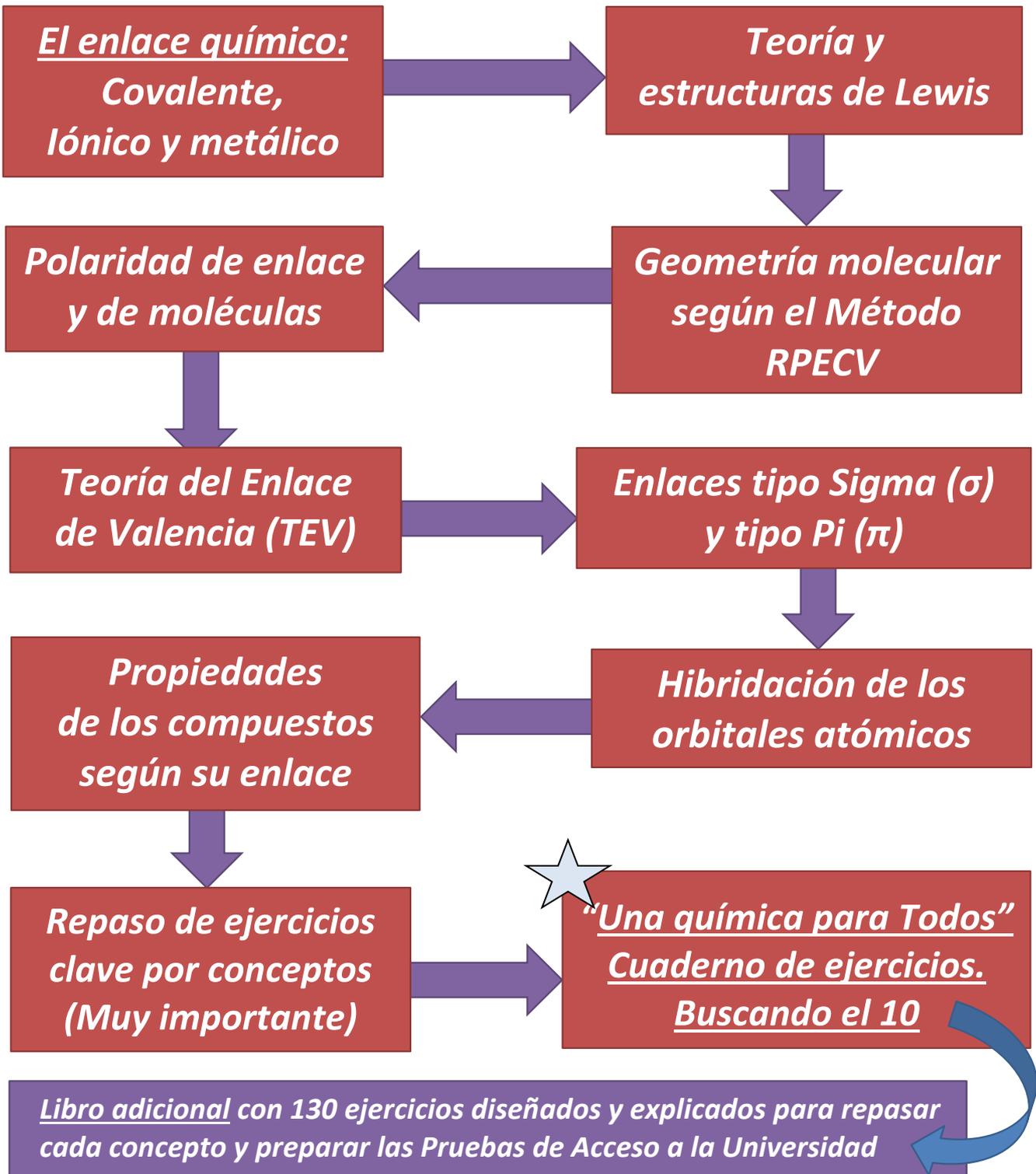


TEMA 4. EL ENLACE QUÍMICO

¿Cómo vamos a estudiar este tema? ¡Sigue el diagrama!



Advertencia: Este tema pertenece al libro “Una química para todos. Tercera edición. Versión ampliada” cuyo contenido se encuentra registrado en la propiedad intelectual, reservándose derechos de autor. De esta manera, no se consentirá el plagio y/o distribución sin consentimiento del propietario.

1. El enlace químico: Covalente, iónico y metálico

Llamamos **enlace químico** a cualquiera de los mecanismos de ligadura o unión química entre átomos.

De esta manera, los átomos enlazados constituyen un sistema **más estable** (por lo tanto también menos energético) que los átomos por separado.

El enlace químico se divide en 3 grandes categorías en función de su mecanismo de unión:



1. Enlace covalente

Su mecanismo de unión se basa en la **compartición de electrones**.

Comparten electrones debido a que **los elementos que se unen tienen una electronegatividad similar** (tendencia a atraer hacia sí los electrones compartidos en un enlace covalente).

Así decimos que este enlace es característico de la **unión entre elementos no metálicos**.

Ejemplo: El enlace que une los átomos de H y Cl en la especie HCl es de tipo covalente. Puede servir de ejemplo cualquiera de las estructuras de Lewis que se exponen a continuación.

2. Enlace iónico

Su mecanismo de unión se basa en la **transferencia de electrones**.

Cuando los elementos tienen electronegatividades muy diferentes, no se unen mediante la compartición de electrones sino mediante la **cesión de electrones desde el elemento menos electronegativo (que formará un catión) al más electronegativo (que formará un anión)**.

Este enlace es característico de la **unión entre elementos metálicos y no metálicos**.

Ejemplo: Cualquiera de la combinación de elementos del grupo 1 y 2 (excepto H y Be que forman enlaces covalentes) con no metales: NaCl, CaO, MgF₂...

3. Enlace metálico

Su mecanismo de unión se basa en **la compartición de electrones, de forma colectiva, entre todos los átomos que componen el metal** (modelo de gas de electrones).

Se da, evidentemente, en los **metales**.

Ejemplo: Cu, Au, Fe...

2. Teoría y estructuras de Lewis

Si recordamos el tema anterior, hemos hablado de que los elementos que componen cada grupo de la tabla periódica tienen idéntica configuración electrónica de la capa más externa (capa de valencia) y son precisamente los electrones de esta capa (electrones de valencia) los que contribuyen a formar el enlace.

Grupo	Electrones de valencia
1	1
2	2
13	3
14	4
15	5
16	6
17	7
18	8
(Excepto He)	→ 2

1	2		13	14	15	16	17	18
H·								·He·
Li·	·Be·		·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	·Ne·
Na·	·Mg·		·Al·	·Si·	·P·	·S·	·Cl·	·Ar·
K·	·Ca·		·Ga·	·Ge·	·As·	·Se·	·Br·	·Kr·
Rb·	·Sr·		·In·	·Sn·	·Sb·	·Te·	·I·	·Xe·
Cs·	·Ba·		·Tl·	·Pb·	·Bi·	·Po·	·At·	·Rn·
Fr·	·Ra·							

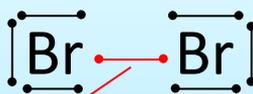
De esta manera, el enlace covalente se forma por compartición de electrones de valencia. El objetivo de esta unión es estabilizar la configuración electrónica de los átomos que se unen y puesto que lo más estable que conocemos son los gases nobles (con 8 electrones en la capa de valencia) lo lógico será que el fin de nuestra unión sea hacer que coincida con la de ellos. Esta tendencia se conoce como la **regla del Octeto**.
(Nota: el H adquiere la configuración estable llegando solo a 2 electrones, la del He).

La estructura de Lewis es la representación de cómo se enlazan esos electrones de valencia (representados por puntos) de cada átomo para formar finalmente un conjunto en el que cada uno de ellos queda rodeado por 8 electrones (regla del octeto).

En esta estructura los electrones pueden estar compartidos formando parte del enlace covalente o bien no compartidos a los que llamamos solitarios o no enlazantes.



Ejemplo de estructura de Lewis (Br₂)



Par de electrones compartidos

Par de electrones solitarios

De esta manera podemos ver que cada átomo de Br comparte uno de los 7 electrones de su capa de valencia con el otro átomo y así cada uno consigue el octeto.

Reglas para las estructuras de Lewis:

Se puede llegar a la estructura de Lewis correcta por simple intuición o incluso porque la recordemos de haberla practicado previamente, pero en caso contrario o en caso de duda os recomiendo que sigáis las siguientes reglas que os pueden servir de guía:

* En caso de especies triatómicas o superiores, debemos elegir un **átomo central**. Éste será el que tiene mayor covalencia (ya que podrá formar mayor número de enlaces con otros átomos). También solemos decir que el átomo central será el menos electronegativo. Por el contrario, algunos como el H siempre ocupan una posición periférica.

* Podemos usar la siguiente ecuación para obtener las estructuras de Lewis:

$$\text{Electrones compartidos} = \text{Electrones necesarios} - \text{Electrones disponibles}$$

$$\text{Electrones solitarios} = \text{Electrones disponibles} - \text{Electrones compartidos}$$

Electrones necesarios: Electrones a los que debe llegar cada elemento (siempre serán 8 menos el Hidrógeno que es 2).

Electrones disponibles: Electrones que tiene cada elemento en la capa de valencia. Si la especie es iónica se quitan o añaden tantos electrones como indica la carga en este apartado.

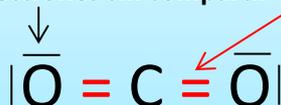
No olvides que tenemos que tener en cuenta en esta fórmula todos los átomos que componen la estructura.



Ejemplo de estructura de Lewis con fórmula (CO₂)

$$\text{Electrones compartidos} = (3 \times 8) - (4 + 6 \times 2) = 24 - 16 = 8 \text{ electrones compartidos (4 enlaces)}$$

$$\text{Electrones solitarios} = 16 - 8 = 8 \text{ electrones sin compartir}$$



De esta manera todos alcanzan 8 en total y se cumple la regla del octeto.

Otros conceptos a tener en cuenta:

* **Hipovalencia:** Incumplimiento de la regla del octeto **por defecto**.

* **Hipervalencia** Incumplimiento de la regla del octeto **por exceso**.

* **Resonancia:** Cuando una especie química puede ser representada por dos o más estructuras equivalentes, **la estructura correcta es una combinación de ellas (híbrido)**.

* **Enlace covalente dativo o coordinado:** Enlace covalente en el cual, **el par de electrones compartidos ha sido proporcionado por uno solo de los átomos implicados**.

Veamos ejemplos de estos conceptos en las siguientes 40 estructuras de Lewis frecuentes:

1) Cl₂ $\overline{\text{Cl}}-\overline{\text{Cl}}$	2) O₂ $\overline{\text{O}}=\overline{\text{O}}$
3) H₂ H-H	4) N₂ $\overline{\text{N}}\equiv\overline{\text{N}}$
5) F₂ $\overline{\text{F}}-\overline{\text{F}}$	6) CO $\overline{\text{C}}\equiv\overline{\text{O}}$
7) CN⁻ $[\overline{\text{C}}\equiv\overline{\text{N}}]^{-}$	8) NO⁺ $[\overline{\text{N}}\equiv\overline{\text{O}}]^{+}$
9) HCl H- $\overline{\text{Cl}}$	10) H₂O H- $\overline{\text{O}}$ -H
11) N₂O $\overline{\text{N}}=\text{N}=\overline{\text{O}}$	12) N₃⁻ $[\overline{\text{N}}=\text{N}=\overline{\text{N}}]^{-}$
13) NO₂⁺ $[\overline{\text{O}}=\text{N}=\overline{\text{O}}]^{+}$	14) HCN H-C $\equiv\overline{\text{N}}$
15) NOCl $\overline{\text{O}}=\overline{\text{N}}-\overline{\text{Cl}}$	16) H₂S H- $\overline{\text{S}}$ -H

17) CS₂ $\overline{\text{S}}=\text{C}=\overline{\text{S}}$	18) OCl₂ $ \overline{\text{Cl}}-\overline{\text{O}}-\overline{\text{Cl}} $
19) Resonancia* SO₂ $[\overline{\text{O}}-\overline{\text{S}}=\overline{\text{O}}] \leftrightarrow [\overline{\text{O}}=\overline{\text{S}}-\overline{\text{O}}]$	20) CO₂ $\overline{\text{O}}=\text{C}=\overline{\text{O}}$
21) Hipovalencia* BF₃ $\begin{array}{c} \overline{\text{F}}-\text{B}-\overline{\text{F}} \\ \overline{\text{F}} \end{array}$	22) PF₃ $\begin{array}{c} \overline{\text{F}}-\text{P}-\overline{\text{F}} \\ \overline{\text{F}} \end{array}$
23) Hipovalencia* BeH₂ $\text{H}-\text{Be}-\text{H}$	24) CH₄ $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
25) Resonancia* NO₂⁻ $[\overline{\text{O}}=\overline{\text{N}}-\overline{\text{O}}]^- \leftrightarrow [\overline{\text{O}}-\overline{\text{N}}=\overline{\text{O}}]^-$	26) Resonancia* O₃ $[\overline{\text{O}}=\overline{\text{O}}-\overline{\text{O}}] \leftrightarrow [\overline{\text{O}}-\overline{\text{O}}=\overline{\text{O}}]$
27) Hipovalencia* BeCl₂ $ \overline{\text{Cl}}-\text{Be}-\overline{\text{Cl}} $	28) Hipovalencia* BH₃ $\begin{array}{c} \text{H}-\text{B}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
29) NH₃ $\begin{array}{c} \text{H}-\overline{\text{N}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	30) CCl₄ $\begin{array}{c} \overline{\text{Cl}} \\ \\ \overline{\text{Cl}}-\text{C}-\overline{\text{Cl}} \\ \\ \overline{\text{Cl}} \end{array}$

<p>31)</p> $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{Cl} \\ \\ \text{H} \end{array}$ <p>CH₃Cl</p>	<p>32)</p> $\left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \uparrow \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} \right]^+$ <p>NH₄⁺ Enlace dativo*</p>
<p>33)</p> $\left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{O}-\text{P}-\text{O} \\ \\ \text{O} \end{array} \right]^{3-}$ <p>PO₄³⁻</p>	<p>34)</p> $\left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{O}-\text{S}-\text{O} \\ \\ \text{O} \end{array} \right]^{2-}$ <p>SO₄²⁻</p>
<p>35) Hipervalencia*</p> $\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{Cl}-\text{P}-\text{Cl} \\ \quad \\ \text{Cl} \quad \text{Cl} \end{array}$ <p>PCl₅</p>	<p>36)</p> $\left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{O}-\text{Cl}-\text{O} \\ \\ \text{O} \end{array} \right]^{-}$ <p>ClO₃⁻</p>
<p>37)</p> $\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{Cl}-\text{C}-\text{Br} \\ \\ \text{Br} \end{array}$ <p>CCl₂Br₂</p>	<p>38)</p> $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ <p>C₂H₂</p>
<p>39)</p> $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}=\text{C}-\text{H} \end{array}$ <p>C₂H₄</p>	<p>40)</p> $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ <p>C₂H₆</p>

3. Geometría molecular según el Método RPECV

Es fundamental entender que la estructura de Lewis es una representación de cómo se enlazan los átomos pero en ningún caso refleja la geometría de la molécula.

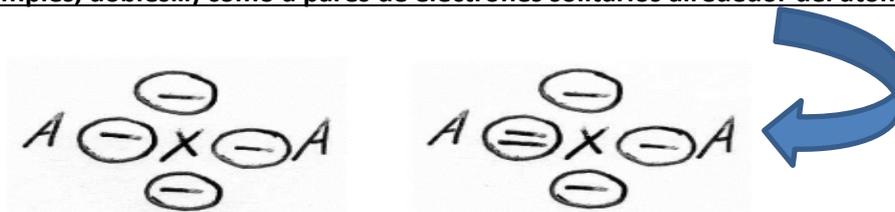
La geometría de una molécula es el resultado de la distribución tridimensional de sus átomos y viene definida por la disposición espacial de los núcleos atómicos.

El método RPECV (Repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia) nos permite predecir la geometría de la molécula y su hipótesis central se basa en que:

“Las nubes electrónicas de los pares de electrones de la capa de valencia que rodean al átomo central se repelen entre sí, adoptando la disposición espacial que minimice la repulsión eléctrica”

Pero... ¿Qué es una nube electrónica?

Primero decir que no son orbitales y que por tanto pueden alojar más de dos electrones. Son regiones de alta densidad electrónica debido tanto a **enlaces covalentes de cualquier orden (simples, dobles...)** como a **pares de electrones solitarios alrededor del átomo central.**

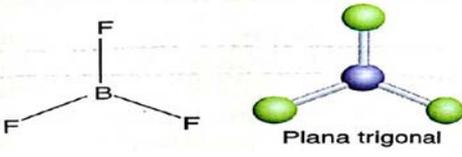
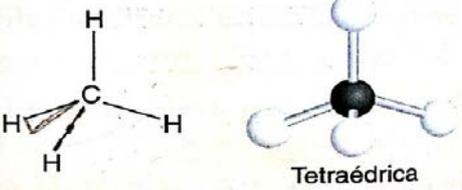
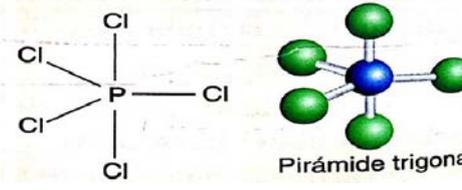


En el hipotético caso de que estas especies pudieran existir, **en ambos ejemplos habría 4 nubes electrónicas alrededor del átomo central: 2 enlazantes y 2 no enlazantes.**

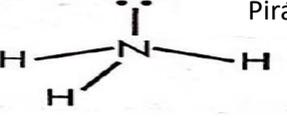
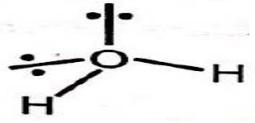
Para contestar correctamente a esta pregunta, deberíamos empezar haciendo mención a la hipótesis central del método RPECV y a continuación añadir el caso específico del que se trate. Os dejo resumidas las más importantes en la tabla de la página siguiente donde:

A= Átomo central
B= Nubes electrónicas enlazantes alrededor del átomo central: (Pares de electrones compartidos de cualquier orden)
E= Nubes electrónicas no enlazantes alrededor del átomo central: (Pares de electrones solitarios)

MOLÉCULAS CUYO ÁTOMO CENTRAL CARECE DE PARES DE ELECTRONES SOLITARIOS

Tipo de Molécula	Nubes electrónicas	Ejemplo	Geometría Molecular	Ángulo de enlace(α)
AB ₂	2 enlazantes	BeCl ₂	 <p align="center">Lineal</p>	180°
AB ₃	3 enlazantes	BF ₃	 <p align="center">Plana trigonal</p>	120°
AB ₄	4 enlazantes	CH ₄	 <p align="center">Tetraédrica</p>	109,5°
AB ₅	5 enlazantes	PCl ₅	 <p align="center">Pirámide trigonal</p>	120° y 90°
AB ₆	6 enlazantes	SF ₆	 <p align="center">Octaédrica</p>	90°

MOLÉCULAS CUYO ÁTOMO CENTRAL TIENE PARES DE ELECTRONES SOLITARIOS

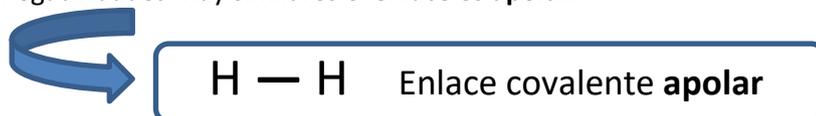
Tipo de Molécula	Nubes electrónicas	Ejemplo	Geometría Molecular	Ángulo de enlace(α)*
AB ₂ E	2 enlazantes 1 no enlazante	SO ₂	 <p align="center">Angular</p>	$\alpha < 120^\circ$
AB ₃ E	3 enlazantes 1 no enlazante	NH ₃	 <p align="center">Pirámide trigonal</p>	$\alpha < 109,5^\circ$
AB ₂ E ₂	2 enlazantes 2 no enlazante	H ₂ O	 <p align="center">Angular</p>	$\alpha < 109,5^\circ$

* α es menor debido a que los pares de electrones solitarios ejercen mayor repulsión y el ángulo se cierra

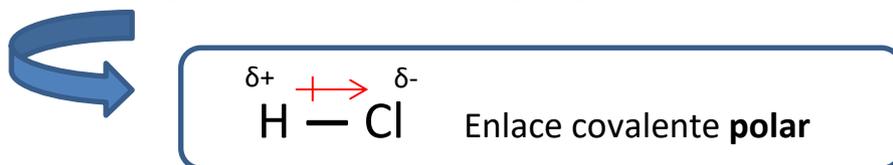
4. Polaridad de enlace y de moléculas

Polaridad de enlace

La polaridad de un enlace viene determinada por la diferencia de electronegatividad existente entre los elementos que lo forman, de manera que si los átomos que se unen tienen electronegatividades muy similares el enlace es **apolar**:



Mientras que si existe una apreciable diferencia de electronegatividad, se dice que el enlace es **polar** debido a que los electrones no se comparten de forma equilibrada y se crean excesos y defectos de carga negativa, es decir dipolos eléctricos. El átomo más electronegativo, atrae más a los electrones compartidos del enlace y queda con un exceso de carga negativa (δ^-) y el menos electronegativo con un defecto de carga negativa (δ^+).



A medida que aumenta la diferencia de electronegatividad, el enlace covalente va adquiriendo **un carácter iónico creciente**. La polaridad del enlace se mide por medio de una magnitud física llamada **momento dipolar** (μ).

Polaridad de moléculas

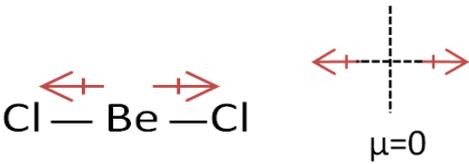
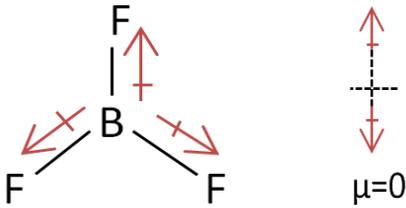
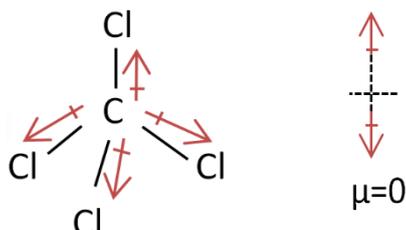
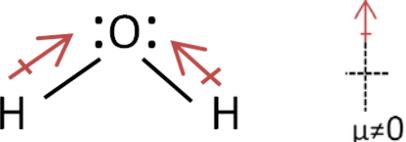
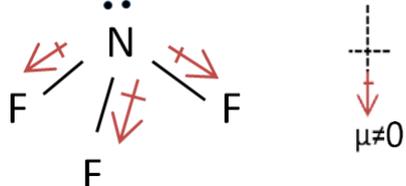
Una molécula diatómica es polar siempre que su enlace covalente lo sea. Así las moléculas diatómicas homonucleares (O_2 , Cl_2 , N_2 ...) son siempre apolares mientras que otras diatómicas como el HBr son polares porque existe diferencia de electronegatividad entre sus átomos.

En el caso de moléculas triatómicas y superiores la presencia de enlaces polares no garantiza que la molécula en conjunto lo sea. Esto es debido a que al tratarse de una magnitud vectorial, **los momentos dipolares de varios enlaces pueden anularse mutuamente**.

Por lo tanto para **estudiar la polaridad de las moléculas** debemos:

- 1) Dibujar la geometría de la molécula. ¡Importante!** Si no dibujamos su geometría sino solo la estructura de Lewis podemos equivocarnos fácilmente.
- 2) Dibujar los momentos dipolares individuales de los enlaces** (dirigido desde el elemento menos electronegativo hacia el más electronegativo) y sumarlos vectorialmente para obtener el momento dipolar total. **Si la suma es 0, la molécula es apolar, de lo contrario es polar.**
- 3) Como factor secundario, la presencia de pares de electrones no enlazantes en el átomo central (acumulación de carga negativa) acrecienta o debilita el efecto polar.**

- Estudia la polaridad de las siguientes moléculas: BeCl_2 , BF_3 , CCl_4 , H_2O , NF_3

<p>BeCl_2</p> 	<p>Molécula Apolar. Aunque tiene enlaces polares, los momentos dipolares individuales se anulan por la propia geometría de la molécula y el momento dipolar total es 0.</p>
<p>BF_3</p> 	<p>Molécula Apolar. Aunque tiene enlaces polares, los momentos dipolares individuales se anulan por la propia geometría de la molécula y el momento dipolar total es 0.</p>
<p>CCl_4</p> 	<p>Molécula Apolar. Aunque tiene enlaces polares, los momentos dipolares individuales se anulan por la propia geometría de la molécula y el momento dipolar total es 0.</p>
<p>H_2O</p> 	<p>Molécula polar. Los momentos dipolares individuales se refuerzan y se dirigen hacia el O. Los pares de electrones solitarios del oxígeno en el mismo sentido que el vector resultante aumentan el efecto polar.</p>
<p>NF_3</p> 	<p>Molécula polar. Los momentos dipolares individuales se refuerzan y se dirigen hacia los F. Los pares de electrones solitarios del N en el sentido opuesto al vector resultante disminuyen el efecto polar.</p>

6. Enlaces tipo Sigma (σ) y tipo Pi (π)

Existen dos posibilidades de solapamiento de orbitales:

Enlace σ : Enlace formado por **solapamiento frontal** de orbitales.

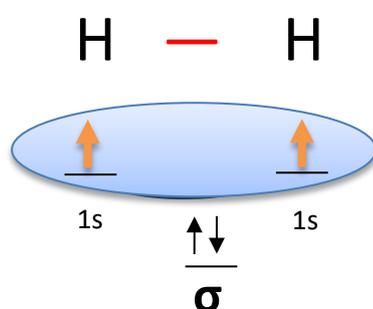
Enlace π : Enlace formado por **solapamiento lateral** de orbitales.

Lo vamos a entender mejor con la pregunta que se ha repetido en las PAU varias veces:

- Indica, razonadamente, cuántos enlaces π y σ hay en las moléculas: H_2 , O_2 y N_2

a) H_2

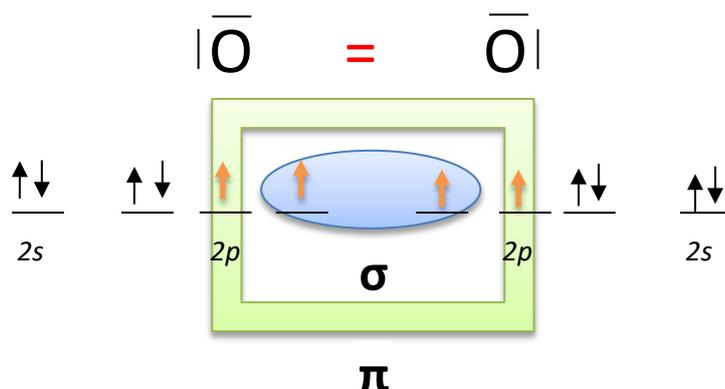
$H \rightarrow 1s^1$



Cada átomo de Hidrógeno presenta 1 solo electrón desapareado en un orbital tipo 1s. La unión entre los dos átomos de Hidrógeno tiene lugar al solaparse frontalmente mediante enlace σ dichos orbitales (**1 enlace tipo σ**)

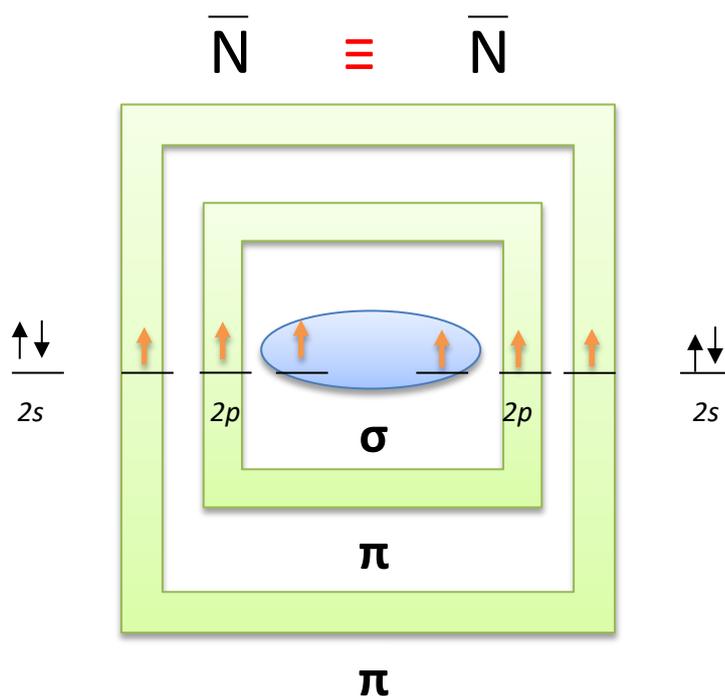
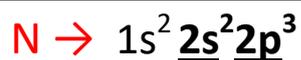
b) O_2

$O \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$



Cada átomo de Oxígeno presenta 2 electrones desapareados en dos orbitales tipo 2p. La unión entre los dos átomos de oxígeno tiene lugar al solaparse frontalmente mediante enlace σ un orbital 2p de cada uno de ellos y al solaparse lateralmente mediante enlace π el otro orbital 2p restante de cada uno de ellos. (**1 σ + 1 π**)

c) N₂



Cada átomo de Nitrógeno presenta tres electrones desapareados en tres orbitales tipo 2p. La unión entre los dos átomos de Nitrógeno tiene lugar al solaparse frontalmente mediante enlace σ un orbital 2p de cada uno de ellos. El resto de los orbitales 2p se solapan lateralmente originando dos enlaces tipo π . (1 σ + 2 π)

Conclusión práctica: Los **enlaces simples** se forman siempre por solapamiento frontal mediante **enlace tipo σ** y puesto que no puede haber más de un solapamiento frontal, los **enlaces múltiples** se formarán, primero, por dicho **solapamiento frontal σ** y el resto por **solapamientos laterales de los orbitales restantes mediante enlaces π** .

(Nota: Los dibujos anteriores están hechos para que os hagáis fácilmente una idea mental del concepto pero es más correcto dibujar la forma de los orbitales, ya sabéis, los “floripondios”).

7. Hibridación de los orbitales atómicos

Ya hemos visto que la TEV justifica la formación del enlace por medio del solapamiento de dos orbitales atómicos que contienen electrones desapareados. Pero en numerosos casos la utilización de orbitales atómicos no justifica la realidad de la molécula. Para justificar este aspecto, esta teoría utiliza como herramienta fundamental el concepto de orbital híbrido.

La hibridación es el proceso mediante el cual orbitales atómicos puros se combinan entre sí, transformándose en otros orbitales diferentes denominados orbitales híbridos (OH):

- Se forman tantos OH como orbitales atómicos puros se combinen.
- Todos los OH son idénticos en forma y energía.
- Los OH son muy direccionales y los enlaces que se obtiene con ellos son más fuertes.

Veamos ejemplos de los siguientes tipos de hibridación: sp , sp^2 , sp^3

* Hibridación sp (ejemplo $BeCl_2$):

La configuración electrónica del átomo central (Be) es $1s^2 2s^2$. La falta de electrones desapareados impide, en apariencia, la formación de enlaces; pero, la cercanía energética de los orbitales $2s$ y $2p$ permite la promoción electrónica de un orbital a otro de esta manera:



Ahora el átomo de Be sí puede formar dos enlaces covalentes con sendos átomos de Cl. Sin embargo, los dos enlaces Be-Cl no serán idénticos, ya que no solapa de la misma manera un orbital tipo s que un orbital tipo p . Aquí reside el problema, ya que los datos experimentales revelan que ambos enlaces sí que son idénticos.

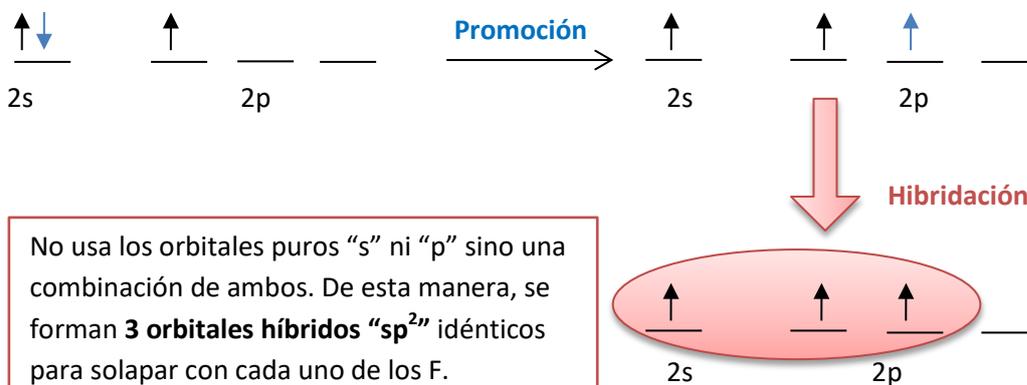
La TEV resuelve la cuestión suponiendo que el átomo de Be no usa los orbitales atómicos puros $2s$ y $2p$, sino **orbitales híbridos**, que proceden de la combinación de ambos. De esa manera, los nuevos orbitales se denominan **orbitales híbridos sp** .



No usa los orbitales puros " s " ni " p " sino una combinación de ambos. De esta manera, se forman **2 orbitales híbridos " sp "** idénticos para solapar con cada uno de los Cl.

*** Hibridación sp^2 (ejemplo BF_3):**

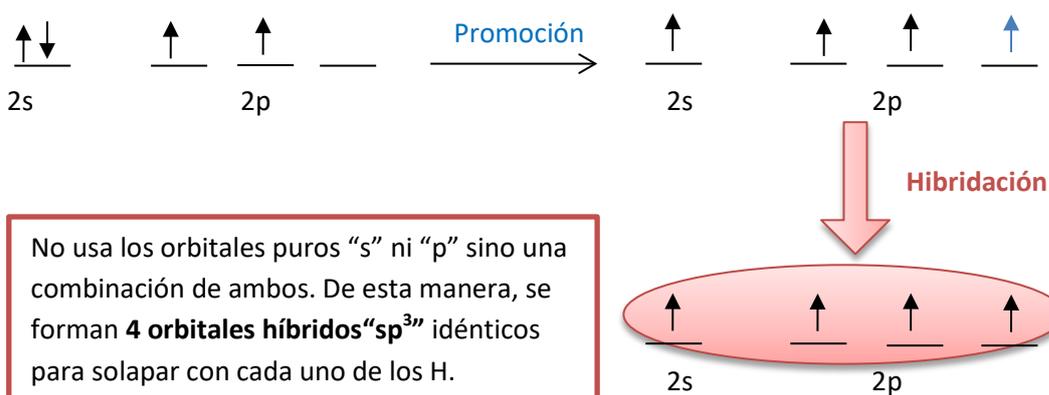
De forma análoga al caso anterior pero con el B como átomo central: $1s^2 \underline{2s^2} \underline{2p^1}$



No usa los orbitales puros "s" ni "p" sino una combinación de ambos. De esta manera, se forman **3 orbitales híbridos " sp^2 "** idénticos para solapar con cada uno de los F.

*** Hibridación sp^3 (ejemplo CH_4):**

De forma análoga al caso anterior pero con el C como átomo central: $1s^2 \underline{2s^2} \underline{2p^2}$



No usa los orbitales puros "s" ni "p" sino una combinación de ambos. De esta manera, se forman **4 orbitales híbridos " sp^3 "** idénticos para solapar con cada uno de los H.

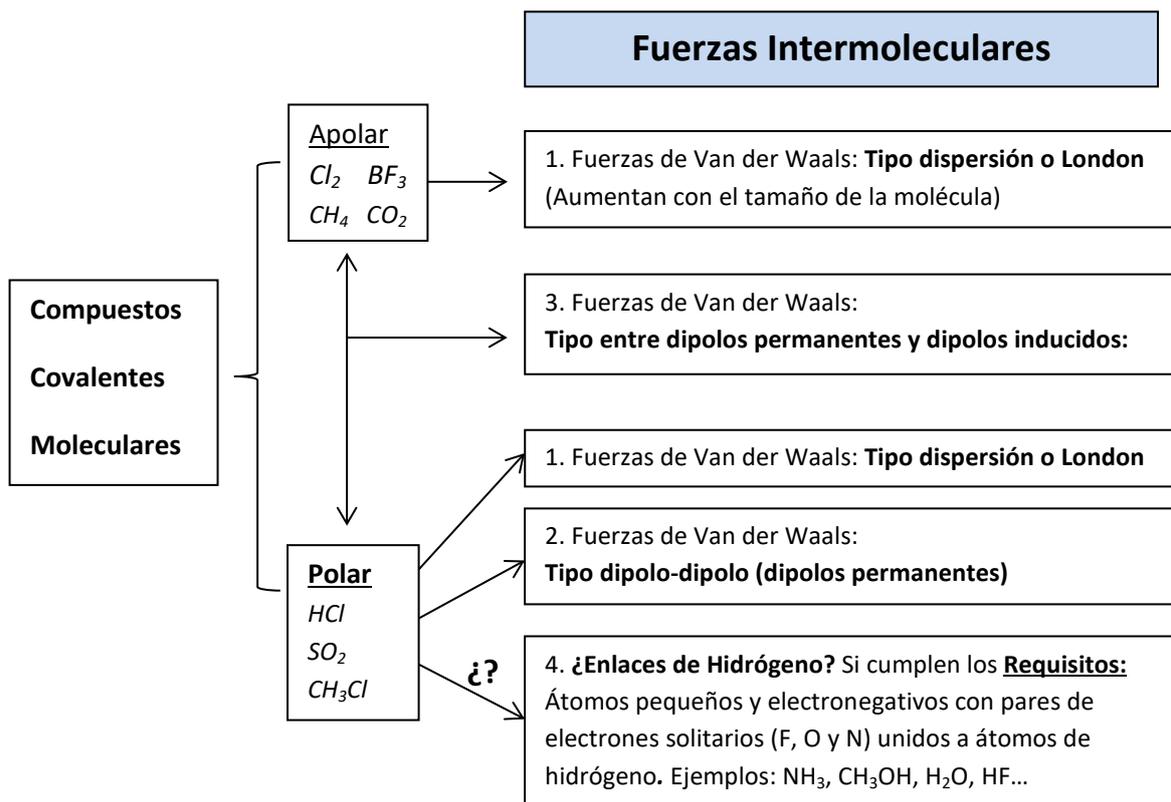
Conclusión práctica: Si únicamente se pide indicar (no justificar) la hibridación del átomo central, es muy práctico conocer esta pequeña tabla de correspondencia entre nubes electrónicas e hibridación del átomo central:

Nubes electrónicas	Hibridación del átomo central
2	sp
3	sp^2
4	sp^3
5	sp^3d
6	sp^3d^2

8. Propiedades de los compuestos según enlace

1.1. Compuestos covalentes moleculares

Este grupo de compuestos están formados por átomos (unidos entre sí por enlaces covalentes) que forman moléculas (unidas entre sí por un tipo de interacción llamadas **fuerzas intermoleculares**). **Las fuerzas intermoleculares se caracterizan por ser débiles**, a diferencia del enlace covalente que requiere bastante energía para romperlo. Las podemos clasificar así:



Vamos a explicar cada una de los tipos de **fuerzas intermoleculares** expuestas en el esquema:

1. Fuerzas de Van der Waals: Tipo dispersión o London

¿Cómo es posible que interaccionen dos moléculas que son apolares? La mecánica cuántica lo explica al contemplar la existencia de fluctuaciones muy rápidas que provocan asimetría en la distribución de la carga eléctrica de la molécula. Esto ocasiona la aparición de un momento dipolar (dipolo instantáneo) que provoca la formación de dipolos inducidos en las moléculas vecinas. Este tipo de interacción intermolecular son las fuerzas de dispersión o de London.

Se encuentran presentes en todas las moléculas y son las únicas que pueden existir en las moléculas apolares. Estas fuerzas crecen cuanto mayor es el tamaño de la molécula.

(Si miras la tabla periódica podrás ver que la masa molecular es mayor cuanto mayor es el número atómico, de esta manera podemos saber fácilmente el compuesto que tiene las fuerzas de dispersión más intensas).

2. Fuerzas de Van der Waals: Tipo dipolo-dipolo (dipolos permanentes)

Se dan en moléculas polares, por lo que a las fuerzas de dispersión (siempre presentes) se les añade este nuevo tipo de fuerza debido a la propia polaridad de las moléculas (dipolos permanentes). Estas fuerzas crecen cuanto más polar sea la molécula (es decir, cuanto más diferencia de electronegatividad exista entre los átomos que formen la molécula).

Nota: En moléculas de masa muy diferente, las fuerzas de dispersión predominarían sobre los dipolos permanentes, y en moléculas de masa parecida predominarían estos últimos.

Esto quiere decir que podemos encontrar ejemplos de moléculas apolares cuyo tamaño sea tan grande que sus fuerzas de London sean más intensas que el conjunto de fuerzas intermoleculares de moléculas polares. Por ejemplo, al comparar moléculas como Br₂ y HBr:

El Br₂ (apolar) cuenta con una masa casi doble que el HBr (polar). De esta manera, las fuerzas intermoleculares del Br₂ son más intensas aun cuando sólo sean de London.

3. Fuerzas de Van der Waals: Tipo entre dipolos permanentes y dipolos inducidos:

Se forman entre moléculas polares y apolares. La presencia de moléculas polares provoca la aparición de dipolos inducidos en las moléculas inicialmente apolares.

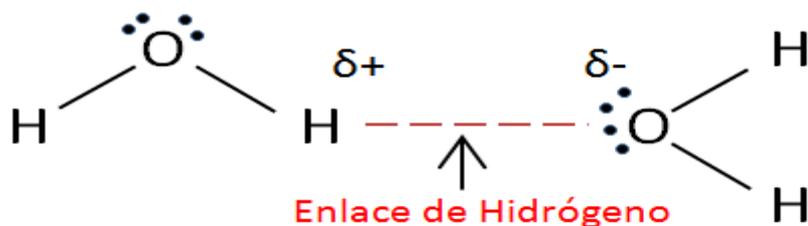
Ej. Entre HCl (dipolo permanente) y Cl₂ (dipolo inducido).

4. Enlaces o puentes de hidrógeno:

Es un caso extremo de interacción dipolar (este enlace tiene una fuerza intermedia entre el enlace de Van der Waals y el enlace covalente).

Requisitos para formarlo: Átomos pequeños y electronegativos con pares de electrones solitarios (F, O y N) unidos a átomos de hidrógeno

De esta manera, el enlace se produce por la fuerte atracción eléctrica entre el H y los electrones solitarios pertenecientes al átomo pequeño, electronegativo de la molécula vecina.



Ahora que ya hemos hablado del tipo de interacción que existe entre las moléculas, podemos justificar adecuadamente las **propiedades de los compuestos covalentes moleculares:**

Punto de fusión y ebullición

Al alcanzar las temperaturas de fusión y ebullición se produce en el compuesto un cambio de estado físico, que requiere la rotura de las fuerzas intermoleculares. Como ya hemos dicho que éstas suelen ser débiles, es lógico pensar que presentan **puntos de fusión y ebullición bajos**.

De ello podemos deducir que los compuestos covalentes moleculares cambian de estado a bajas temperaturas y en consecuencia la **mayor parte de estas sustancias son gases o líquidos a temperatura ambiente**. Sin embargo, si las fuerzas intermoleculares que las mantienen unidas son intensas, pueden permanecer en estado sólido en algunos casos. Por ejemplo, el I_2 , en el que el mayor tamaño de la molécula con respecto a los de su grupo hace que tenga unas intensas fuerzas de London, que le permite estar en estado sólido a temperatura ambiente, mientras que el Br_2 (con menor tamaño y fuerzas de London más débiles) se encuentra líquido.

También debemos tener en cuenta la presencia de enlaces de Hidrógeno, por ejemplo en el H_2O , que le confieren unos puntos de fusión y ebullición más elevados de los esperados y le permiten estar en estado líquido a temperatura ambiente mientras que compuestos similares, como el H_2Te , son gaseosos (aun teniendo mayor masa molecular).

Solubilidad:

Compuestos apolares (CH_4 , C_2H_6 ...) son prácticamente insolubles en disolventes polares (como el agua) pero **se disuelven bien en disolventes no polares** (éter, benceno, tetracloruro de carbono...) mientras que las **sustancias polares** (HCl , NH_3 , alcoholes) **son más solubles en compuestos polares** (como el agua) sobre todo si pueden formar enlaces de hidrógeno.

Esto se debe a que la disolución es posible cuando las fuerzas de atracción que ejercen las moléculas del soluto y las del disolvente son de naturaleza e intensidad similar y se pueden intercambiar.

Conductividad eléctrica y térmica:

No conducen ni la electricidad ni el calor ya que los electrones permanecen vinculados a los átomos que participan en los enlaces.

Nota: Ciertas sustancias moleculares gaseosas como el HCl pueden producir disoluciones electrolíticas. En este caso, la presencia de las moléculas polares del agua origina la rotura asimétrica del enlace $H-Cl$, con la consiguiente formación de los iones hidratados H^+ y Cl^- que pueden permitir el paso de la corriente eléctrica por la disolución.

Otras:

Los compuestos moleculares que se encuentran en estado sólido suelen tener una dureza baja y otras propiedades mecánicas poco acentuadas.

1.2. Compuestos covalentes atómicos (cristales covalentes)

En este segundo grupo de sustancias covalentes, al que pertenecen las dos formas cristalinas del carbono puro (grafito y diamante), el cuarzo (SiO_2) y el corindón (Al_2O_3), **no hay moléculas**.

Podemos imaginarlo como una sola y gigantesca molécula en la que todos los átomos que la constituyen están unidos entre sí por fuertes enlaces covalentes, lo que les va a conferir sus **propiedades características**:

Punto de fusión y ebullición:

Muy altos (algunos de ellos los más altos que se conocen). Ello hace que sean sólidos a temperatura ambiente. Se debe a que para separar los átomos de la red, es necesario romper los fuertes enlaces covalentes, lo que requiere mucha energía.

Solubilidad:

Insolubles en todo tipo de disolventes, tanto polares como apolares. La disolución requiere romper enlaces covalentes y eso solo puede conseguirse mediante una reacción química.

Conductividad eléctrica y térmica:

No conducen la electricidad ni el calor ya que no hay electrones libres. Los electrones de valencia están fijos y localizados en los fuertes enlaces covalentes, con excepción del grafito, que al tener electrones deslocalizados, lo convierte en un aceptable conductor eléctrico.

Otras:

Presentan una **gran dureza y rigidez**. La estructura del enlace covalente no permite la deformación y sometidos a grandes tensiones se fracturan.

2. Compuestos metálicos (Cu, Au, Na, Li, etc.)

Modelo de gas de electrones:

Los átomos del metal ionizados por la pérdida de sus electrones de valencia se han convertido en cationes de forma esférica que forman una red tridimensional ordenada y compacta que crea un campo de atracción electrónica.

De esta manera, los electrones de valencia (que ya no pertenecen a cada átomo sino al conjunto) rodean la red catiónica como si fuera un gas de electrones que se mueve libremente dentro de la red pero no puede escapar de ella por su potencial eléctrico atractivo.

Este modelo debéis mencionarlo para poder justificar las propiedades de los metales:

Punto de fusión y ebullición:

Son variables pero **la mayoría son altos.**

Solubilidad:

Insolubles en disolventes polares o apolares, pero **se disuelven los unos en los otros** formando aleaciones metálicas y amalgamas (con mercurio).

Conductividad eléctrica y térmica:

Excelentes conductores como justifica el modelo de gas de electrones, donde los electrones moviéndose libremente permiten el paso de la corriente eléctrica y el calor.

Otras:

Dureza media o baja y **buenas propiedades mecánicas: Son elásticos, dúctiles y maleables.**

Expulsan electrones cuando son calentados o expuestos a luz de alta energía (efecto fotoeléctrico).

Bien pulidos, muestran un brillo característico.

3. Compuestos iónicos (NaCl, CaO, MgCl₂...)

Punto de fusión y ebullición:

En este tipo de compuestos, un enorme número de cationes y aniones se atraen mutuamente, dando lugar a una estructura tridimensional ordenada de iones llamada cristal iónico.

Esta perfecta ordenación justifica que suelen encontrarse en **estado sólido a temperatura ambiente, con puntos de fusión y ebullición medios y altos** (aunque no tanto como los cristales covalentes) dependiendo de su energía reticular.

Es decir, la energía reticular es la magnitud fundamental que indica la fortaleza del cristal iónico y se puede definir como la energía que debe aportarse para disgregar un mol de cristal iónico y transformarlo en iones aislados en fase gaseosa.

Cuanto mayor es la energía reticular, mayores serán los puntos de fusión y ebullición.

Solubilidad:

Solubles en líquidos muy polares, como el agua. El agua, al ser una molécula polar, puede “introducirse” en la estructura reticular del cristal, “desmoronarla” y solvatar los iones.

¡Aquí debemos tener cuidado! Piensa que el compuesto será más soluble cuanto menor sea la energía reticular, ya que de esta manera al agua le costará menos trabajo separar las cargas.

Conductividad eléctrica y térmica:

Los requisitos generales para ser conductores son que **existan cargas y que haya libertad de movimiento entre ellas.**

De esta manera, **en estado sólido los compuestos iónicos no son conductores** debido a que sus iones están ordenados y fijos fuertemente en la estructura iónica.

Sin embargo, **fundidos o en disolución sí son conductores** porque las cargas ahora sí que pueden moverse libremente permitiendo el paso de la corriente eléctrica y térmica.

Otras:

Son duros pero quebradizos. La fragilidad se debe a que un ligero desplazamiento de los planos iónicos provoca repulsiones electrostáticas, con la siguiente fractura del cristal.

Es decir, al contrario de lo que pasaba en el caso de los metales.

Y por último la pregunta estrella: Sabemos que las propiedades de los compuestos iónicos dependen de su energía reticular pero... Si nos ponen a comparar las propiedades de dos compuestos iónicos ¿Cómo sabemos quién tiene mayor o menor energía reticular?

¡Y aquí la respuesta! La energía reticular se puede calcular mediante el ciclo de Born-Haber pero no va a ser el caso de este tipo de ejercicios teóricos... así que también la podemos valorar a partir de los siguientes factores: a) La carga de los iones b) la distancia de separación entre las cargas c) la distribución espacial de los iones.

De los cuales vamos a tener en cuenta a) y b) que se relacionan por la ley de Coulomb:

$$F = K \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{d^2}$$

$q_1, q_2 =$ Cargas de los iones
 $d =$ Distancia de separación entre las cargas

De esta ecuación deducimos que, iones pequeños y con carga elevada presentan mayor energía reticular ya que de esta manera la atracción entre los iones será mayor.

- Vamos a comparar la energía reticular y propiedades de: **MgCl₂, CaCl₂, NaF, NaBr**

MgCl₂ y CaCl₂ al tener mayor carga tendrán mayores energías reticulares que los otros dos.

A su vez entre ellos mismos, al ser el radio del Mg menor que el del Ca podemos afirmar que MgCl₂ tendrá mayor energía reticular y en consecuencia mayor punto de fusión y ebullición y menor solubilidad.

Con respecto al NaF y NaBr (con la misma carga y menor que los anteriores) también recurrimos al tamaño. El radio del Br es mayor que el del F por lo que el NaBr será el que tenga la menor energía reticular de todas y en consecuencia el menor punto de fusión y ebullición aunque la mayor solubilidad de todos. En resumen:

Energía reticular	MgCl ₂ > CaCl ₂ > NaF > NaBr
Punto de fusión/ebullición	MgCl ₂ > CaCl ₂ > NaF > NaBr
Solubilidad	NaBr > NaF > CaCl ₂ > MgCl ₂

Una vez finalizado el tema, es la hora de practicar un poco con los siguientes ejercicios clave para asegurarnos una excelente nota... **¡¡¡Demuestra lo que sabes!!!** 😊 😊 😊 😊

9. REPASO DE EJERCICIOS CLAVE POR CONCEPTOS

!!! Demuestra lo que sabes !!!

Concepto de repaso:

Estructura de Lewis, geometría según la TRPECV, polaridad e hibridación

1. Establezca la estructura de Lewis, geometría según la TRPECV, polaridad e hibridación de:

a) BeH_2

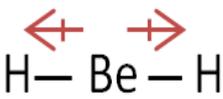
b) BCl_3

c) CH_3Cl

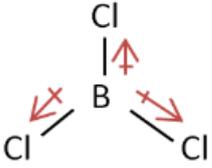
d) H_2S

e) PF_3

a) BeH_2

ESTRUCTURA DE LEWIS	GEOMETRÍA
$\text{H} - \text{Be} - \text{H}$	Molécula tipo AB_2 2 nubes electrónicas enlazantes Geometría lineal $\alpha = 180^\circ$
POLARIDAD	HIBRIDACIÓN
 <p>Aunque tiene enlaces polares, los momentos dipolares individuales se anulan por la geometría de la molécula. Molécula apolar ($\mu = 0$)</p>	Se forman 2 orbitales híbridos tipo sp para solapar con cada uno de los átomos de H. Enlaces tipo sigma.

b) BCl_3

ESTRUCTURA DE LEWIS	GEOMETRÍA
$\begin{array}{c} \overline{\text{Cl}} - \text{B} - \overline{\text{Cl}} \\ \\ \overline{\text{Cl}} \end{array}$	Molécula tipo AB_3 3 nubes electrónicas enlazantes Geometría plana trigonal $\alpha = 120^\circ$
POLARIDAD	HIBRIDACIÓN
 <p>Aunque tiene enlaces polares, los momentos dipolares individuales se anulan por la geometría de la molécula. Molécula apolar ($\mu = 0$)</p>	Se forman 3 orbitales híbridos tipo sp^2 , para solapar con cada uno de los átomos de Cl. Enlaces tipo sigma.

c) CH₃Cl

ESTRUCTURA DE LEWIS	GEOMETRÍA
	Molécula tipo AB₄ 4 nubes electrónicas enlazantes Geometría Tetraédrica $\alpha = 109,5^\circ$
POLARIDAD	HIBRIDACIÓN
<p>Al ser el cloro más electronegativo que los H, los momentos dipolares individuales no se anulan y se crean polos. Molécula polar ($\mu \neq 0$)</p>	Se forman 4 orbitales híbridos tipo sp³ para solapar con cada uno de los átomos de H y de Cl. Enlaces tipo sigma.

d) H₂S

ESTRUCTURA DE LEWIS	GEOMETRÍA
	Molécula tipo AB₂E₂ : 2 nubes electrónicas enlazantes 2 nubes electrónicas no enlazantes Geometría angular $\alpha < 109,5^\circ$
POLARIDAD	HIBRIDACIÓN
<p>Los momentos dipolares individuales se refuerzan y se dirigen hacia el S. Los pares de electrones solitarios del azufre en el mismo sentido que el vector resultante aumentan el efecto polar. Molécula polar ($\mu \neq 0$)</p>	Se forman 4 orbitales híbridos tipo sp³ , dos de los cuales solapan con cada uno de los átomos de H y los otros dos albergan los electrones solitarios. Enlaces tipo sigma.

e) PF₃

ESTRUCTURA DE LEWIS	GEOMETRÍA
	Molécula tipo AB₃E 3 nubes electrónicas enlazantes 1 nube electrónica no enlazante Geometría Pirámide trigonal $\alpha < 109,5^\circ$
POLARIDAD	HIBRIDACIÓN
<p>Los momentos dipolares individuales se refuerzan y se dirigen hacia los F. Los pares de electrones solitarios del P en el sentido opuesto al vector resultante disminuyen el efecto polar. Molécula polar ($\mu \neq 0$)</p>	Se forman 4 orbitales híbridos tipo sp³ , tres de los cuales solapan con cada uno de los átomos de F y el otro alberga los electrones solitarios. Enlaces tipo sigma.

Concepto de repaso: Clasificación de los compuestos según su enlace

2. a) Clasifica los siguientes compuestos en función del tipo de enlace que presenten en: covalentes (moleculares o atómicos), metálicos e iónicos.

CH ₃ Cl	Hg	NaBr	CO ₂	O ₂	CsI	C ₂ H ₂	MgO	H ₂ S
HF	CaCl ₂	Au	CH ₃ OH	Cu	Zn	Pb	BeF ₂	Mg
C (grafito)	KF	NH ₃	SiO ₂ (cuarzo)	MgCl ₂	PCl ₃	CaS	Al	Al ₂ O ₃ (corindón)

b) Elabora una tabla en la que se reflejen las fuerzas intermoleculares de los compuestos covalentes moleculares del ejercicio anterior.

Covalente		Iónico	Metálico
Molecular	Atómico		
CH ₃ Cl CO ₂ O ₂ C ₂ H ₂ H ₂ S HF CH ₃ OH BeF ₂ NH ₃ PCl ₃	C (grafito) SiO ₂ (cuarzo) Al ₂ O ₃ (corindón)	NaBr CsI MgO CaCl ₂ KF MgCl ₂ CaS	Hg Au Cu Zn Pb Mg Al

Fuerzas intermoleculares		
Fuerzas de Van der Waals		Enlaces de Hidrógeno
En moléculas apolares: Tipo dispersión (London)	En moléculas polares: Tipo dipolo-dipolo (dipolos permanentes)	En moléculas polares con átomos pequeños y electronegativos con pares de electrones solitarios (F, O y N) unidos a átomos de hidrógeno.
CO ₂ O ₂ C ₂ H ₂ BeF ₂	CH ₃ Cl H ₂ S PCl ₃	HF CH ₃ OH NH ₃

3. **Compuestos covalentes (moleculares):**

- a) ¿Pueden los compuestos covalentes conducir la corriente eléctrica?
- b) ¿Cómo son los puntos de fusión de los compuestos covalentes moleculares?
- c) ¿Cuál tiene el punto de fusión más alto, etano o etanol? ¿Cuál es más soluble en agua?
- d) ¿Puede el NH_3 o el BeH_2 formar enlaces de Hidrógeno?
- e) Indica las fuerzas intermoleculares que actúan en las siguientes moléculas: N_2 , H_2S , CH_3OH .
- f) ¿Por qué a 25°C y 1 atm el agua es un líquido y el sulfuro de hidrógeno es un gas?
- g) Razona cuál tiene mayor punto de ebullición: CH_4 o C_2H_6 .

a) Los compuestos covalentes **no conducen la electricidad** ya que sus electrones permanecen vinculados a los átomos que participan en los enlaces covalentes.

b) Para fundir un compuesto covalente molecular es necesario la rotura de sus fuerzas intermoleculares. Como estas son generalmente débiles, presentarán **puntos de fusión bajos**.

c) El etano es un compuesto covalente molecular apolar cuyas moléculas están unidas por fuerzas de dispersión, mientras que el etanol es un compuesto molecular polar que puede formar enlaces de hidrógeno. Ello le otorgará **mayor punto de fusión al etanol sobre el etano**.
El etano (apolar) **no se disolverá en el agua** (polar) mientras que **el etanol** al ser polar, **sí**.

d) Los requisitos para formar enlaces de hidrógeno consisten en tener átomos pequeños y electronegativos (F, O, N) con electrones solitarios y unidos a átomos de Hidrógeno.
Dichos requisitos los cumple el NH_3 pero no el BeH_2 .

e) N_2 al ser apolar: **Fuerzas de dispersión**; H_2S al ser polar: **Fuerzas de dispersión y fuerzas de dipolo permanente**; CH_3OH al ser polar, **posee las anteriores y además enlaces de Hidrógeno**.

f) El H_2O se mantiene líquida a 25°C debido a la **presencia de enlaces de Hidrógeno** entre sus moléculas que le concede un punto de ebullición mayor que al H_2S que **no tiene estas fuerzas**.

g) Ambos son compuestos covalentes moleculares apolares por lo que sus moléculas están unidas por fuerzas de dispersión. Estas fuerzas crecen conforme al tamaño de la molécula, por lo tanto C_2H_6 al tener mayor masa poseerá fuerzas más intensas y **mayor punto de ebullición**.

Concepto de repaso: Propiedades de los compuestos según su enlace (II)

4. Compuestos metálicos:

- a) ¿Puede el Cu conducir la corriente eléctrica?
- b) ¿Cómo son los puntos de fusión de los compuestos metálicos?
- c) ¿Puede un metal estirarse en hilos o láminas?

- a) Si, los metales son excelentes conductores como justifica el **modelo de gas de electrones**, en el que los electrones se mueven libremente permitiendo el paso de la corriente eléctrica.
- b) Son variables pero la mayoría son altos.
- c) Si, ya que poseen **buenas propiedades mecánicas: Son elásticos, dúctiles y maleables.**

Concepto de repaso: Propiedades de los compuestos según su enlace (III)

5. Compuestos iónicos

- a) ¿Puede el NaCl en estado sólido conducir la electricidad? ¿Y fundido o en disolución?
- b) ¿Cómo son los puntos de fusión de los compuestos iónicos?
- c) Razona el compuesto con mayor energía reticular, punto de fusión y solubilidad: NaF, KF, LiF.
- d) Razona el compuesto con mayor energía reticular, punto de fusión y solubilidad: CsI o CaO.

- a) Los requisitos para conducir la electricidad son que existan cargas y libertad de movimiento entre ellas. De esta manera, en estado sólido, **el NaCl no es conductor** ya que sus iones están ordenados y fijos fuertemente en la estructura iónica. Sin embargo, **el NaCl fundido o en disolución, sí sería conductor** ya que las cargas ahora sí que pueden moverse libremente.
- b) Sus puntos de fusión **son medios y altos** debido a la gran ordenación de los iones que forman el cristal y **serán mayores cuanto mayor sea la energía reticular** que determina su fortaleza.
- c) De la ley de Coulomb $F = K \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{d^2}$ deducimos que iones pequeños y con carga elevada presentan mayor energía reticular ya que la atracción entre dichos iones será mayor. Como NaF, KF y LiF tienen la misma carga, **tendrá mayor energía reticular el que tenga los iones más pequeños: LiF**. En este sentido, **también será el compuesto con mayor punto de fusión**. Sin embargo, es el **KF el que tiene la mayor solubilidad** (menor energía reticular).
- d) Como el **CaO** tiene mayores cargas (Ca^{2+} , O^{2-}) que el CsI (Cs^+ , I^-) podremos afirmar que **tiene mayor energía reticular y por tanto mayor punto de fusión**. Sin embargo, es el **CsI el que tiene la mayor solubilidad** (menor energía reticular).

¿Quieres ampliar más? En el **“cuaderno de ejercicios”** encontrarás muchos más ejercicios de este tema clasificados por conceptos, resueltos paso a paso y cuidadosamente diseñados para afianzar la materia y preparar las Pruebas de Acceso a la Universidad... **¡¡Buscando el 10!!**

¡¡YA ESTÁN DISPONIBLES LOS 2 GRANDES MANUALES ACTUALIZADOS PARA EL CURSO 2016/2017!!

BACHILLERATO Y PREPARACIÓN PARA LA PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

DISPONIBLE EN: WWW.UNAQUIMICAPARATODOS.COM



“UNA QUÍMICA PARA TODOS”

LIBRO PRINCIPAL

Temario completo (Teoría y problemas) actualizado para el curso 2016/2017 que abarca 1º de bachillerato, 2º de bachillerato y Preparación para las Pruebas de Acceso a la Universidad.

1. Formulación inorgánica

DESCARGA GRATUITA

2. Formulación orgánica

DESCARGA GRATUITA

3. Átomo

DESCARGA GRATUITA

4. Enlace Químico

DESCARGA GRATUITA

5. Disoluciones y Estequiometría

DESCARGA GRATUITA

6. Termoquímica

DESCARGA GRATUITA



7. Cinética

8. Equilibrio y solubilidad

9. Ácido-Base

10. Redox

11. Química del Carbono

*Descuentos a grupos

14,00€

CONSÍGUELO



CUADERNO DE EJERCICIOS

¡¡Buscando el 10!!

130 ejercicios clasificados por temas y conceptos, resueltos por pasos y cuidadosamente diseñados y explicados para afianzar la materia y preparar las pruebas de acceso a la Universidad.

1. Formulación inorgánica

DESCARGA GRATUITA

2. Formulación orgánica

DESCARGA GRATUITA

3. Átomo

DESCARGA GRATUITA

4. Enlace Químico

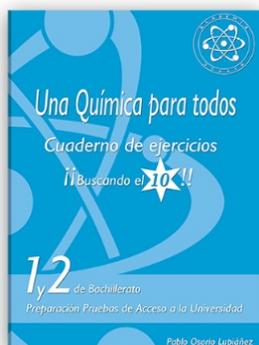
DESCARGA GRATUITA

5. Disoluciones y Estequiometría

DESCARGA GRATUITA

6. Termoquímica

DESCARGA GRATUITA



7. Cinética

8. Equilibrio y solubilidad

9. Ácido-Base

10. Redox

11. Química del Carbono

*Descuentos a grupos

7,00€

CONSÍGUELO

FORMAS DE PAGO ACEPTADAS
(ENVÍOS A TODA ESPAÑA)

INGRESO EN
CUENTA

TRANSFERENCIA
BANCARIA



PAGAR Y RECOGER EN ACADEMIA OSORIO
CALLE SOL. Nº10. BAJO. 18002. GRANADA

MANDAR UN WHATSAPP AL
644 88 62 59 PARA RESERVAR