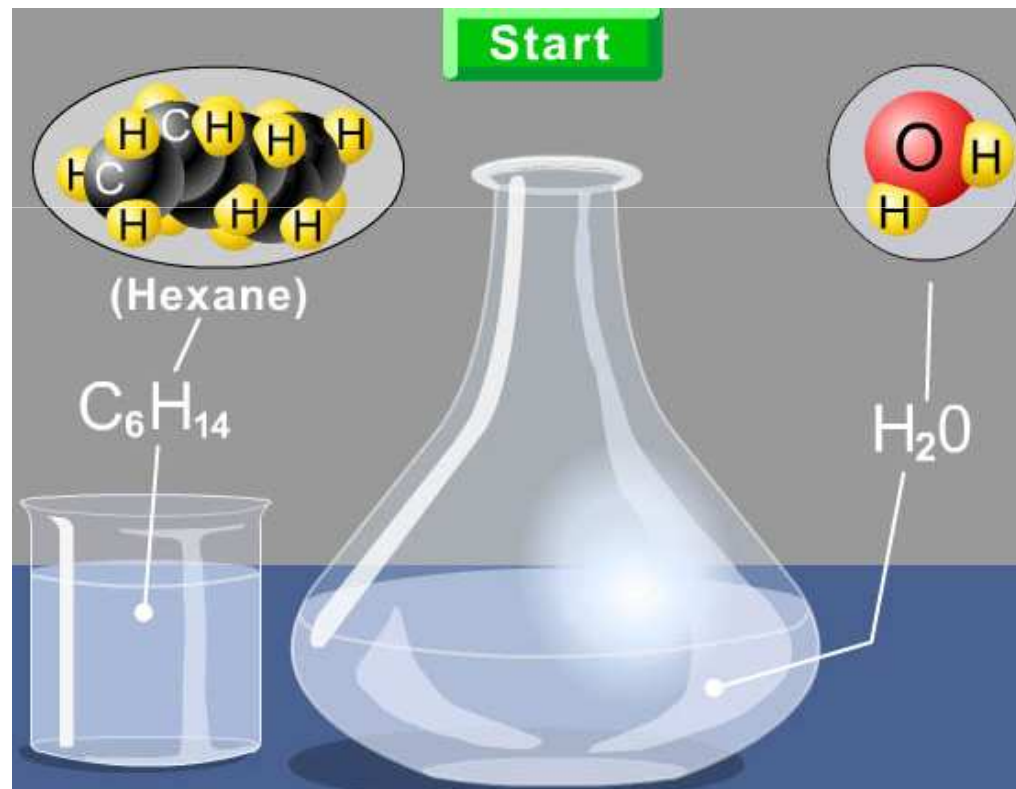
Propiedades de las sustancias

Tipo de sustancia	Tipo de partícula y de enlace	Tipo de unión entre partículas	Propiedades	Ejemplos
Molecular	Moléculas (enlace covalente)	Fuerzas intermoleculares	<ul style="list-style-type: none"> <li>✓ Punto de fusión bajo</li> <li>✓ Punto de ebullición bajo</li> <li>✓ Si son sólidos, son blandos</li> <li>✓ No conducen la corriente eléctrica</li> <li>✓ Generalmente insolubles en agua</li> </ul>	Oxígeno (O <sub>2</sub> ) Yodo (I <sub>2</sub> ) Agua (H <sub>2</sub> O) Amoníaco (NH <sub>3</sub> ) Propano (CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub> )
Covalente	Átomos de no metal (enlace covalente)	Enlace covalente	<ul style="list-style-type: none"> <li>✓ Punto de fusión alto</li> <li>✓ Punto de ebullición alto</li> <li>✓ Duros, pero frágiles</li> <li>✓ No conducen la corriente eléctrica</li> <li>✓ Insolubles en cualquier líquido</li> </ul>	Diamante (C) Sílice (SiO <sub>2</sub> )
Metálica	Átomos de metal (enlace metálico)	Enlace metálico	<ul style="list-style-type: none"> <li>✓ Punto de fusión mediano o alto</li> <li>✓ Punto de ebullición alto</li> <li>✓ Duros, pero maleables</li> <li>✓ Conducen la corriente eléctrica</li> <li>✓ Insolubles en cualquier líquido</li> </ul>	Hierro (Fe) Cobre (Cu) Aluminio (Al)
Iónica	Iones (enlace iónico)	Enlace iónico	<ul style="list-style-type: none"> <li>✓ Punto de fusión alto</li> <li>✓ Punto de ebullición alto</li> <li>✓ Duros, pero frágiles</li> <li>✓ Conducen la corriente eléctrica en estado líquido y en disolución acuosa</li> <li>✓ Generalmente solubles en agua</li> </ul>	Cloruro de sodio (NaCl) Óxido de magnesio (MgO) Carbonato de calcio (CaCO <sub>3</sub> ) Sulfato de potasio (K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> )

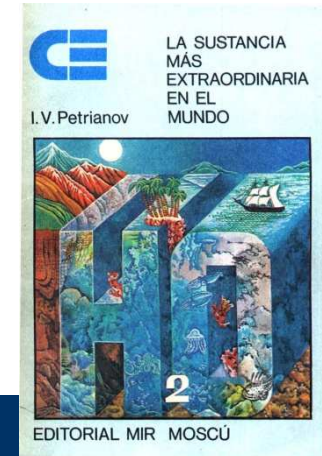
# Disolver azúcar



# Líquidos inmiscibles



# ¡Pero qué rara es el agua!

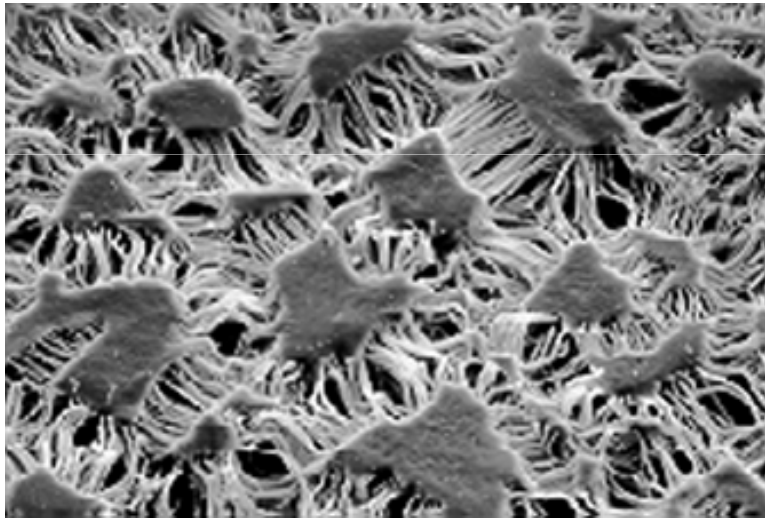


Volumen de exceso



Tensión superficial

# Nuevos materiales



Goretex



Titanio



# Nuevos materiales y salud



Prótesis artificiales  
y Oscar Pistorius

