

Bloque 1

Enlace Químico y Estructura de la Materia

Apuntes completos para la PAU: teoría desarrollada paso a paso, trucos y ejercicios resueltos del tipo que pide el examen.

Contenido

1.1 Espectros Atómicos y Estructura Atómica

Radiación electromagnética, espectros de emisión y absorción, espectro del hidrógeno, series espectrales.

1.2 Principios Cuánticos

Modelo de Bohr, dualidad onda-corpúsculo, principio de incertidumbre, orbitales, números cuánticos, configuración electrónica.

1.3 Sistema Periódico

Radio atómico, radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad.

1.4 Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Lewis, RPECV, enlace de valencia, hibridación y enlaces sigma y pi, enlace covalente, iónico y metálico, teoría de bandas, ciclo de Born-Haber y energía reticular, fuerzas intermoleculares.

Apuntes de preparación para la PAU · 2.º de Bachillerato

Ejemplar de muestra gratuito, igual para todos. Prohibida su venta o redistribución sin permiso escrito del titular.

© 2026 PAUmode. Todos los derechos reservados. Queda prohibida la reproducción total o parcial, la distribución, la comunicación pública y la transformación de esta obra sin autorización escrita del titular. El incumplimiento podrá dar lugar a las acciones civiles y penales previstas en la legislación sobre propiedad intelectual.

1.4 Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

El bloque 1 se divide en cuatro partes: 1.1 Espectros Atómicos · 1.2 Principios Cuánticos · 1.3 Sistema Periódico · **1.4 Enlace Químico**.

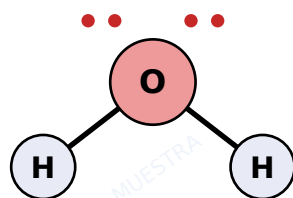
El **enlace químico** es la fuerza que mantiene unidos los átomos en moléculas o redes cristalinas. Su naturaleza depende del tipo de átomos implicados y de su diferencia de electronegatividad. La regla general: los átomos tienden a alcanzar la configuración de gas noble más próximo (regla del octeto), ganando, perdiendo o compartiendo electrones.

1.4.1 · Estructura de Lewis

Las **estructuras de Lewis** representan los electrones de valencia de los átomos en una molécula, distinguiendo entre los **pares enlazantes** (compartidos entre dos átomos) y los **pares solitarios** (no compartidos, solo en un átomo). Pasos para dibujar la estructura de Lewis:

1. Contar el total de electrones de valencia de todos los átomos.
2. Colocar el átomo menos electronegativo en el centro (excepto H, que siempre va en el exterior).
3. Conectar con enlaces simples y repartir los electrones restantes como pares solitarios para completar el octeto de cada átomo.
4. Si quedan pocos electrones y el octeto no se cumple, convertir pares solitarios en dobles o triples enlaces.

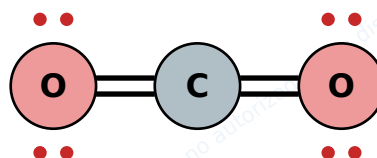
Estructuras de Lewis: H₂O y CO₂



H₂O

2 pares solitarios | angular | 104,5°

• • = par solitario (no enlazante)



CO₂

2 dobles enlaces | 2 pares solitarios por O | lineal 180°

Figura 1 - Estructuras de Lewis de H₂O (izquierda) y CO₂ (derecha). Los puntos rojos representan pares solitarios (no enlazantes).

H₂O: O tiene 6 e⁻ de valencia. Forma 2 enlaces O-H (4 e⁻). Quedan 4 e⁻ → 2 pares solitarios.

CO₂: C tiene 4 e⁻, cada O tiene 6 e⁻. Total: 16 e⁻. Cada C=O usa 4 e⁻ → 8 e⁻ de enlace + 8 solitarios.

Truco. Para contar: electrones de valencia = número de grupo (grupo 14 → 4 e⁻, grupo 16 → 6 e⁻, grupo 17 → 7 e⁻). Si la molécula tiene carga, resta electrones para carga + y suma para carga -.

Error típico. El H NUNCA tiene más de 2 electrones (solo puede formar 1 enlace). El Be y B pueden tener menos de 8 electrones en su capa de valencia (octeto incompleto). Los elementos de periodo 3 en adelante (S, P, Cl) pueden tener octeto expandido.

1.4.2 · Teoría VSEPR y Geometría Molecular

La **teoría VSEPR** (Repulsión de Pares Electrónicos de la Capa de Valencia) predice la geometría molecular: los pares de electrones (tanto enlazantes como solitarios) se repelen entre sí y adoptan la disposición espacial que minimiza esa repulsión. Los

pares solitarios repelen más que los enlazantes, comprimiendo los ángulos de enlace.

Geometrías moleculares (VSEPR)

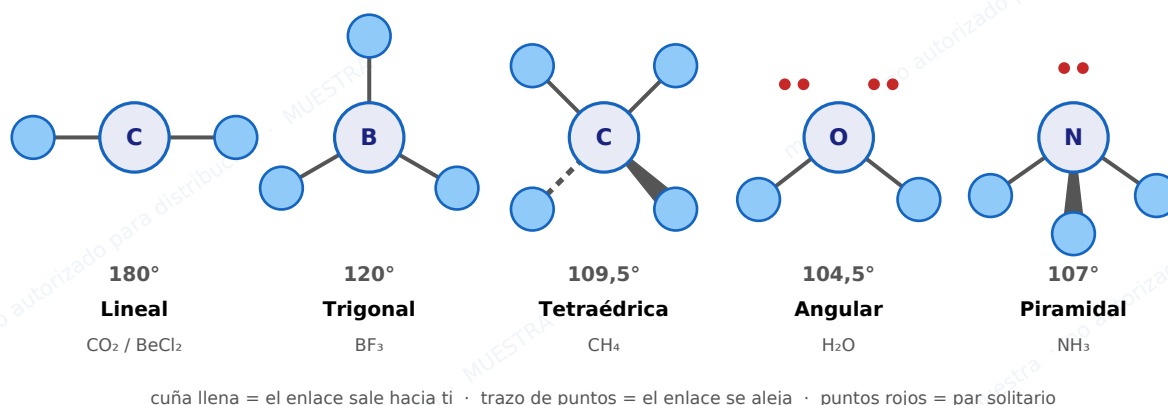


Figura 2 - Principales geometrías moleculares. Los puntos rojos indican pares solitarios que comprimen el ángulo de enlace en H2O (104,5°) y NH3 (107°).

Pares solitarios y ángulos. Cada par solitario comprime el ángulo de enlace unos 2-3 grados respecto al ideal geométrico. CH4 (sp^3 , 109,5°) → NH3 (1 par solitario, 107°) → H2O (2 pares solitarios, 104,5°). Para justificar la diferencia basta con contar los pares solitarios.

1.4.3 · Enlace de Valencia: hibridación, sigma y pi

La **teoría del enlace de valencia (TEV)** explica el enlace covalente como el **solapamiento de dos orbitales atómicos semioocupados**, uno de cada átomo: el par de electrones compartido queda en la región común a los dos núcleos, y cuanto mayor sea el solapamiento más fuerte es el enlace. Es el modelo que completa a la RPECV: la RPECV dice qué forma tiene la molécula, la TEV dice con qué orbitales se ha construido.

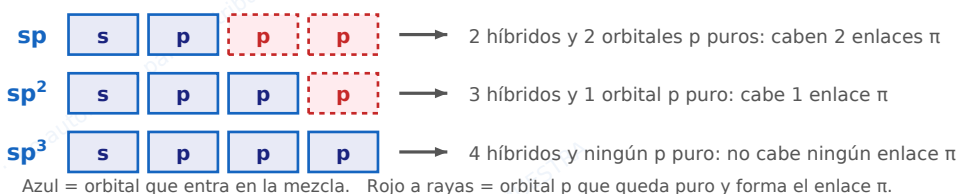
El nombre importa. Los enunciados de PAU llaman a este modelo **TEV** o "teoría del enlace de valencia", y a la geometría de pares electrónicos **RPECV** o **TRPECV**. Son las mismas siglas de siempre escritas de otra manera: si el enunciado pide "justifique la geometría según la TEV y la TRPECV", está pidiendo hibridación y pares de electrones.

Hibridación:

La **hibridación** es la mezcla matemática de orbitales atómicos de un mismo átomo para formar nuevos orbitales híbridos equivalentes, con la orientación espacial adecuada para formar enlaces. Los orbitales híbridos participan en enlaces σ (uno por enlace); los orbitales p que quedan sin hibridar forman enlaces π .

Hibridación y geometría molecular

Los cuatro orbitales de la capa de valencia: cuáles se mezclan y cuáles sobran



Hibrid.	Orbitales	Geometría	Ángulo	Ejemplos
sp	2 orb. híbridos	Lineal	180°	BeCl ₂ , CO ₂ , C ₂ H ₂
sp²	3 orb. híbridos	Trig. plana	120°	BF ₃ , SO ₃ , C ₂ H ₄ , C ₆ H ₆
sp³	4 orb. híbridos	Tetraédrica	109,5°	CH ₄ , CCl ₄ , NH ₃ , H ₂ O
sp³d	5 orb. híbridos	Bipir. trigonal	90°/120°	PCl ₅ , PF ₅
sp³d²	6 orb. híbridos	Octaédrica	90°	SF ₆ , [Fe(CN) ₆] ³⁻

El ángulo de la columna es el ideal: NH₃ y H₂O son sp³, pero sus pares solitarios lo comprimen.

Figura 3 - Tipos de hibridación, geometría asociada y ejemplos. Los orbitales p puros restantes forman los enlaces π .

sp: 1 orbital s + 1 orbital p = 2 híbridos. Ángulo 180°. Quedan 2 orbitales p → 2 enlaces π .

sp²: 1s + 2p = 3 híbridos. Ángulo 120°. Queda 1 orbital p → 1 enlace π .

sp³: 1s + 3p = 4 híbridos. Ángulo 109,5°. No queda ningún p: solo enlaces σ y pares solitarios.

Truco. Regla rápida: cuenta los grupos del átomo central (ligandos + pares solitarios). 2 grupos = sp , 3 grupos = sp^2 , 4 grupos = sp^3 . NH_3 tiene 3 H + 1 par solitario = 4 grupos $\rightarrow sp^3$.

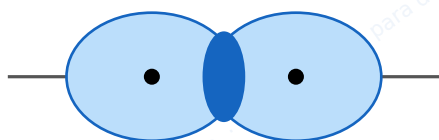
Enlace sigma y enlace pi:

Según cómo solapen los orbitales, el enlace covalente es de dos clases. En el **enlace σ** (sigma) el solapamiento es **frontal**, a lo largo de la recta que une los dos núcleos, y la densidad electrónica es máxima justo sobre ese eje. En el **enlace π** (pi) el solapamiento es **lateral**, entre dos orbitales p paralelos, y la densidad electrónica queda repartida por encima y por debajo del eje, sin pasar por él.

De ahí salen las dos diferencias que se piden en el examen: el σ es **más fuerte** (el solapamiento frontal es mayor) y **permite girar** un trozo de molécula respecto del otro; el π es **más débil** y **bloquea el giro**, que es la razón de que los alquenos tengan isomería cis-trans y los alcanos no.

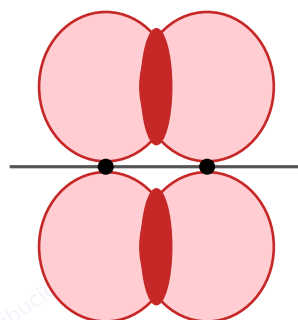
Enlace sigma y enlace pi: cómo solapan los orbitales

Enlace σ (sigma)



solapamiento frontal: los dos orbitales se tocan sobre el eje que une los núcleos es el más fuerte y deja girar la molécula

Enlace π (pi)



solapamiento lateral: los dos orbitales p son paralelos y se tocan de costado, fuera del eje es más débil y bloquea el giro

La mancha oscura es la zona de solapamiento: en el σ cae sobre el eje; en el π , por encima y por debajo.

simple = 1 σ · doble = 1 σ + 1 π · triple = 1 σ + 2 π

Figura 4 - Solapamiento frontal (σ) y lateral (π). En el enlace π los dos lóbulos, el de arriba y el de abajo, son un solo enlace.

Truco. Para contar σ y π en una fórmula desarrollada: **cada unión entre dos átomos aporta un σ** , sea simple, doble o triple. Después suma **1 π por cada doble** y **2 π por cada triple**. En el eteno $CH_2=CH_2$ hay 5 uniones (4 C-H y 1 C-C) $\rightarrow$ 5 σ , y un doble $\rightarrow$ 1 π .

Error típico. La hibridación no cuenta enlaces, cuenta **grupos electrónicos**. En el H_2O el O es sp^3 y sin embargo solo forma **2** enlaces σ : los otros dos orbitales híbridos están ocupados por los pares solitarios. Y al revés, un C con doble enlace es sp^2 aunque tenga tres vecinos y cuatro enlaces contados de uno en uno.

1.4.4 · Tipos de Enlace Químico

Enlace covalente:

Se forma entre dos no metales (o metaloides) por **compartición de electrones**. Puede ser simple (1 par), doble (2 pares) o triple (3 pares). Si los dos átomos tienen distinta electronegatividad, el enlace es **polar** y aparece un dipolo eléctrico permanente. Si son iguales o muy similares, el enlace es **apolar**.

Enlace iónico:

Se produce entre un metal (poca EN) y un no metal (muchísima EN). Como orientación en PAU, suele considerarse que una diferencia de electronegatividad superior a $\sim 1,7$ indica un marcado carácter iónico (no es un límite rígido: el carácter iónico aumenta progresivamente con la diferencia de EN). El átomo más electronegativo captura el/los electrón(es) del metal: se forman un catión y un anión que se atraen electrostáticamente. Las sustancias iónicas forman **redes cristalinas** con altos puntos de fusión y conducen electricidad solo en disolución o fundidas. La energía que se desprende al montar esa red es la energía reticular, y se calcula con el ciclo de Born-Haber del apartado 1.4.5.

Enlace metálico (modelo del gas electrónico):

Los átomos metálicos ceden sus electrones de valencia a una "nube electrónica" común (**mar de electrones** o gas electrónico). Los cationes metálicos quedan inmersos en esa nube, que los mantiene unidos y a la vez puede desplazarse. Explica la conductividad eléctrica y térmica, el brillo, y la ductilidad y la maleabilidad: al golpear el metal las capas de cationes resbalan unas sobre otras sin que la nube deje de sujetarlas, así que el metal se deforma en vez de romperse. Un cristal iónico, en cambio, se parte, porque al desplazar una capa quedan enfrentados iones del mismo signo, que se repelen.

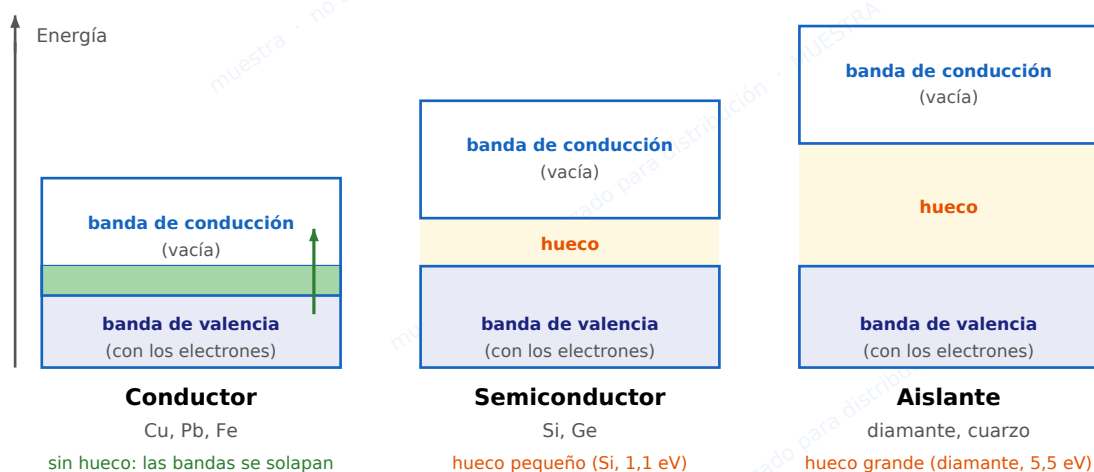
PAU - Atención. Justifica el tipo de enlace por lo que son los elementos, no por una tabla de números. En el modelo de Madrid de 2026 la pregunta 1(a) pide el tipo de enlace de KCl, Cu, NH_4^+ y NH_3 **sin dar ningún dato de electronegatividad**, y la respuesta oficial razona metal + no metal $\rightarrow$ iónico, metal solo $\rightarrow$ metálico, no metales entre sí $\rightarrow$ covalente. La diferencia de electronegatividad sirve para afinar, pero solo se puede usar si el enunciado te da los valores.

La teoría de bandas: el enlace metálico con más detalle

La nube electrónica explica las propiedades de los metales, pero no explica por qué el silicio conduce un poco y el diamante nada. Para eso está la **teoría de bandas**. Cuando se juntan muchísimos átomos en un cristal, sus orbitales de valencia se combinan y dan un número enorme de orbitales con energías tan próximas entre sí que forman en la práctica un continuo: una **banda**.

La **banda de valencia** es la que contiene los electrones de valencia. La **banda de conducción** es la banda inmediatamente superior, vacía o a medio llenar: un electrón que llegue a ella se mueve libremente por todo el cristal, y eso es la corriente eléctrica. Entre las dos puede quedar una franja de energías que ningún electrón puede tener: el **hueco** o banda prohibida. Su anchura decide el comportamiento eléctrico del sólido.

Teoría de bandas: por qué unos sólidos conducen y otros no



Cuanto mayor es el hueco, más energía hace falta para subir un electrón a la banda de conducción.

La flecha verde es ese salto: en el metal no cuesta nada, porque las dos bandas se tocan.

Figura 5 - Las mismas dos bandas en los tres casos; lo único que cambia es el hueco que las separa.

**Conductor (metal): no hay hueco, las dos bandas se solapan.
Conduce siempre.**

**Semiconductor: hueco pequeño (el silicio, en torno a 1,1 eV).
Conduce poco, y más cuanto más caliente.**

Aislante: hueco grande (el diamante, unos 5,5 eV). No conduce.

Truco. La temperatura los distingue: al calentar un **metal** los cationes vibran más, estorban el paso de los electrones y la conductividad **baja**; al calentar un **semiconductor** el calor sube electrones al otro lado del hueco y la conductividad **sube**. Es la respuesta a "por qué un semiconductor no es simplemente un mal metal".

PAU - Atención. El Modelo 0 de Química de Castilla y León para 2026 lo pregunta en el apartado 1, que es obligatorio: *"El plomo es conductor de la electricidad, mientras que el diamante no lo es"*. No basta con decir que uno es metal y el otro no: hay que decir dónde están los electrones y qué les separa de la banda de conducción.

1.4.5 · Energía Reticular y Ciclo de Born-Haber

Formar un cristal iónico desprende energía: los cationes y los aniones, que estaban sueltos en estado gaseoso, se colocan en la red y se atraen. Esa energía es la **energía reticular** (o energía de red), **U**. Aquí la definimos como la energía que se desprende al formar un mol de cristal a partir de sus iones gaseosos, así que sale con **signo negativo**.

Error típico. Hay libros y exámenes que definen la energía reticular al revés: la energía que hay que **dar** para separar el cristal en sus iones gaseosos, y entonces sale positiva. Es el mismo número con el signo cambiado. Por eso, cuando un enunciado dice "la energía reticular del LiF es **mayor** que la del KF", se refiere siempre al **valor absoluto**: a que la red del LiF es más difícil de romper. Escribe en el examen con qué convenio trabajas y no habrá discusión.

De qué depende la energía reticular:

La atracción entre dos iones es electrostática, así que sigue la ley de Coulomb: crece con el producto de las cargas y disminuye con la distancia entre los centros de los iones. En la práctica, para comparar dos sales solo hacen falta dos reglas.

|U| aumenta si aumentan las CARGAS de los iones (Mg^{2+} tira más que Na^+).

|U| aumenta si disminuye el RADIO de los iones, porque los centros quedan más cerca.

Más |U| → red más difícil de romper → punto de fusión más alto y, en general, menos soluble en agua.

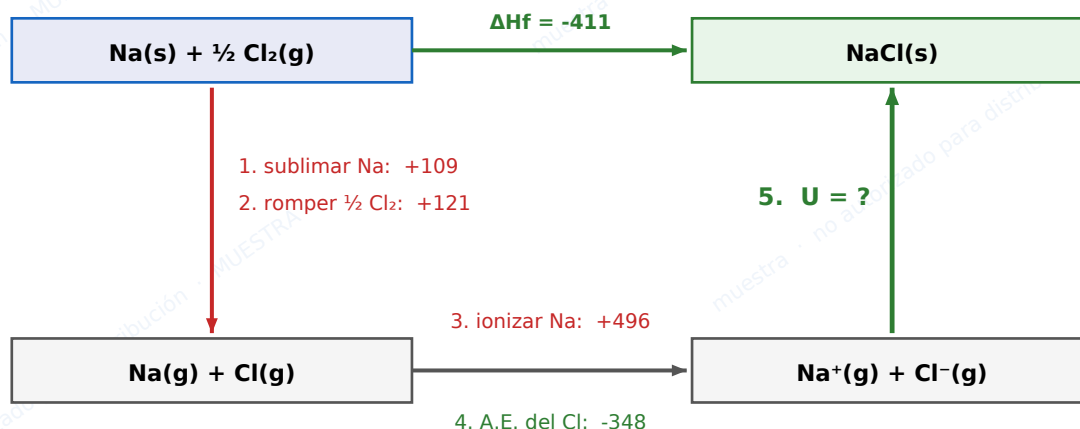
El ciclo de Born-Haber:

La energía reticular no se puede medir directamente, porque nadie sabe fabricar un mol de iones gaseosos sueltos y dejarlos caer en una red. Lo que sí se mide es la entalpía de formación del compuesto y las energías de unos cuantos pasos sencillos. El **ciclo de Born-Haber** es sencillamente la **ley de Hess** aplicada a esos pasos: como la entalpía es función de estado, ir del elemento al cristal por el camino directo tiene que costar lo mismo que ir por el camino largo.

Los pasos del camino largo, para el NaCl:

1. **Sublimar el metal:** $\text{Na(s)} \rightarrow \text{Na(g)}$. Cuesta energía (positiva).
2. **Disociar el no metal:** $\frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Cl(g)}$. Cuesta energía; hay que tomar la mitad de la energía de disociación, porque en la fórmula solo entra un Cl.
3. **Ionizar el metal:** $\text{Na(g)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + \text{e}^-$. Es la energía de ionización, positiva.
4. **Dar el electrón al no metal:** $\text{Cl(g)} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-(\text{g})$. Es la afinidad electrónica, negativa para los halógenos.
5. **Formar la red:** $\text{Na}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \rightarrow \text{NaCl(s)}$. Es la energía reticular U, la incógnita.

Ciclo de Born-Haber del NaCl (kJ/mol)



$$\Delta H_f = \text{sublimación} + \frac{1}{2} \text{disociación} + \text{ionización} + \text{A.E.} + U$$

$$U = -411 - (109 + 121 + 496 - 348) = -789 \text{ kJ/mol}$$

En rojo los pasos que cuestan energía (signo +); en verde los que la desprenden (signo -).

Figura 6 - Ciclo de Born-Haber del NaCl. El camino de arriba es la entalpía de formación; el de abajo, los cuatro pasos medibles más la energía reticular.

$$\Delta H_f = \Delta H_{\text{sublimación}} + \frac{1}{2} \cdot \Delta H_{\text{disociación}} + \text{E.I.} + \text{A.E.} + U$$

$$U = \Delta H_f - (\Delta H_{\text{sublimación}} + \frac{1}{2} \cdot \Delta H_{\text{disociación}} + \text{E.I.} + \text{A.E.})$$

Truco. Los coeficientes salen de la fórmula del compuesto, no de memoria. Para el MgCl₂ hacen falta **dos** cloros: entra la energía de disociación **entera** (no la mitad) y **dos** veces la afinidad electrónica. Y como el Mg cede dos electrones, se suman la **primera y la segunda** energías de ionización.

Error típico. Dos fallos que cuestan puntos: olvidar el $\frac{1}{2}$ delante de la energía de disociación de un no metal diatómico (Cl₂, O₂, F₂, H₂), y meter la afinidad electrónica con signo positivo. La afinidad electrónica de un halógeno es **negativa**: se desprende energía al captar el electrón.

PAU - Atención. Esto se pregunta en los modelos oficiales. El Modelo 0 de Castilla y León lo pregunta en su apartado 1, obligatorio: "*La energía reticular del NaCl es menor que la del MgCl₂*". Y el modelo orientativo de Madrid de 2026, en la 2B(a): "*La energía de red del LiF es mayor que la del KF, suponiendo que ambos compuestos cristalizan con el mismo tipo de red*". En las dos hay que razonar con cargas y radios, no con números memorizados.

1.4.6 · Fuerzas Intermoleculares

Las **fuerzas intermoleculares** son atracciones entre moléculas neutras (más débiles que los enlaces intramoleculares). Determinan las propiedades físicas: punto de fusión, ebullición, solubilidad, viscosidad y tensión superficial.

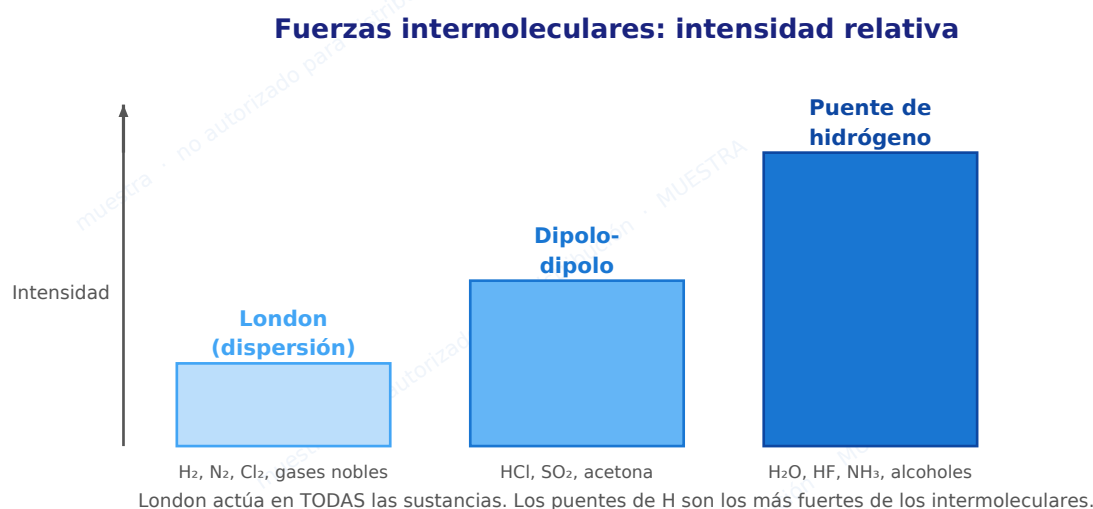


Figura 7 - Intensidad relativa de las tres fuerzas intermoleculares. Las fuerzas de London existen en todas las sustancias.

Fuerzas de London (dispersión):

Debidas a dipolos instantáneos generados por fluctuaciones en la distribución electrónica. Presentes en **todas** las sustancias, incluso en moléculas apolares (H₂, N₂, gases nobles). Aumentan con la masa molecular y el número de electrones (mayor polarizabilidad).

Fuerzas dipolo-dipolo:

Presentes en moléculas polares (dipolo permanente). La parte negativa de una molécula atrae la parte positiva de la vecina. Son más intensas que London para moléculas de masa similar.

Puentes de hidrógeno (enlace de hidrógeno):

Tipo especial de interacción dipolo-dipolo muy intensa: se produce cuando el H está unido a N, O o F (átomos muy electronegativos y de radio pequeño). El H tiene carga parcial positiva muy alta y es atraído fuertemente por el par solitario del N, O o F de una molécula vecina. Explica el **elevado punto de ebullición del agua** (100 °C) comparado con H₂S (-60 °C), y la solubilidad de alcoholes y aminas en agua.

Truco. Para justificar propiedades: primero identifica el tipo de enlace (covalente, iónico o metálico), luego las fuerzas intermoleculares. Mayor fuerza intermolecular → mayor T_f y T_{eb} . Y para la solubilidad, "lo semejante disuelve a lo semejante": polar disuelve polar, apolar disuelve apolar.

PAU - Atención. Esa frase es una regla para acordarse, no una justificación. En el examen no vale escribir "lo semejante disuelve a lo semejante" y parar: hay que **nombrar la fuerza** concreta ("el etanol forma puentes de hidrógeno con el agua"). Andalucía deja escrito el mismo aviso para las propiedades periódicas, donde no admite como justificación las flechas que indican el orden de variación; el criterio es el mismo aquí.

Anomalía del agua. El agua tiene punto de ebullición mucho más alto que el esperado por su masa (18 g/mol) gracias a los puentes de hidrógeno (hasta 4 puentes por molécula). También tiene densidad máxima a 4 °C (en hielo los puentes generan una red más abierta y menos densa).

Ejercicios — Sección 1.4

Catorce ejercicios del tipo que pide la PAU en este apartado: Lewis, geometría, polaridad, fuerzas intermoleculares, energía reticular y recuento de enlaces sigma y pi. En rojo, la estrategia; en negro, el desarrollo.

1. Dibuja la estructura de Lewis del NH₃ e indica el número de pares solitarios y enlazantes en el nitrógeno.

N está en el grupo 15 → 5 electrones de valencia. H aporta 1 cada uno. Total: $5 + 3 \times 1 = 8$ e-.

Se forman 3 enlaces N-H (6 e- de enlace). Quedan 2 e- → 1 par solitario en el N.

Cada N-H es un par enlazante. Total en N: 3 pares enlazantes + 1 par solitario.

Solución: NH_3 : 3 pares enlazantes + 1 par solitario en N | sp^3 , geometría piramidal

2. Predice la geometría molecular del SO_2 usando la teoría VSEPR. El S central tiene 1 par solitario y 2 ligandos O.

3 grupos electrónicos (2 ligandos + 1 par solitario) → geometría electrónica trigonal. El par solitario comprime.

Distribución electrónica: trigonal plana (3 grupos). Geometría molecular (solo ligandos): angular.

Ángulo O-S-O: $\sim 119^\circ$ (ligeramente menor que 120° por el par solitario, que repele más).

Solución: SO_2 : geometría molecular ANGULAR | ángulo $\sim 119^\circ$

3. Indica el tipo de hibridación del carbono en: (a) CH_4 , (b) C_2H_4 , (c) C_2H_2 .

Contar grupos electrónicos del C en cada caso (ligandos + pares solitarios) para determinar hibridación.

(a) CH_4 : C tiene 4 ligandos H, 0 solitarios → 4 grupos → sp^3 .

(b) C_2H_4 : cada C tiene 1 doble enlace + 2 H = 3 grupos → sp^2 . Queda 1 orbital p para el π .

(c) C_2H_2 : cada C tiene 1 triple enlace + 1 H = 2 grupos → sp. Quedan 2 orbitales p para los 2 π .

Solución: CH_4 : sp^3 | C_2H_4 : sp^2 | C_2H_2 : sp

4. Clasifica el enlace en NaCl, HCl y Cl_2 . Datos: $\text{EN}(\text{Na})=0,9$; $\text{EN}(\text{Cl})=3,2$; $\text{EN}(\text{H})=2,1$.

Calculamos ΔEN y aplicamos: $>1,7$ iónico, $0,4-1,7$ cov. polar, $<0,4$ cov. apolar.

NaCl: $\Delta\text{EN} = 3,2 - 0,9 = 2,3 \rightarrow$ enlace iónico.

HCl: $\Delta\text{EN} = 3,2 - 2,1 = 1,1 \rightarrow$ covalente polar.

Cl_2 : $\Delta\text{EN} = 3,2 - 3,2 = 0,0 \rightarrow$ covalente apolar.

El criterio de fondo es el mismo sin números: Na es metal y Cl no metal (iónico); H y Cl son dos no metales distintos (covalente polar); dos átomos iguales (covalente apolar).

Solución: NaCl: iónico | HCl: covalente polar | Cl₂: covalente apolar

5. Explica por qué el punto de ebullición del H₂O (100 °C) es mucho mayor que el del H₂S (-60 °C) siendo ambas moléculas angulares.

Misma geometría pero diferente fuerza intermolecular: el O forma puentes de H, el S no.

H₂O: el O es muy electronegativo y de radio pequeño → el H queda muy positivo → forma puentes de hidrógeno fuertes (O...H-O).

H₂S: el S es mayor y menos electronegativo → el H no queda tan positivo → solo fuerzas de London y dipolo-dipolo, mucho más débiles.

Mayor fuerza intermolecular en H₂O → más energía necesaria para pasar a gas → Teb mucho mayor.

Solución: H₂O tiene puentes de hidrógeno (O-H...O); H₂S solo London + dipolo. Teb(H₂O) >> Teb(H₂S)

6. Ordena de menor a mayor punto de ebullición: CH₄, HCl, HF. Justifica.

CH₄ apolar (solo London), HCl polar (dipolo-dipolo), HF tiene puentes de hidrógeno (H-F...F).

CH₄: solo fuerzas de London (masa 16, pocas). Teb = -161 °C.

HCl: dipolo-dipolo + London (masa 36,5). Teb = -85 °C.

HF: puentes de hidrógeno F-H...F (los más fuertes entre los HX). Teb = 19 °C.

Solución: CH₄ < HCl < HF (London < dipolo < puente de H)

7. El CCl₄ y el H₂O tienen los dos cuatro grupos electrónicos en el átomo central. El CCl₄ no tiene momento dipolar pero el H₂O sí. Explica.

La clave es la simetría molecular: CCl₄ tetraédrica perfecta, H₂O angular (2 de los cuatro grupos son pares solitarios).

CCl₄: sp³, geometría tetraédrica. Los 4 dipolos C-Cl se anulan por simetría → molécula apolar (momento dipolar = 0).

H₂O: sp³ pero con 2 pares solitarios. Geometría angular, los dipolos O-H NO se cancelan → momento dipolar resultante distinto de 0.

Solución: CCl₄ apolar (simetría tetraédrica cancela dipolos) | H₂O polar (geometría angular, dipolos no se cancelan)

8. El etanol (CH₃CH₂OH) es miscible con agua pero el hexano (C₆H₁₄) no. Justifica en términos de fuerzas intermoleculares.

Lo semejante disuelve a lo semejante: la solubilidad requiere que las fuerzas soluto-disolvente sean comparables a las fuerzas entre moléculas puras.

Etanol: tiene grupo -OH → forma puentes de hidrógeno con el agua (O-H...O). Fuerzas etanol-agua ~ fuerzas agua-agua → miscible.

Hexano: hidrocarburo apolar, solo fuerzas de London. No puede formar puentes de H con el agua. Fuerzas hexano-agua << fuerzas agua-agua → inmiscible.

Solución: Etanol miscible (puentes de H con agua) | Hexano inmiscible (solo London, apolar)

9. Indica la geometría y el ángulo de enlace de las siguientes moléculas: BF₃, NF₃, H₂O.

Aplicar VSEPR: contar grupos electrónicos del átomo central, identificar geometría electrónica y molecular.

BF₃: B tiene 3 ligandos F + 0 solitarios = 3 grupos → sp², trigonal plana, ángulo 120°. (El B se queda con octeto incompleto, 6 electrones.)

NF₃: N tiene 3 ligandos F + 1 solitario = 4 grupos → sp³. Geometría molecular piramidal, ángulo ~102°.

H₂O: O tiene 2 H + 2 solitarios = 4 grupos → sp³. Geometría molecular angular, ángulo 104,5°.

Por qué el NF₃ cierra más que el NH₃ (107°) teniendo la misma forma: el F es mucho más electronegativo que el H y se lleva hacia sí los pares de enlace, que quedan más lejos del N y se repelen menos entre ellos.

Solución: BF₃: trigonal plana 120° | NF₃: piramidal ~102° | H₂O: angular 104,5°

10. El sólido de NaCl funde a 801 °C y no conduce electricidad en estado sólido, pero sí fundido o disuelto. El CO₂ sólido (hielo seco) sublima a -78,5 °C. Justifica estas diferencias.

NaCl tiene red iónica (fuerzas fuertes). CO₂ es molecular apolar con solo fuerzas de London débiles.

NaCl: red cristalina iónica. Los iones Na⁺ y Cl⁻ están muy fuertemente unidos por interacciones electrostáticas → T_f muy alta. En sólido los iones están fijos → no conduce. Fundido o disuelto los iones se mueven → conduce.

CO₂: red molecular. Las moléculas CO₂ son apolares → solo fuerzas de London muy débiles entre moléculas → T_{sublimación} muy baja. No conduce en ningún estado (no hay iones ni electrones libres).

Solución: NaCl: red iónica, T_f alta, conduce fundido/disuelto | CO₂: molecular, London débil, no conduce

11. Calcula la energía reticular del NaCl con el ciclo de Born-Haber. Datos (kJ/mol): entalpía de sublimación del Na = 109; entalpía de disociación del Cl₂ = 242; energía de ionización del Na = 496; afinidad electrónica del Cl = -348; entalpía de formación del NaCl(s) = -411.

Formar el NaCl por el camino directo tiene que costar lo mismo que por el camino largo: es la ley de Hess. Se despeja U de esa igualdad.

Paso 1. Sublimar el sodio, Na(s) → Na(g): +109 kJ/mol. Hay que sacar los átomos del metal sólido, así que cuesta energía.

Paso 2. Romper medio mol de Cl₂, ½ Cl₂(g) → Cl(g): 242/2 = +121 kJ/mol. Se toma la mitad porque en el NaCl solo entra un átomo de cloro.

Paso 3. Ionizar el sodio, Na(g) → Na⁺(g) + e⁻: +496 kJ/mol. Arrancar un electrón siempre cuesta energía.

Paso 4. Dar ese electrón al cloro, Cl(g) + e⁻ → Cl⁻(g): -348 kJ/mol. El cloro capta el electrón desprendiendo energía, por eso es negativa.

Paso 5. Sumar los cuatro pasos e igualar a la entalpía de formación, porque ambos caminos llevan del mismo punto de partida al mismo cristal:

$$109 + 121 + 496 - 348 = 378 \text{ kJ/mol}$$

$$-411 = 378 + U \rightarrow U = -411 - 378 = -789 \text{ kJ/mol}$$

El signo negativo dice que formar la red desprende energía, que es lo que se espera de un cristal estable. Con el otro convenio se escribiría $+789 \text{ kJ/mol}$, la energía que hay que dar para deshacerlo.

Solución: $U(\text{NaCl}) = -789 \text{ kJ/mol}$ | en valor absoluto, 789 kJ/mol para separar la red en iones gaseosos

12. Justifica sin hacer cuentas: (a) la energía de red del LiF es mayor que la del KF , suponiendo que los dos cristalizan con el mismo tipo de red; (b) la energía reticular del NaCl es menor que la del MgCl_2 .

Las dos comparaciones salen de la ley de Coulomb: más carga y menos distancia, más energía reticular en valor absoluto.

(a) Las cargas son las mismas en los dos compuestos ($+1$ y -1) y el anión también es el mismo (F^-), así que solo cambia el catión. Li y K están en el mismo grupo, y el K está más abajo: tiene más capas, luego K^+ es mayor que Li^+ .

Un catión más pequeño acerca los centros de los iones. Menor distancia $\rightarrow$ mayor atracción $\rightarrow$ mayor energía de red. Por tanto la del LiF es mayor: la afirmación es VERDADERA.

(b) Aquí cambian las dos cosas a la vez, y las dos en el mismo sentido. La carga: el Mg^{2+} tiene carga $+2$ frente al $+1$ del Na^+ , y el producto de cargas es el doble. El radio: Na^+ y Mg^{2+} tienen los mismos electrones (los del neón), pero el Mg tiene un protón más, así que atrae más a su nube y Mg^{2+} es más pequeño.

Más carga y menos radio $\rightarrow$ la red del MgCl_2 es mucho más difícil de romper. La del NaCl es menor: la afirmación es VERDADERA.

Ojo con el signo: "mayor energía reticular" quiere decir mayor en valor absoluto. Si se escriben con signo, $U(\text{LiF})$ y $U(\text{MgCl}_2)$ son los números más negativos.

Solución: (a) VERDADERA: Li^+ menor que $\text{K}^+ \rightarrow$ menor distancia $\rightarrow$ mayor energía de red | (b) VERDADERA: Mg^{2+} tiene más carga y menor radio que Na^+

13. Explica con la teoría de bandas por qué el plomo conduce la electricidad, el diamante no la conduce y el silicio la conduce un poco y mejor al calentarlo.

Los tres tienen banda de valencia y banda de conducción. Lo único que cambia es el hueco de energía que las separa.

Plomo: es un metal. Su banda de valencia y su banda de conducción se solapan, es decir, el hueco vale cero. Los electrones de valencia pasan a estados libres sin gastar energía y se mueven por todo el cristal → conduce.

Diamante: cada carbono forma cuatro enlaces covalentes que ocupan por completo la banda de valencia, y el hueco hasta la banda de conducción es enorme (unos 5,5 eV). A temperatura ambiente ningún electrón tiene esa energía → no conduce, es un aislante.

Silicio: misma estructura que el diamante, pero su hueco es mucho más pequeño (en torno a 1,1 eV). Unos pocos electrones lo cruzan con la energía térmica → conduce poco. Al calentar, más electrones lo cruzan y la conductividad sube: es un semiconductor.

Esa última frase es la que separa un semiconductor de un metal: en el plomo, calentar hace que los cationes vibren más y estorben el paso de los electrones, así que la conductividad baja.

Solución: Plomo: bandas solapadas, conduce | diamante: hueco grande (~5,5 eV), aislante | silicio: hueco pequeño (~1,1 eV), semiconductor

14. Indica la hibridación del carbono y cuenta los enlaces sigma y pi de: (a) eteno C_2H_4 , (b) etino C_2H_2 , (c) cianuro de hidrógeno HCN.

Primero se dibuja la fórmula desarrollada. Cada unión entre dos átomos vale 1 σ ; después se suma 1 π por cada doble y 2 π por cada triple.

(a) $CH_2=CH_2$: cada C tiene 3 grupos (2 H y el otro C) → sp^2 , y le sobra un orbital p. Uniones: 4 C-H y 1 C-C = 5 σ . El doble enlace añade 1 π . Total: 5 σ y 1 π .

(b) $CH\equiv CH$: cada C tiene 2 grupos (1 H y el otro C) → sp, y le sobran dos orbitales p. Uniones: 2 C-H y 1 C-C = 3 σ . El triple añade 2 π . Total: 3 σ y 2 π .

(c) $H-C\equiv N$: el C tiene 2 grupos (el H y el N) → sp; el N tiene 1 grupo más su par solitario = 2 grupos → también sp. Uniones: 1 H-C y 1 C-N = 2 σ . El triple añade 2 π . Total: 2 σ y 2 π .

Comprobación rápida: los pares de electrones compartidos son 6, 5 y 4, y coinciden con la suma $\sigma + \pi$ de cada molécula.

Solución: C_2H_4 : sp^2 , 5 σ + 1 π | C_2H_2 : sp, 3 σ + 2 π | HCN: sp, 2 σ + 2 π

Bloque 1 completado. Siguiente: **Bloque 2 — Reacciones Químicas:** termodinámica, cinética, equilibrio, ácidos y bases, redox y electroquímica.