Fuerzas intermoleculares y propiedades de las sustancias

Test de 10 preguntas y flashcards de este tema en farmeandopau.com ›

Última revisión: 15 de noviembre de 2026.

Escanea y haz el test del tema

LA IDEA EN 30 SEGUNDOS

Al fundir o hervir una sustancia molecular no se rompen enlaces: se vencen las **fuerzas intermoleculares**. Son tres: **dispersión (London)**, en todas las moléculas y mayores con más electrones; **dipolo-dipolo**, entre moléculas polares; y **enlace de hidrógeno**, con H unido a F, O o N. Con ellas se justifican el estado físico, las temperaturas de fusión y ebullición y la solubilidad. La otra mitad del tema es la tabla de las **cuatro clases de sustancias** (iónicas, moleculares, reticulares y metálicas) y cómo deducir el tipo por sus propiedades. Sale en **48 de las 68 convocatorias**, en las 17 comunidades.

1 Enlace o fuerza intermolecular: qué se rompe al fundir o hervir

Las **fuerzas intermoleculares** son las atracciones **entre moléculas** neutras; el **enlace** (covalente, iónico o metálico) une átomos o iones. Cuando una sustancia **molecular** funde o hierve, las moléculas se separan unas de otras, pero **no se rompe ningún enlace covalente**: el vapor de agua sigue siendo H_2O. Por eso las sustancias moleculares tienen temperaturas de fusión y ebullición **bajas**.

- Orden de magnitud: para **hervir** agua a 100 °C hay que aportar unos **40,7 kJ/mol** (entalpía de vaporización); para **romper** los dos enlaces O–H de una molécula, unos 460 kJ/mol por enlace. Las fuerzas entre moléculas son mucho más débiles que los enlaces.
- En los **sólidos iónicos, metálicos y covalentes reticulares** no hay moléculas sueltas: al fundir hay que vencer **enlaces** (atracción entre iones, enlace metálico o enlaces covalentes de toda la red). Por eso casi todos funden a cientos o miles de grados (salvo algunos metales, como el mercurio, líquido, o el sodio, que funde a 98 °C): el NaCl a 801 °C, el cobre a 1085 °C, el wolframio a 3422 °C.
- Hay **tres** fuerzas intermoleculares que pide la PAU: **dispersión (London)**, **dipolo-dipolo** y **enlace de hidrógeno**. Las dos primeras (y la de dipolo-dipolo inducido) forman las **fuerzas de Van der Waals** de la IUPAC; el enlace de hidrógeno se estudia aparte por ser más intenso.
- Una sustancia molecular puede tener **varias** fuerzas a la vez. El agua tiene las tres; el HCl, London y dipolo-dipolo; el CH_4, solo London. Nómbralas **todas** y di cuál **predomina**.
- La polaridad de una molécula (geometría RPECV y momento dipolar) la ves en el **Tema 6**; la energía reticular, en el **Tema 5**. Aquí se usan para explicar propiedades.

Tipo de sustancia	Qué hay que vencer al fundir	Ejemplo (fusión a 1 atm)
Molecular	Fuerzas intermoleculares (débiles)	CH_4: -182 °C; H_2O: 0 °C; I_2: 114 °C
Iónica	Atracción electrostática entre iones de la red	NaCl: 801 °C; MgO: 2825 °C

Tipo de sustancia	Qué hay que vencer al fundir	Ejemplo (fusión a 1 atm)
Covalente reticular	Enlaces covalentes de toda la red	Cuarzo (SiO_2): unos 1700 °C
Metálica	Enlace metálico (de muy débil a muy fuerte)	Hg: -39 °C; Na: 98 °C; Fe: 1538 °C

Datos: CRC Handbook of Chemistry and Physics (97.º ed.); los que recoge el NIST Chemistry WebBook (CH_4, H_2O, Hg, Na), contrastados con él.

El error que más se corrige

«El agua hierve a 100 °C porque sus enlaces O–H son muy fuertes» es **falso**: al hervir no se rompe ningún enlace O–H. Justifica siempre las temperaturas de una sustancia molecular con las **fuerzas intermoleculares**. La presentación de la UAM (Madrid) en su reunión de coordinación del 26-nov-2025 (ya no se publica) lo señalaba entre los errores frecuentes: «Justifican Teb con fuerzas intramoleculares (enlaces)».

2 Los tres tipos de fuerzas intermoleculares

Todas son atracciones electrostáticas entre cargas parciales ($\delta+$ y $\delta-$). Lo que cambia es de dónde salen esas cargas: de un dipolo que dura un instante, de un dipolo permanente o de un hidrógeno muy positivo frente a un par libre de F, O o N.

- Regla general **entre moléculas de tamaño parecido**: enlace de hidrógeno > dipolo-dipolo > solo London.
- Ejemplo limpio, con masas molares casi iguales: propano ($CH_3CH_2CH_3$, 44 g/mol, apolar) hierve a -42 °C; éter dimetílico (CH_3OCH_3, 46 g/mol, polar) a -25 °C; etanol (CH_3CH_2OH, 46 g/mol, enlace de hidrógeno) a 78 °C.
- Pero **London puede ganar** si las moléculas son mucho más grandes: el CCl_4 (apolar, 74 electrones) hierve a 77 °C y el $CHCl_3$ (polar, 58 electrones) a 61 °C. Murcia lo preguntó en 2025.
- Nombre: la IUPAC (recomendación de 2011) dice **enlace de hidrógeno**; «puente de hidrógeno» es la forma tradicional, y la usan exámenes y criterios oficiales (Canarias, Castilla-La Mancha, Extremadura, Navarra). La definición de la IUPAC es más amplia (H unido a un átomo X más electronegativo que él), pero en la PAU se pide siempre el caso de **F, O o N**.

Dispersión (London)

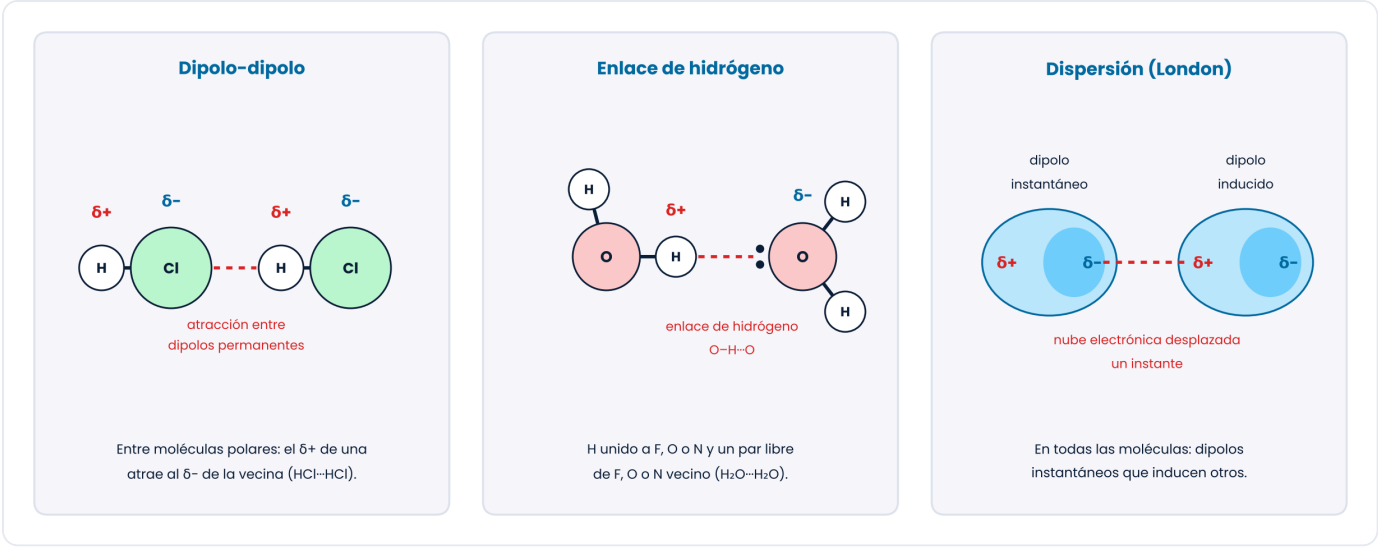
En todas las moléculas, polares o no. La nube electrónica se deforma un instante y crea un **dipolo instantáneo** que induce otro en la vecina. Crecen con la **polarizabilidad**: más **electrones** (más masa molar) y moléculas más **alargadas** (más superficie de contacto).

Dipolo-dipolo

Solo entre **moléculas polares** (HCl, CH_3Cl, PCl_3, acetona). El extremo $\delta+$ de una atrae al $\delta-$ de la vecina. Se suman a las de London; no las sustituyen.

Enlace de hidrógeno

Un **H unido a F, O o N** (muy electronegativos y pequeños) y un **par libre de F, O o N** de otra molécula. Es la fuerza intermolecular más intensa entre moléculas de tamaño parecido: H_2O, HF, NH_3, alcoholes, ácidos carboxílicos, aminas primarias y secundarias (las terciarias no tienen N–H).



Las tres fuerzas intermoleculares. Dipolo-dipolo entre moléculas de HCl; enlace de hidrógeno O–H···O entre dos moléculas de agua (el H de una apunta a un par libre del O de la otra); fuerzas de dispersión de London entre dos moléculas apolares, por un dipolo instantáneo que induce otro.

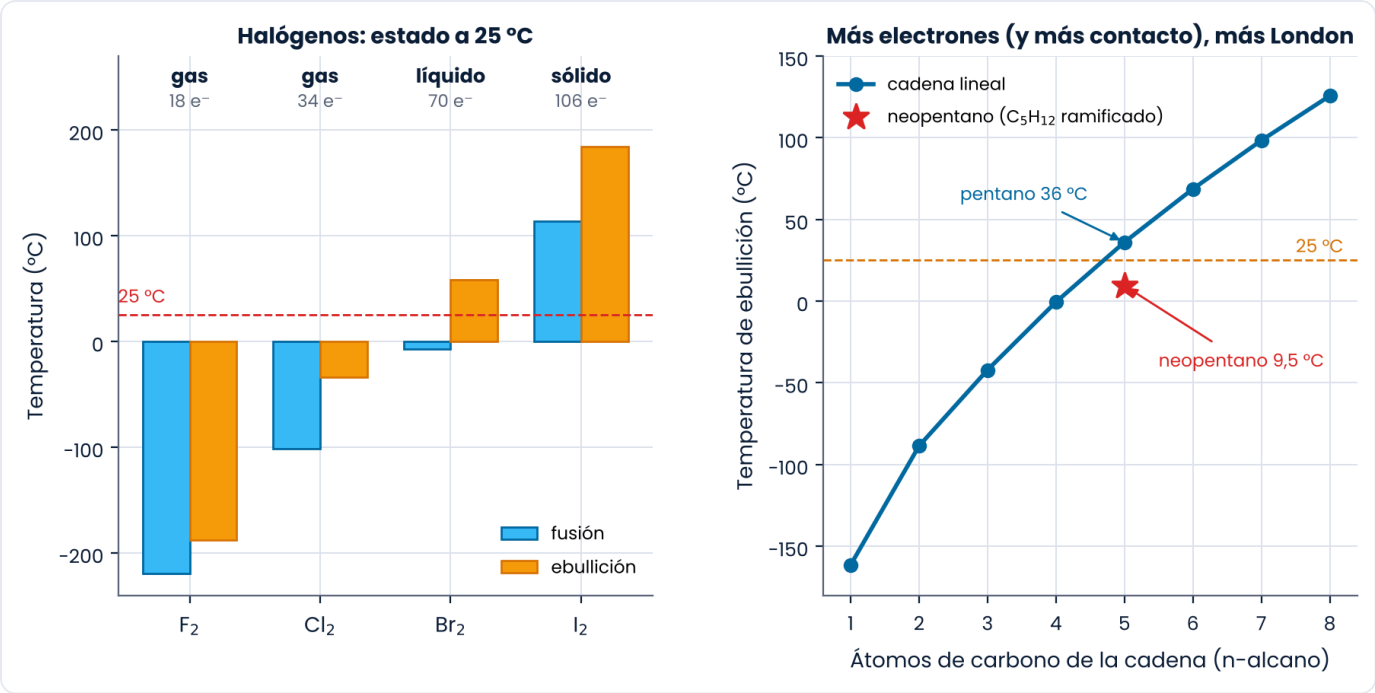
3 Fuerzas de London: electrones, tamaño y forma

Son las únicas que actúan entre moléculas **apolares** (H_2, N_2, O_2, halógenos, CO_2, CH_4, CCl_4, hidrocarburos) y entre átomos de gases nobles. Su intensidad depende de lo fácil que sea deformar la nube electrónica.

- **Más electrones, más London.** En los halógenos (F_2 18, Cl_2 34, Br_2 70 y I_2 106 electrones) la ebullición sube de -188 °C (F_2) a -34 °C (Cl_2), 59 °C (Br_2) y 184 °C (I_2). Por eso, a 25 °C, el flúor y el cloro son **gases**, el bromo **líquido** y el yodo **sólido**.
- La masa molar sirve como pista, pero la **causa** es el número de electrones y el tamaño de la nube (polarizabilidad). Escribe «más electrones y nube más polarizable»: el desglose de Asturias puntúa «Fuezas [sic] de dispersión (London) ↔ N.º de electrones» y los Consejos de Murcia dicen que aumentan «porque hay más electrones y las moléculas […] son más polarizables».
- **Cadenas más largas, más London.** Los n-alcanos pasan de -161 °C (metano) a 36 °C (pentano) y 69 °C (hexano).
- **Forma.** Pentano y neopentano (2,2-dimetilpropano) tienen la **misma fórmula**, C_5H_{12}, y los mismos electrones, pero el pentano lineal hierve a 36 °C y el neopentano, casi esférico, a 9,5 °C: menos superficie de contacto, fuerzas de London más débiles.
- El CO_2 (22 electrones) **sublima** a -78,5 °C a 1 atm y el CS_2 (38 electrones) es líquido y hierve a 46 °C: los dos son lineales y apolares, solo cambia London.

Errata oficial en Illes Balears (2025)

Los criterios de 2025 (ordinaria, 2A c) explican que el $CHBr_3$ es sólido y el $CHCl_3$ líquido por las fuerzas dipolo-dipolo. La causa es la mayor intensidad de las **fuerzas de London** (el bromo tiene muchos más electrones que el cloro); los momentos dipolares de las dos moléculas son parecidos. Si te sale algo así, razona con London y menciona también la polaridad.



Fuerzas de London en acción. Izquierda: temperaturas de fusión y ebullición de los halógenos; la línea de 25 °C deja al F_2 y al Cl_2 como gases, al Br_2 líquido y al I_2 sólido. Derecha: ebullición de los n-alcanos de 1 a 8 carbonos y del neopentano, isómero ramificado del pentano.

4 Fuerzas dipolo-dipolo: solo si la molécula es polar

Una molécula es polar si tiene enlaces polares y su geometría no los compensa (lo ves en el Tema 6). Entonces tiene un **dipolo permanente** y sus moléculas se orientan para atraerse: $\delta+$ frente a $\delta-$.

- Polares típicas: HCl, HBr, H_2S, PCl_3, NCl_3, $CHCl_3$, CH_3Cl, aldehídos y cetonas. Apolares aunque sus enlaces sean polares: CO_2 y CS_2 (lineales), BF_3 (trigonal plana), CCl_4 y CF_4 (tetraédricas).
- Las fuerzas dipolo-dipolo **se suman** a las de London. Entre moléculas pequeñas de masa parecida, la polar hierve más: éter dimetílico (-25 °C) frente a propano (-42 °C).
- **La trampa de los haluros de hidrógeno.** De HCl a HI la polaridad **baja** (momento dipolar: unos 1,11 D, 0,83 D y 0,45 D), pero la ebullición **sube**. Manda London, que crece con los electrones (18, 36 y 54). Lo resuelves completo en el ejercicio de Asturias 2026.
- Aldehídos y cetonas son polares pero **no** tienen H unido a O: no forman enlaces de hidrógeno entre sus moléculas. Por eso la acetona hierve a 56 °C y el propan-2-ol, con la misma cadena y un grupo OH, a 82 °C (Asturias lo preguntó en 2025).

5 Enlace de hidrógeno: cuándo hay y qué explica

Es una atracción **entre un H unido a F, O o N** de una molécula y un **par libre de F, O o N** de otra (o de otra parte de la misma molécula). Como F, O y N son muy electronegativos y pequeños, el H queda casi «desnudo» ($\delta+$ grande) y se acerca mucho al par libre vecino.

- **Anomalía de los hidruros.** En el grupo 14 la ebullición sube con el periodo (CH_4 -161 °C, SiH_4 -112 °C…): solo London. En los grupos 15, 16 y 17, el primero rompe la tendencia: NH_3 -33 °C frente a PH_3 -88 °C; H_2O 100 °C frente a H_2S -60 °C; HF 20 °C frente a HCl -85 °C. Es el enlace de hidrógeno.
- **Sin él, el agua sería un gas** a temperatura ambiente: siguiendo la tendencia de H_2Te (-2 °C), H_2Se (-41 °C) y H_2S (-60 °C), herviría muy por debajo de 0 °C.
- **El PH_3 no forma enlaces de hidrógeno**: el P es mucho menos electronegativo que el N (2,19 frente a 3,04 en la escala de Pauling) y más grande. Madrid lo preguntó como verdadero o falso en el modelo de 2026.

- También explica la **solubilidad** en agua de alcoholes, azúcares, amoníaco y ácidos pequeños, la estructura abierta del hielo (menos denso que el agua líquida) y, en biología, la doble hélice del ADN y la forma de las proteínas.

¿Tiene H unido a F, O o N?

Busca los enlaces H–F, O–H y N–H en la estructura. CH_4, PH_3, H_2S, HCl o CH_3OCH_3: no los tienen.

¿Hay par libre de F, O o N?

Para recibir el H. En H_2O, NH_3, HF y los alcoholes, sí.

Concluye

Si se cumplen las dos, hay **enlaces de hidrógeno entre moléculas iguales**. Si solo hay pares libres (éteres, cetonas, aldehídos), la molécula puede **aceptar** enlaces de hidrógeno del agua, pero no formarlos consigo misma.

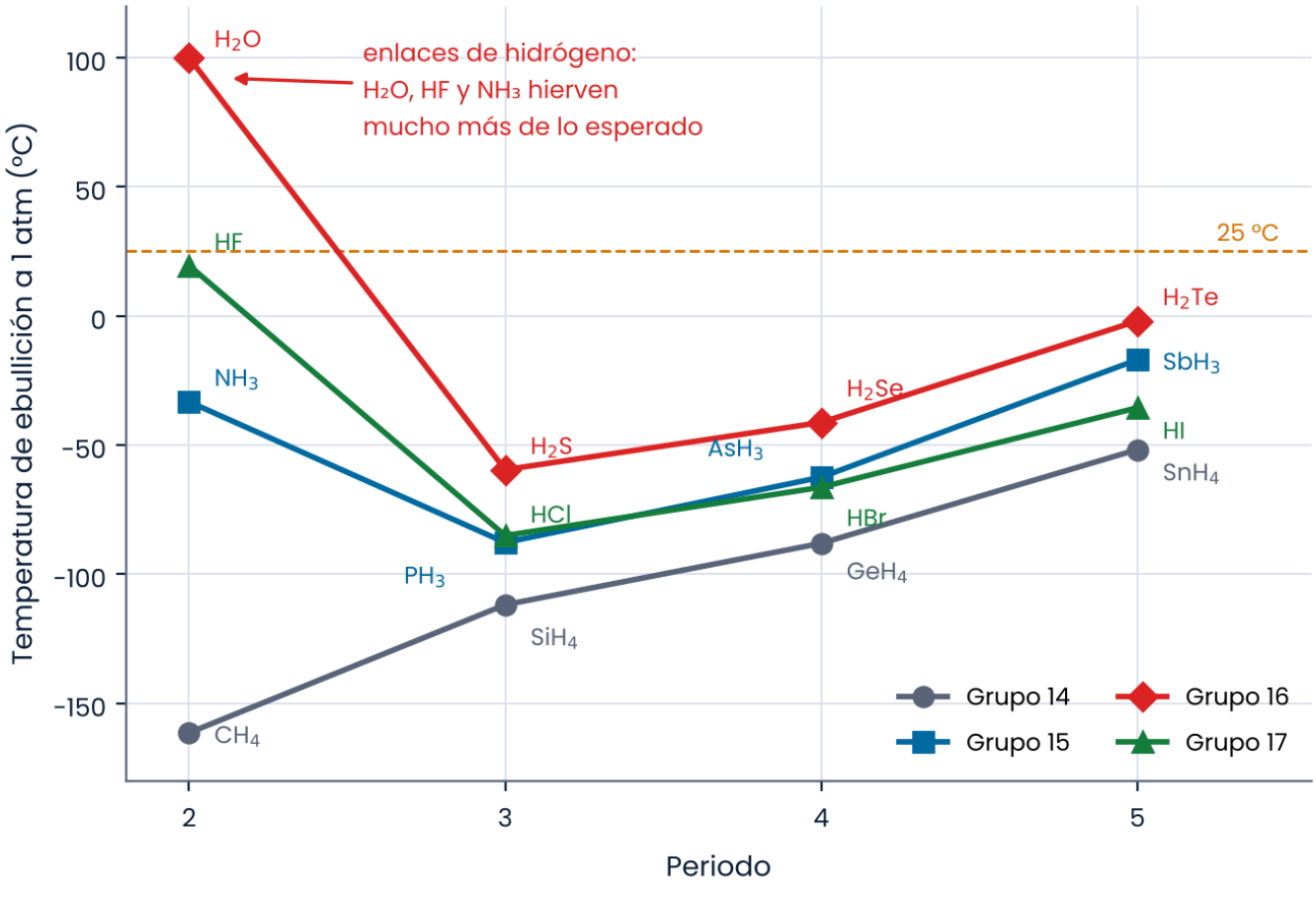
CUESTIÓN RAZONADA (TIPO PAU)

¿Por qué el HF hierve a 20 °C y el HCl a -85 °C, si la molécula de HCl tiene más electrones?

Respuesta modelo

Las dos son moléculas covalentes polares, así que entre sus moléculas hay fuerzas de London y dipolo-dipolo. Pero el F es muy electronegativo y pequeño y tiene pares libres: entre moléculas de HF se forman **enlaces de hidrógeno** (F–H···F), mucho más intensos que las fuerzas del HCl, cuyo Cl es más grande y menos electronegativo. Separar las moléculas de HF cuesta más energía: hierve a mayor temperatura, aunque tenga menos electrones (10 frente a 18).

Por qué puntúa. Cantabria lo preguntó en 2026 (ordinaria). Puntúa nombrar la fuerza y decir por qué el HF la tiene y el HCl no.



Temperaturas de ebullición de los hidruros de los grupos 14 a 17. El grupo 14 crece de forma regular (solo London). En los grupos 15, 16 y 17, el hidruro del periodo 2 (NH_3, H_2O, HF) hierve muy por encima de lo esperado: tiene enlaces de hidrógeno.

6 Método para ordenar o justificar temperaturas de fusión y ebullición

Es la pregunta más repetida del tema. Sigue siempre el mismo orden y escribe cada paso: los criterios puntúan el tipo de sustancia, la fuerza que hay que vencer y la comparación.

1. Clasifica cada sustancia
Iónica, metálica, covalente reticular o molecular (a partir de los elementos: metal + no metal, solo metal, red de C o Si, no metales en moléculas).

2. Las redes van arriba
Iónicas, reticulares y casi todos los metales funden muy por encima de las sustancias moleculares: hay que romper enlaces.

3. Entre moleculares, ¿enlace de hidrógeno?
Si una lo tiene y las demás no, y el tamaño es parecido, es la de mayor temperatura.

4. ¿Polar o apolar?
Con tamaño parecido, la polar (dipolo-dipolo) por encima de la apolar.

5. London decide el resto
Más electrones (más masa molar) y moléculas más alargadas: mayor temperatura.

ORDENA DE MENOR A MAYOR TEMPERATURA DE EBULLICIÓN

Propano ($CH_3CH_2CH_3$), etanol (CH_3CH_2OH) y éter dimetílico (CH_3OCH_3).

Respuesta modelo

Las tres son moleculares y de masa molar casi igual (44, 46 y 46 g/mol): London es parecida en las tres. El **propano** es apolar: solo London. El **éter dimetílico** es polar (geometría angular en el O): London y dipolo-dipolo, pero no tiene H unido a O. El **etanol** tiene un grupo O–H: enlaces de hidrógeno. Orden: **propano < éter dimetílico < etanol** (datos reales: -42 °C, -25 °C y 78 °C).

Por qué puntúa. Etanol y éter dimetílico son isómeros (C_2H_6O): misma fórmula, propiedades muy distintas por las fuerzas intermoleculares.

ESTADO FÍSICO DE LAS SUSTANCIAS DEL ENUNCIADO

¿Por qué el I_2 es sólido a 25 °C y el F_2 es gas?

Respuesta modelo

Las dos son moléculas diatómicas apolares: entre ellas solo hay **fuerzas de London**. El I_2 tiene 106 electrones y una nube grande y muy polarizable; el F_2, 18 electrones. Las fuerzas de London del yodo son mucho más intensas y a 25 °C mantienen sus moléculas en una red sólida (funde a 114 °C); las del flúor no bastan ni para licuarlo (hierve a -188 °C).

Por qué puntúa. Es el apartado b del modelo de Castilla y León de 2025 y 2026, y Aragón 2026 lo preguntó con el F_2 y el Br_2.

Lo que dicen las comisiones

Murcia (Consejos para el examen): en las ordenaciones solo pondrán casos sin duda sobre la importancia relativa de las fuerzas, o pedirán justificar un orden ya dado; recuerda que London existe entre todas las moléculas y puede decidir si los tamaños son muy distintos. **Extremadura**: si piden razonar y no lo haces, te quedas con la mitad («0,50 puntos (0,25 puntos si no razona)», criterios de 2026). **Castilla-La Mancha**: «0,25 p si no lo explican» en el mismo tipo de apartado.

7 Solubilidad: semejante disuelve a semejante

Una sustancia se disuelve bien si las atracciones nuevas entre soluto y disolvente compensan las que se rompen. Regla práctica: **lo polar (y lo iónico) se disuelve en disolventes polares como el agua; lo apolar, en disolventes apolares** (hexano, CCl_4, CS_2).

- **Iónicos en agua**: muchos se disuelven porque las moléculas polares del agua rodean a los iones (**interacción ion-dipolo**, hidratación): $NaCl\,(s) \longrightarrow Na^+\,(aq) + Cl^-\,(aq)$. No todos: el $AgCl$ o el $CaCO_3$ son muy poco solubles porque la atracción entre sus iones en la red no se compensa con la hidratación (lo cuantificas con K_s en el **Tema 12**).
- **Moleculares polares con enlace de hidrógeno** (metanol, etanol, amoníaco, azúcares): muy solubles; el metanol y el etanol se mezclan con el agua en cualquier proporción. Con la cadena carbonada larga, la parte apolar pesa más y la solubilidad baja.
- **Moleculares apolares** (CH_4, I_2, CCl_4, CF_4, aceites): muy poco solubles en agua y solubles en disolventes apolares. El azufre (S_8) se disuelve en CS_2; el yodo, en hexano. La vitamina A (casi toda hidrocarbonada) es liposoluble; la C, con varios OH, hidrosoluble (Asturias 2025).
- **Metales y sólidos covalentes reticulares**: insolubles en agua y en cualquier disolvente común. Algunos metales **reaccionan** con el agua, que no es lo mismo: $2\,Na\,(s) + 2\,H_2O\,(l) \longrightarrow 2\,NaOH\,(aq) + H_2\,(g)$.
- **Disolverse no es reaccionar**: el CaO (cal viva) reacciona con el agua y da hidróxido de calcio, poco soluble: $CaO\,(s) + H_2O\,(l) \longrightarrow Ca(OH)_2\,(s)$. El HCl y el NH_3 se disuelven y además reaccionan (Tema 13).

CUESTIÓN RAZONADA (TIPO PAU)

¿Por qué el metanol (CH_3OH) es soluble en agua y el metano (CH_4) casi no?

Respuesta modelo

El agua es polar y sus moléculas se unen por enlaces de hidrógeno. El **metanol** es polar y tiene un grupo O–H: forma enlaces de hidrógeno con el agua, y las moléculas de los dos se mezclan. El **metano** es apolar (tetraédrico, $\mu = 0$): solo puede atraer al agua con fuerzas de London débiles, que no compensan los enlaces de hidrógeno entre moléculas de agua que habría que romper. «Semejante disuelve a semejante».

Por qué puntúa. Escribe la fuerza entre soluto y disolvente, no solo «polar con polar».

8 Las cuatro clases de sustancias y sus propiedades

Todo el bloque de enlace acaba en esta tabla mental. Las propiedades salen de **qué partículas** forman la sustancia y **qué las une**.

Iónicas

red de iones (NaCl, KBr, MgO, $CaCl_2$)

- Sólidas a 25 °C; fusión **alta** (NaCl 801 °C)
- **Duras pero frágiles**: un golpe desplaza un plano y enfrenta iones del mismo signo, que se repelen
- **No conducen sólidas** (iones fijos); **sí fundidas o disueltas** (iones móviles)
- Muchas, solubles en agua; insolubles en disolventes apolares

Moleculares

moléculas (H_2O, CO_2, I_2, CH_4)

- Gases, líquidos o sólidos **blandos**; fusión y ebullición **bajas**
- Puras, **no conducen** (moléculas neutras, electrones localizados)
- Polares, en agua; apolares, en disolventes apolares
- Algunos sólidos **subliman** con facilidad (I_2, CO_2 sólido)

Covalentes reticulares

red de átomos (diamante, grafito, SiO_2)

- Fusión **muy alta**; **muy duras** (diamante)
- **No conducen** (excepto el **grafito**, con electrones deslocalizados en sus capas)
- **Insolubles** en todos los disolventes
- Su estructura la ves en el Tema 6

Metálicas

cationes en una nube de electrones (Cu, Fe, Na, Al)

- Fusión variable: Hg -39 °C, Na 98 °C, Fe 1538 °C
- **Conducen** la electricidad y el calor **en estado sólido y fundido**
- **Dúctiles y maleables**: los planos se deslizan sin romper la nube electrónica
- Brillo metálico; insolubles (algunos reaccionan con el agua). Modelo de la nube y bandas: Tema 5

Sustancia	¿Conduce sólida?	¿Conduce fundida?	¿Conduce disuelta en agua?
Iónica (NaCl)	No	Sí	Sí
Molecular apolar (I_2, CH_4)	No	No	No (casi no se disuelve)
Molecular que se ioniza (HCl)	No	No	Sí: forma iones
Covalente reticular (diamante)	No (grafito, sí)	—	Insoluble
Metálica (Cu)	Sí	Sí	Insoluble

El HCl es molecular, pero en agua se ioniza: $HCl\,(g) + H_2O\,(l) \longrightarrow H_3O^+\,(aq) + Cl^-\,(aq)$. Por eso su disolución conduce y el HCl líquido puro no. El azúcar o el etanol disueltos no conducen.

9 Cómo deducir el tipo de sustancia

Te lo pueden pedir al revés: con las **propiedades** de unas sustancias desconocidas (País Vasco 2026, Asturias 2025) o con los **elementos** que las forman (casi todas las comunidades). Usa las propiedades que más discriminan: conductividad en sólido, temperatura de fusión y conductividad fundida o disuelta.

- **Por los elementos**: metal + no metal con gran diferencia de electronegatividad → iónica (KF, CaO, $MgCl_2$); solo metales → metálica; C (diamante, grafito), Si, SiO_2, SiC → covalente reticular; no metales que forman moléculas → molecular (H_2O, I_2, HF, CO_2).
- Ojo con el BF_3 y el BCl_3: la diferencia de electronegatividad B–F es grande (3,98 - 2,04 = 1,94), pero **son moléculas covalentes de verdad**, no compuestos iónicos: el B, semimetal muy pequeño, no forma iones B^{3+}. El BF_3 es un gas (funde a -127 °C y hierve a -100 °C) y el BCl_3 hierve a 12,5 °C. Así los corrigen las comisiones: «BF3 (covalente)» (Extremadura 2026), y el BCl_3 como molécula trigonal plana apolar en Madrid y País Vasco (2025).
- En la PAU, un gas o un líquido a 25 °C es **molecular** (o un gas noble); la excepción que debes conocer es el **mercurio**, metal líquido (existen también sales líquidas a temperatura ambiente, los líquidos iónicos, pero no las piden).
- Si piden «la sustancia de menor punto de fusión» de una lista, busca la **molecular con las fuerzas más débiles** (la apolar más pequeña).

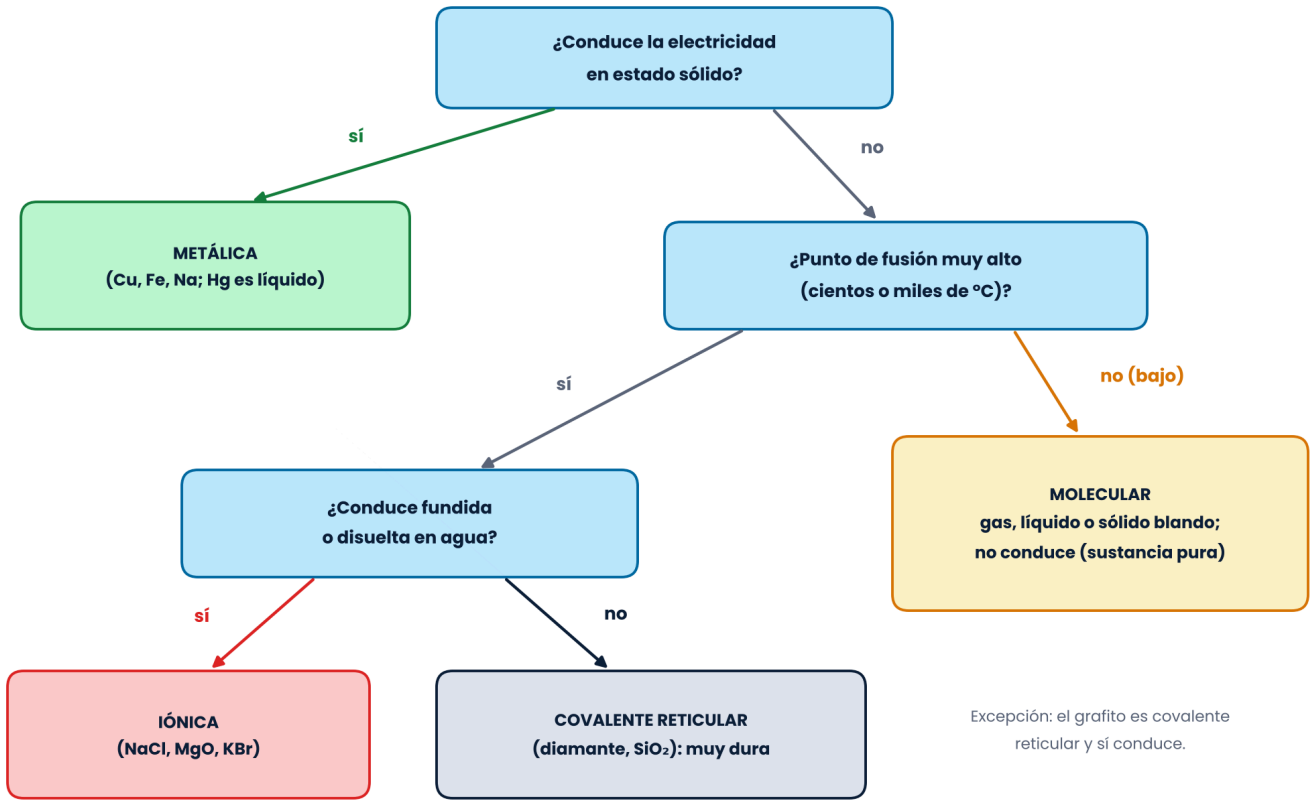
IDENTIFICA EL TIPO DE SUSTANCIA

Una sustancia blanca funde a 801 °C, no conduce en estado sólido y sí cuando está fundida o disuelta en agua.

Respuesta modelo

Funde a alta temperatura: no es molecular. No conduce en sólido: no es un metal. Conduce fundida y disuelta: tiene **iones** que en el sólido están fijos y al fundir o disolver quedan libres. Es una **sustancia iónica** (son los datos del NaCl).

Por qué puntúa. La conductividad fundida o disuelta es la prueba que separa iónica de covalente reticular.



Árbol para deducir el tipo de sustancia. Primero la conductividad en sólido (metales); después la temperatura de fusión (moleculares, si es baja); por último, la conductividad fundida o disuelta separa las iónicas de las covalentes reticulares. El grafito es la excepción: reticular y conductor.

10 Qué te piden en tu comunidad

El tema sale en 48 de las 68 convocatorias ordinarias y extraordinarias de 2025 y 2026, en las 17 comunidades. Ningún documento oficial excluye contenidos de este tema; Galicia y Murcia solo fijan el formato de las preguntas (abajo y en el método). Lo que ha caído y lo que conviene saber:

Comunidad	Qué ha caído (2025–2026)	Ojo
Andalucía	Pregunta 1B: puntos de fusión y ebullición, solubilidad, enlaces de hidrógeno; a veces en orgánica	Su currículo nombra las tres fuerzas (enlaces de hidrógeno, dispersión, dipolo-dipolo)
Aragón	NH_3 frente a PH_3 (2025), F_2 gas y Br_2 líquido (2026), asignar puntos de fusión y conductividad (2026)	Siempre en una opción a elegir
Asturias	Pregunta 2A: propan-2-ol frente a acetona y tipo de sólido (2025), vitaminas A y C y alcanos (2025), HCl-HBr-HI (2026)	Desglose oficial de la puntuación en cada apartado

Comunidad	Qué ha caído (2025–2026)	Ojo
Illes Balears	«Elige la especie» por enlace o fuerzas (2025 y 2026), estado físico por London	Errata de 2025 ($CHBr_3$): razona con London
Canarias	Puntos de ebullición de gases combustibles (2025), enlaces de hidrógeno de H_2S y NCl_3 (2026)	Como apartado dentro de otra pregunta
Cantabria	Puntos de ebullición, solubilidad y orden de puntos de fusión (2025); HF frente a HCl y CS_2 frente a CO_2 (2026)	En las cuatro convocatorias
Castilla-La Mancha	Solubilidad del CF_4 (2025), propiedades de I_2, Cu y CaO (2026)	Sin justificar, la mitad
Castilla y León	Propan-2-ol frente a 1-cloropropano (2025); modelo: agua y H_2S, I_2 y F_2	Su matriz solo recoge el modelo de la nube electrónica para los metales
Cataluña	Estado de los halógenos, etanol frente a éter, dipolo-dipolo en el PCl_3	Su currículo no recoge la teoría de bandas (Tema 5)
C. Valenciana	Solubilidad en agua o en benceno (2025 y 2026)	Su decreto nombra las propiedades del agua y los sólidos atómicos
Extremadura	Enlaces de hidrógeno con el agua (2025, 2026), propiedades según el enlace (2026)	Lewis sin pares libres, 0 puntos
Galicia	KCl frente a Cl_2, solubilidad del Cl_2, metano frente a propano (2025); CO_2 frente a diamante, fusión del LiF (2026)	Bloque 2: solo cuestiones razonadas
La Rioja	Enlace de hidrógeno y sólido covalente (2025), NaBr frente a Br_2 y metano frente a metanol (2026)	Errata de 2026: los 59 °C del Br_2 son su ebullición
Madrid	En todas las convocatorias: ordenar temperaturas, solubilidad, conductividad	Justifica con fuerzas intermoleculares, no con enlaces
Región de Murcia	CS_2 líquido y CO_2 gas, fuerzas de CCl_4, $CHCl_3$ y CH_3OH (2025)	Ordenaciones solo en casos claros
Navarra	Pregunta 1 (obligatoria): enlaces de hidrógeno y conductividad en estado líquido	0,5 puntos cada vez
País Vasco	En las cuatro convocatorias: tipo de enlace, asignar temperaturas, conductividad y solubilidad	Valoran los esquemas y dibujos

Fuente: exámenes y criterios oficiales de 2025 y 2026 y documentos de cada comisión (currículos, matrices, orientaciones).

Lo que añaden o matizan algunas comunidades

Comunitat Valenciana: el Decreto 108/2022 incluye, en el apartado de enlace intermolecular, las propiedades del agua y su importancia en los sistemas naturales, y los sólidos atómicos con su estructura y propiedades. **Illes Balears**: la matriz de la UIB pide comparar sólidos atómicos como el diamante y el grafito. **Galicia** (orientaciones): en el Bloque 2 se formulan «CUESTIÓNS, que deberán ser razoadas/xustificadas» (cuestiones razonadas, sin problemas numéricos), entre ellas «Forzas intermoleculares».

11 Ejercicio resuelto: deducir el tipo de enlace por las propiedades y las fuerzas del PCl_3 (País Vasco 2026)

PAU PAÍS VASCO 2026 · CONVOCATORIA ORDINARIA · BLOQUE C, PROBLEMA C1 (A ELEGIR ENTRE C1 Y C2; 2 PUNTOS)

En un laboratorio se han sintetizado tres compuestos desconocidos: el compuesto X presenta un punto de fusión de 1520 °C y conduce la electricidad en estado fundido, pero no en estado sólido; el compuesto Y tiene un punto de fusión de -112 °C y es un gas a temperatura ambiente; sin embargo, el

compuesto Z es un sólido duro que presenta un punto de fusión superior a 3000 °C, es insoluble en agua y no conduce la electricidad. (De los datos generales del examen: números atómicos P (Z = 15) y Cl (Z = 17).)

a) Identificar el tipo de enlace predominante en cada compuesto (iónico, metálico, molécula covalente o red covalente) y justificar la respuesta en base a las propiedades descritas. (0,75 puntos)

b) Se sabe que el compuesto Y está formado por tres átomos de cloro unidos a un átomo central de fósforo. Dibujar su estructura de Lewis y determinar su geometría molecular mediante la Teoría de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia (RPECV). ¿Es una molécula polar? Justificar. (0,75 puntos)

c) Explicar qué tipo de fuerzas intermoleculares están presentes en el compuesto Y en estado líquido. (0,50 puntos)

Apartado a)

1. La idea: no te dan fórmulas, te dan **propiedades**. Recorre el árbol: conductividad en sólido, temperatura de fusión y conductividad fundido.
2. **X**: funde a 1520 °C (alta: hay que romper una red) y **no conduce en sólido pero sí fundido**. Tiene partículas cargadas que en el sólido están fijas y al fundir se mueven: **iones**. No es un metal, que conduciría también en sólido.
3. **Y**: funde a -112 °C y es gas a temperatura ambiente: entre sus partículas solo hay **fuerzas intermoleculares** débiles. Es una **molécula covalente** (sustancia molecular).
4. **Z**: sólido **duro**, funde por encima de 3000 °C, insoluble y no conduce. Para fundirlo hay que romper **enlaces covalentes** de toda la red y no tiene ni iones ni electrones móviles: **red covalente** (como el diamante o el cuarzo).

SOLUCIÓN X, **iónico**; Y, **molécula covalente**; Z, **red covalente**. Ninguno es metálico: ninguno conduce en estado sólido.

Apartado b)

1. Electrones de valencia: P ($1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^3$) aporta 5; cada Cl ($\ldots 3s^2\,3p^5$), 7. Total: $5 + 3 \cdot 7 = 26$ electrones, **13 pares**.
2. Lewis: el P en el centro con **tres enlaces sencillos P–Cl** (3 pares) y **un par libre**; cada Cl con **tres pares libres** (9 pares). $3 + 1 + 9 = 13$ pares: cuadra, y todos cumplen el octeto.
3. RPECV: alrededor del P hay **4 pares** (3 enlazantes y 1 libre), tipo $\mathrm{AB_3E}$: los pares se orientan hacia los vértices de un tetraedro, pero la **geometría molecular** (la de los átomos) es **pirámide trigonal**, con ángulos Cl–P–Cl menores de 109,5° porque el par libre repele más.
4. Polaridad: cada enlace P–Cl es polar (electronegatividad de Pauling: Cl 3,16; P 2,19; diferencia 0,97) y en una pirámide los tres momentos **no se anulan**: el momento dipolar total no es cero (el medido es de unos 0,56 D).

SOLUCIÓN Lewis con 26 electrones (3 enlaces P–Cl, un par libre en el P y tres en cada Cl); geometría de **pirámide trigonal**; molécula **polar**.

Apartado c)

1. La idea: Y es una molécula **polar** sin H unido a F, O o N. Repasa las tres fuerzas.
2. **Dipolo-dipolo**: sí, porque es polar (el solucionario oficial da esta respuesta).

3. **Dispersión (London)**: sí, existen entre todas las moléculas; con 66 electrones por molécula ($15 + 3 \cdot 17$) son importantes y conviene decirlo.
4. **Enlace de hidrógeno**: no, la molécula no tiene hidrógeno.
5. Errata del enunciado: el PCl_3 real **no** es un gas a temperatura ambiente ni funde a -112 °C. Funde a -94 °C y hierve a 76 °C (CRC Handbook; la ecuación de Antoine del NIST da 75 °C): a 25 °C es un **líquido**. Para responder no importa: sigue siendo una sustancia molecular, y el propio apartado c habla del «compuesto Y en estado líquido».

SOLUCIÓN En el PCl_3 líquido hay **fuerzas dipolo-dipolo** (molécula polar) y **fuerzas de dispersión de London**; no hay enlaces de hidrógeno.

Lo que puntúa. El solucionario oficial (UPV/EHU) reparte 0,75 + 0,75 + 0,50 y justifica X así: «Enlace iónico. Se justifica por el alto punto de fusión (1520°C) y porque conduce la electricidad en estado fundido (movilidad iónica) pero no en estado sólido». En c) solo da las fuerzas «de Van der Waals tipo dipolo-dipolo permanente, ya que es una molécula polar»: añadir London no resta y es más completo. Las instrucciones del examen premian los ejercicios «bien explicados y argumentados» y los criterios generales dicen que «Se valorará positivamente la inclusión de diagramas explicativos, esquemas, gráficas, dibujos»: dibuja la estructura de Lewis y la pirámide.

Error típico que te quita puntos. En a), dar el tipo sin relacionarlo con cada propiedad («X es iónico» a secas). En b), olvidar el par libre del P (sale una geometría trigonal plana, apolar, que es falsa) o los tres pares de cada Cl.

12 Ejercicio resuelto: dipolo-dipolo o London en HCl, HBr y HI (Asturias 2026)

PAU ASTURIAS 2026 · CONVOCATORIA EXTRAORDINARIA · PREGUNTA 2, OPCIÓN A (SE CONTESTAN 4 DE LAS 5 PREGUNTAS, CON UNA OPCIÓN DE CADA UNA; 2,5 PUNTOS)

La tabla muestra los puntos de ebullición, T_{vap}, a presión atmosférica, de tres haluros de hidrógeno (Z(Br) = 35 y Z(I) = 53). T_{vap}/°C: HCl, -85; HBr, -67; HI, -35. Conteste, razonadamente, si:

a) las fuerzas dipolo-dipolo pueden explicar la tendencia observada; (1,25 puntos)

b) las fuerzas de dispersión (London) pueden explicar la tendencia observada. (1,25 puntos)

Apartado a)

1. La idea: la tendencia es que la ebullición **sube** de HCl a HI. Hay que ver si cada fuerza crece en el mismo sentido.
2. Las tres son moléculas diatómicas con enlace covalente polar: tienen un **dipolo permanente** porque el halógeno es más electronegativo que el H.
3. La electronegatividad **disminuye al bajar en el grupo 17** (Pauling: Cl 3,16; Br 2,96; I 2,66; H 2,20). Las diferencias con el H son 0,96, 0,76 y 0,46: la polaridad baja de HCl a HI (momentos dipolares de unos 1,11 D, 0,83 D y 0,45 D).
4. Si mandaran las fuerzas dipolo-dipolo, el HCl, el más polar, tendría la ebullición **más alta** y el HI la más baja. Es justo al revés de lo que dice la tabla.

SOLUCIÓN **No**: las fuerzas dipolo-dipolo disminuyen de HCl a HI, así que predicen la tendencia contraria a la observada.

Apartado b)

1. Las fuerzas de London existen entre todas las moléculas y crecen con la **polarizabilidad**, que aumenta con el número de electrones y el tamaño de la nube.
2. Electrones por molécula: HCl, $1 + 17 = 18$; HBr, $1 + 35 = 36$; HI, $1 + 53 = 54$ (para eso dan Z(Br) y Z(I)).
3. De HCl a HI la nube es cada vez más grande y deformable: las fuerzas de London **aumentan**, y con ellas la energía necesaria para separar las moléculas.

SOLUCIÓN **Sí**: las fuerzas de London crecen con el número de electrones (18 < 36 < 54) y explican que la ebullición suba de HCl (-85 °C) a HI (-35 °C). En estos haluros predominan sobre las dipolo-dipolo.

Lo que puntúa. La solución oficial (Universidad de Oviedo) da el desglose: en a), «Existencia de un dipolo ↔ Diferencia de electronegatividad» 0,50 y «Tendencia de la electronegatividad en un grupo» 0,75; en b), «Fuezas [sic] de dispersión (London) ↔ N.º de electrones» 1,25. Es decir: hay que decir **por qué** hay dipolo, **cómo cambia** la electronegatividad en el grupo y **relacionar London con el número de electrones**. Un «sí» o un «no» sin esas tres ideas no puntúa.

Error típico que te quita puntos. Contestar «sí» en a) porque «las moléculas son polares»: que haya dipolo no basta, hay que ver si la tendencia cuadra. Y en b), decir solo «más masa molar» sin hablar de electrones o polarizabilidad: el desglose puntúa el número de electrones.

13 Ejercicio resuelto: enlace, fusión, conductividad y solubilidad de I_2, Cu y CaO (Castilla-La Mancha 2026)

PAU CASTILLA-LA MANCHA 2026 · CONVOCATORIA ORDINARIA · PROBLEMA 5, OPCIÓN 5B (A ELEGIR ENTRE 5A Y 5B; 2 PUNTOS)

Considere las sustancias I2, Cu y CaO y conteste razonadamente:

a) ¿Qué tipo de enlace presenta cada una de ellas? (0,5 puntos)

b) ¿Cuál tiene menor punto de fusión? (0,5 puntos)

c) ¿Cuál conduce la electricidad cuando está fundido, pero es aislante en estado sólido? (0,5 puntos)

d) Si son o no solubles en agua (0,5 puntos)

Apartado a)

1. La idea: clasifica por los elementos que forman cada sustancia.
2. I_2: dos átomos de un **no metal** iguales: **enlace covalente** (apolar) dentro de la molécula; la sustancia es **molecular** y sus moléculas se unen por fuerzas de London.
3. Cu: solo átomos de un **metal**: **enlace metálico** (cationes en una nube de electrones deslocalizados, Tema 5).
4. CaO: un **metal** (Ca, alcalinotérreo, poco electronegativo) y un **no metal** (O, muy electronegativo): el Ca cede dos electrones al O: **enlace iónico** (Ca^{2+} y O^{2-} en una red).

SOLUCIÓN I_2, **covalente** (sustancia molecular); Cu, **metálico**; CaO, **iónico**.

Apartado b)

1. Para fundir el Cu hay que vencer el enlace metálico y para fundir el CaO, la atracción entre iones de carga 2+ y 2- (energía reticular muy alta). Para fundir el $\mathrm{I_2}$ solo hay que separar moléculas.
2. Entre moléculas de $\mathrm{I_2}$, apolares, solo hay **fuerzas de London**, mucho más débiles que un enlace metálico o iónico.
3. Datos reales: $\mathrm{I_2}$, 114 °C; Cu, 1085 °C; CaO, más de 2500 °C.

SOLUCIÓN El $\mathrm{I_2}$ tiene el menor punto de fusión: sus moléculas solo están unidas por fuerzas de London.

Apartado c)

1. Conducir exige cargas que se puedan mover. En el Cu, los electrones deslocalizados se mueven ya en el sólido: conduce sólido y fundido.
2. En el CaO sólido, los iones están fijos en la red: no conduce. Al fundirlo, los iones $\mathrm{Ca^{2+}}$ y $\mathrm{O^{2-}}$ se mueven: conduce.
3. El $\mathrm{I_2}$ no conduce ni sólido ni fundido: sus moléculas son neutras y sus electrones están localizados.

SOLUCIÓN El CaO: es iónico; conduce fundido porque sus iones quedan libres y es aislante en sólido porque están fijos.

Apartado d)

1. $\mathrm{I_2}$: apolar; el agua es polar y sus moléculas están unidas por enlaces de hidrógeno que el yodo no puede sustituir: **muy poco soluble** en agua (sí en disolventes apolares como el hexano).
2. Cu: los metales **no se disuelven** en agua; el cobre, además, no reacciona con ella.
3. CaO: la solución oficial lo da por **soluble «por ser iónica»**. Precisión: el óxido de calcio (cal viva) no se disuelve sin más, **reacciona** con el agua y forma hidróxido de calcio, poco soluble: $\mathrm{CaO\,(s) + H_2O\,(l) \longrightarrow Ca(OH)_2\,(s)}$. Si lo escribes así, mejor; lo que puntúa es relacionar el carácter iónico con la interacción con el agua, polar.

SOLUCIÓN $\mathrm{I_2}$, insoluble (muy poco soluble) en agua; Cu, insoluble; CaO, interacciona con el agua (la solución oficial: «soluble en agua… por ser iónica»; en realidad reacciona y da $\mathrm{Ca(OH)_2}$).

Lo que puntúa. Criterios oficiales de la UCLM: a) «0.5p: tres bien; 0.25p: dos o uno bien»; b) «0.5p (0,25 p si no lo explican)»; c) «0,5 p si justifican porqué es el CaO ; 0,25 p sin justificar»; d) «0.5p los tres bien; 0.25p dos o uno bien.» Sin justificar, la mitad.

Error típico que te quita puntos. En b), decir que el $\mathrm{I_2}$ funde fácil «porque su enlace I–I es débil»: al fundir no se rompe el enlace covalente, se vencen las fuerzas de London entre moléculas. En c), elegir el Cu: conduce, pero también en sólido.

Conceptos clave

Fuerzas intermoleculares

Atracciones entre moléculas neutras (o entre átomos de gases nobles). Son mucho más débiles que los enlaces y son las que se vencen al fundir o hervir una sustancia molecular.

Fuerzas de Van der Waals

Nombre de la IUPAC para las fuerzas (atractivas o repulsivas) entre moléculas que no son enlaces ni interacciones entre iones: dipolo-dipolo, dipolo-dipolo inducido y dispersión (London).

Fuerzas de dispersión (London)

Atracción entre dipolos instantáneos y los dipolos que inducen en las moléculas vecinas. Existen entre todas las moléculas y crecen con el número de electrones y la superficie de contacto.

Polarizabilidad

Facilidad con que se deforma la nube electrónica de una molécula. Aumenta con el número de electrones y el tamaño, y con ella las fuerzas de London.

Fuerzas dipolo-dipolo

Atracción entre moléculas polares: el extremo δ+ de una atrae al δ- de la vecina. Se suman a las de London.

Enlace de hidrógeno

Atracción entre un H unido a F, O o N y un par libre de F, O o N de otra molécula (o de otra parte de la misma). Es la fuerza intermolecular más intensa entre moléculas de tamaño parecido. También se llama puente de hidrógeno.

Interacción ion-dipolo

Atracción entre un ion y moléculas polares, como las del agua que rodean a los iones al disolver una sal (hidratación).

Sustancia molecular

Formada por moléculas unidas por fuerzas intermoleculares: temperaturas de fusión y ebullición bajas y, pura, no conduce la electricidad.

Sólido covalente reticular

Red de átomos unidos por enlaces covalentes (diamante, grafito, SiO_2): muy alto punto de fusión, insoluble y, salvo el grafito, no conductor.

Sólido iónico

Red de cationes y aniones unidos por atracción electrostática: punto de fusión alto, duro y frágil; conduce fundido o disuelto, no en sólido.

Sólido metálico

Red de cationes en una nube de electrones deslocalizados: conduce en sólido y fundido, dúctil y maleable.

Temperatura de ebullición normal

Temperatura a la que hierve un líquido a 1 atm de presión. Es la que dan las tablas y los exámenes.

Sublimación

Paso directo de sólido a gas, como el del CO_2 sólido a −78,5 °C a 1 atm o el del yodo al calentarlo suavemente.

Miscibles

Dos líquidos que se mezclan en cualquier proporción, como el agua y el etanol.

MODO PAU

Siete claves que valen puntos

Qué se rompe

Al fundir o hervir una sustancia **molecular** se vencen **fuerzas intermoleculares**, no enlaces covalentes.

Primero, el tipo

Clasifica cada sustancia (iónica, metálica, reticular, molecular) antes de comparar: las redes van muy por encima.

London siempre

Existen en **todas** las moléculas y crecen con el **número de electrones** y el tamaño. En HCl < HBr < HI mandan ellas.

Enlace de H

Solo con **H unido a F, O o N** y un par libre de F, O o N. PH_3, H_2S, CH_4 y los éteres no lo forman entre sus moléculas.

Polar

Para hablar de dipolo-dipolo, demuestra antes que la molécula es **polar** (enlaces polares y geometría que no los anula).

Conductividad

Metal: sólido y fundido. Iónico: **solo fundido o disuelto**. Molecular y reticular: no (grafito y disoluciones de ácidos, excepciones).

Justifica

Nombra la fuerza, di por qué existe y compara: sin justificar te quedas con la mitad (Castilla-La Mancha, Extremadura) o con nada.

Cómo te lo pueden preguntar

- Justificar el estado físico, ordenar temperaturas de fusión o ebullición o explicar la solubilidad con las fuerzas intermoleculares (London, dipolo-dipolo, enlace de hidrógeno): sale en 46 de las 68 convocatorias, en las 17 comunidades.
- Deducir el tipo de sustancia (iónica, molecular, reticular, metálica) a partir de sus elementos o de sus propiedades, y predecir conductividad, dureza o solubilidad: sale en 25 de las 68 convocatorias, en 13 comunidades.
- El tema completo (una u otra) sale en 48 de las 68 convocatorias, en las 17 comunidades. Lo normal es una cuestión de 2–2,5 puntos con varios apartados (muchas veces de 0,5; en Galicia, un apartado de 0,5 dentro de otra pregunta), a menudo mezclada con Lewis, RPECV e hibridación (Tema 6) o con energía reticular (Tema 5).
- Formatos frecuentes dentro de lo anterior: «elige de la lista la sustancia que…» (Illes Balears, País Vasco), verdadero o falso justificado (Andalucía, Madrid), «¿cuáles forman enlaces de hidrógeno?» (Navarra, Canarias, Extremadura) y asignar unas temperaturas dadas a unas sustancias (Aragón, País Vasco).

No lo confundas

- **Enlace** (une átomos o iones; se rompe en una reacción) con **fuerza intermolecular** (une moléculas; se vence al fundir o hervir una sustancia molecular).
- «Tiene hidrógeno» con «forma **enlaces de hidrógeno**»: el H tiene que estar unido a F, O o N. El CH_4 y el PH_3 tienen H y no los forman.
- **Enlace polar** con **molécula polar**: el CO_2 y el CCl_4 tienen enlaces polares y son moléculas apolares (Tema 6).
- **Masa molar** con la **causa** de las fuerzas de London: la masa es una pista; lo que cuenta es el número de electrones, el tamaño y la forma (pentano frente a neopentano, misma masa).
- **Disolverse** con **reaccionar** con el agua: el CaO y el sodio reaccionan; el NaCl se disuelve y se recupera al evaporar.
- **Ser iónico** con **conducir disuelto**: el HCl es molecular y su disolución conduce porque se ioniza.

- **Punto de fusión** con **punto de ebullición**: el bromo funde a -7 °C y hierve a 59 °C (La Rioja 2026 dio por error 59 °C como fusión).
- **Diamante** con **grafito**: los dos son carbono reticular, pero solo el grafito conduce.

Ponte a prueba

PAU Región de Murcia 2025 (ordinaria), Bloque 1, cuestión 1B (a elegir entre 1A y 1B; 2 puntos). El CS2 (l) es un disolvente volátil, inflamable y tóxico, muy importante en muchos procesos industriales. Es un disolvente eficaz para aceites, ceras, azufre y muchos compuestos orgánicos. El CO2 (g) es un gas necesario para la vida en la Tierra, pero también es el causante del efecto invernadero. a) Nombre ambas sustancias. (0,30 puntos) b) Represente sus estructuras de Lewis y explique brevemente cómo será su geometría y polaridad. (0,80 puntos) c) Justifique por qué el CS2 es un líquido a temperatura ambiente y el CO2 es un gas. (0,50 puntos) d) Explique si una disolución de azufre (S8) en CS2 conducirá la electricidad. (0,40 puntos)

Solución: a) $\mathrm{CS_2}$: disulfuro de carbono (sulfuro de carbono(IV)); $\mathrm{CO_2}$: dióxido de carbono (óxido de carbono(IV)). **b)** 16 electrones de valencia en los dos ($4 + 2 \cdot 6$): $\mathrm{S{=}C{=}S}$ y $\mathrm{O{=}C{=}O}$, con dos pares libres en cada S u O. El C tiene dos dominios y ningún par libre ($\mathrm{AB_2}$): **lineales**, 180°. Los enlaces son polares, pero en línea sus momentos se anulan: **apolares**. **c)** Solo hay fuerzas de **London**, que crecen con los electrones: 38 en el $\mathrm{CS_2}$ (76 g/mol) y 22 en el $\mathrm{CO_2}$ (44 g/mol). Las del $\mathrm{CS_2}$ son mayores: hierve a 46 °C, mientras que el $\mathrm{CO_2}$ sublima a -78,5 °C. **d)** No conduce: soluto y disolvente son covalentes moleculares, sin iones ni electrones móviles (la solución oficial lo justifica así).

PAU Illes Balears 2026 (ordinaria), Pregunta 2, apartado 2A (a elegir entre 2A y 2B; 2 puntos, 0,5 por apartado según los criterios; traducido del catalán). Considera las especies químicas siguientes: $\mathrm{I_2}$ (yodo sólido), CH4 (metano), $\mathrm{MgCl_2}$ (cloruro de magnesio), Cu (cobre) y $\mathrm{CH_3OH}$ (metanol). Para cada una de las situaciones descritas a continuación, selecciona la especie de la lista anterior que mejor se adapte y justifica tu elección basándote en el tipo de enlace o fuerzas intermoleculares. a) Un sólido molecular a temperatura ambiente, que sublima fácilmente cuando aumenta la temperatura. b) Un compuesto con un alto punto de fusión (>700 °C) que, en estado sólido, no conduce la electricidad, pero sí en estado líquido o en disolución acuosa. c) Una especie química que presenta alta conductividad eléctrica y térmica, así como una elevada ductilidad. d) Un compuesto molecular polar que, en estado líquido o en disolución acuosa diluida, presenta enlaces de hidrógeno como fuerza intermolecular dominante.

Solución: a) $\mathrm{I_2}$: sustancia molecular apolar; sus moléculas solo se unen por fuerzas de London, relativamente débiles, y por eso es volátil y sublima al calentarlo. **b)** $\mathrm{MgCl_2}$: compuesto iónico ($\mathrm{Mg^{2+}}$ y $\mathrm{Cl^-}$); la fuerte atracción entre iones explica su alto punto de fusión; los iones están fijos en el sólido y se mueven fundido o disuelto: $\mathrm{MgCl_2\,(s) \longrightarrow Mg^{2+}\,(aq) + \,2\,Cl^-\,(aq)}$. **c)** Cu: enlace metálico; los electrones deslocalizados conducen la electricidad y el calor, y los planos de átomos se deslizan sin romper la red (ductilidad). **d)** $\mathrm{CH_3OH}$: molécula polar con un grupo O–H, que forma enlaces de hidrógeno con otras moléculas de metanol y con el agua. El $\mathrm{CH_4}$ sobra: es molecular, gas y apolar.

PAU Extremadura 2026 (extraordinaria), Apartado 1, ejercicio 1.2 (a elegir entre 1.1 y 1.2; 2,5 puntos, 0,5 por apartado). Dadas las sustancias HF, Fe, KF, H2O y BF3. a) Indicar el tipo de enlace que presenta cada una de ellas. b) Razonar qué sustancia tendrá menor punto de fusión. c) Indicar cuál/es sustancias conducen la corriente en estado sólido, cuál/es lo hacen en estado fundido y cuál/es no la conducen en ningún caso. Razonar la respuesta. d) Indicar la hibridación que presentan las moléculas H2O y BF3. e) Deducir la geometría de las moléculas H2O y BF3. Datos: Números atómicos (Z): H = 1; B = 5; O = 7; F = 9

Solución: Errata del enunciado: el oxígeno tiene **Z = 8**, no 7. **a)** HF, $\mathrm{H_2O}$ y $\mathrm{BF_3}$: covalente (moleculares); Fe: metálico; KF: iónico. **b)** El $\mathrm{BF_3}$: es molecular **apolar** (trigonal plana), con solo fuerzas de London; HF y $\mathrm{H_2O}$ tienen enlaces de hidrógeno, y Fe y KF son redes (datos reales: $\mathrm{BF_3}$ −127 °C; HF −83 °C; $\mathrm{H_2O}$ 0 °C). **c)** En sólido conduce el **Fe** (electrones deslocalizados); fundido, el **Fe** y el **KF** (iones móviles); no conducen HF, $\mathrm{H_2O}$ ni $\mathrm{BF_3}$ puros (moléculas neutras). **d)** O del $\mathrm{H_2O}$: 4 dominios (2 enlaces y 2 pares libres), sp^3; B del $\mathrm{BF_3}$: 3 dominios, sp^2. **e)** $\mathrm{H_2O}$: angular (unos 104,5°); $\mathrm{BF_3}$: trigonal plana (120°). Coincide con los criterios oficiales; recuerda que en Extremadura una estructura de Lewis sin los pares libres vale 0 («Se penalizará hasta el 100% las estructuras de Lewis incompletas», criterios 2026-27).

Fuentes

1. Real Decreto 243/2022, de 5 de abril, por el que se establecen la ordenación y las enseñanzas mínimas del Bachillerato (Química, bloque A: enlace químico y fuerzas intermoleculares)
2. IUPAC (2011). Definition of the hydrogen bond (IUPAC Recommendations 2011). Pure and Applied Chemistry 83, 1637–1641
3. IUPAC Compendium of Chemical Terminology (Gold Book): «van der Waals forces»
4. NIST Chemistry WebBook, SRD 69 (temperaturas de ebullición y ecuaciones de Antoine; consultado el 26-oct-2026)
5. CRC Handbook of Chemistry and Physics, 97.ª ed. (2016): «Physical Constants of Inorganic Compounds», «Physical Constants of Organic Compounds» y «Dipole Moments»
6. PAU País Vasco 2026, ordinaria: examen
7. PAU País Vasco 2026, ordinaria: solucionario y criterios
8. PAU Asturias 2026, extraordinaria: examen
9. PAU Asturias 2026, extraordinaria: examen resuelto y criterios de corrección
10. PAU Castilla-La Mancha 2026, ordinaria: examen
11. PAU Castilla-La Mancha 2026, ordinaria: criterios de corrección
12. PAU Región de Murcia 2025, ordinaria (junio): examen
13. PAU Región de Murcia 2025, ordinaria (junio): soluciones
14. PAU Illes Balears 2026, ordinaria: examen (en catalán)
15. PAU Illes Balears 2026, ordinaria: criterios (en catalán)
16. PAU Extremadura 2026, extraordinaria: examen
17. PAU Extremadura 2026, extraordinaria: criterios
18. Decreto 108/2022, de 5 de agosto, del Consell (Comunitat Valenciana), currículo de Bachillerato: Química

Imágenes: Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib). · Farmeando PAU (datos CRC y NIST): Farmeando PAU, gráfica de elaboración propia (Python y matplotlib) con datos del CRC Handbook of Chemistry and Physics (97.ª ed.) contrastados con el NIST Chemistry WebBook. · Farmeando PAU (datos CRC y NIST): Farmeando PAU, gráfica de elaboración propia (Python y matplotlib) con datos del CRC Handbook of Chemistry and Physics (97.ª ed.) contrastados con el NIST Chemistry WebBook. · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib).

Apuntes de Farmeando PAU · farmeandopau.com · Revisados frente a fuentes. Última revisión: 15 de noviembre de 2026. Licencia CC BY-NC-ND 4.0: puedes copiarlo y compartirlo citándonos, sin uso comercial ni cambios (las imágenes, con su propia licencia). ¿Un error? Avísanos desde la página del tema. Cómo los hacemos: farmeandopau.com/metodologia.