Enlace covalente: Lewis, RPECV, hibridación y polaridad

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

Es de lo más seguro del examen: algún apartado del tema sale en **58 de las 68 convocatorias** de 2025 y 2026, en las **17 comunidades**. El esquema casi siempre es el mismo: **estructura de Lewis** (contando electrones y con todos los pares libres) → **dominios** del átomo central → **geometría RPECV** y ángulo → **hibridación** (sp, sp², sp³) → **polaridad** (enlaces polares y si la geometría los anula). Lewis, RPECV y polaridad caen en 55 de las 68; la hibridación, en 26 (Murcia y la C. Valenciana la excluyen y el currículo catalán no la recoge).

1 El enlace covalente: compartir pares de electrones

Dos no metales no se ceden electrones: los **comparten**. Cada par compartido es un **enlace covalente** y los dos núcleos atraen ese par a la vez. Con un par hay enlace **simple**, con dos, **doble** y con tres, **triple**. La idea guía es la **regla del octeto**: cada átomo tiende a rodearse de 8 electrones en su capa de valencia (el H, de 2), como el gas noble que le sigue.

- **Orden de enlace y longitud:** cuantos más pares se comparten, más corto y fuerte es el enlace: $C{-}C$ 154 pm, $C{=}C$ 134 pm, $C{\equiv}C$ 120 pm.
- **Enlace polar o apolar:** si los dos átomos son iguales (H_2, Cl_2), el par está en el centro: enlace **covalente apolar**. Si uno es más **electronegativo**, atrae más el par y aparecen cargas parciales δ^+ y δ^-: enlace **covalente polar**. Cuanto mayor es la diferencia de electronegatividad, $\Delta\chi$, más polar.
- **De covalente a iónico hay una escala, no un salto.** Con un metal y un no metal ($NaCl$, $\Delta\chi = 2{,}23$) el enlace es iónico (Tema 5), pero no hay frontera numérica exacta: el $B{-}F$ tiene $\Delta\chi = 1{,}94$ y el BF_3 es molecular. Razona con el **tipo de elementos**: no metal + no metal → covalente.
- **Enlace covalente dativo (o coordinado):** los dos electrones del par los pone **un solo átomo**: $NH_3 + H^+ \longrightarrow NH_4^+$, $H_2O + H^+ \longrightarrow H_3O^+$. Una vez formado es **idéntico** a los demás: en el NH_4^+ los cuatro $N{-}H$ son iguales.
- **Ácidos y bases de Lewis:** el BF_3 (octeto incompleto) acepta un par y el NH_3 lo cede: $BF_3 + NH_3 \longrightarrow F_3B{-}NH_3$. No está en el Real Decreto 243/2022, pero Madrid 2026 (reserva 1, 2B c) preguntó: «Explique si el BCl3 y el NH3 se comportan como ácidos o bases de Lewis».

Enlace	$\Delta\chi$ (Pauling)	Tipo
$H{-}H$, $Cl{-}Cl$	0	Covalente apolar
$P{-}H$	0,01	Prácticamente apolar
$C{-}H$	0,35	Poco polar
$C{-}Cl$	0,61	Covalente polar
$N{-}H$	0,84	Covalente polar

Enlace	$\Delta\chi$ (Pauling)	Tipo
$\mathrm{O{-}H}$	1,24	Muy polar
$\mathrm{Na{-}Cl}$	2,23	Iónico

Electronegatividades de Pauling: H 2,20; B 2,04; C 2,55; N 3,04; O 3,44; F 3,98; Na 0,93; Si 1,90; P 2,19; S 2,58; Cl 3,16; Br 2,96. Si el examen da valores, usa los suyos.

2 Estructuras de Lewis paso a paso

Una **estructura de Lewis** dibuja cada átomo con sus **pares enlazantes** (líneas) y sus **pares no enlazantes** o libres (puntos). Es el primer paso de casi todas las preguntas del tema: de ella salen la geometría, la hibridación y la polaridad. Las soluciones oficiales (Asturias, País Vasco, Castilla-La Mancha) empiezan siempre **contando electrones**: hazlo tú también.

- **Atajo de las soluciones de Castilla-La Mancha:** N = electrones necesarios (8 por átomo, 2 por H), V = electrones de valencia, $C = N - V$ = electrones compartidos y $S = V - C$ = electrones no enlazantes. En el $\mathrm{OCl_2}$: $N = 24$, $V = 20$, $C = 4$ (2 enlaces) y $S = 16$ (8 pares libres).
- **Valencias típicas** con octeto: H y halógenos, 1 enlace; O y S, 2 enlaces y 2 pares libres; N y P, 3 y 1; C y Si, 4 y ninguno.
- **Dobles y triples** aparecen cuando no llegan los electrones: $\mathrm{O{=}C{=}O}$ (16 e^-), $\mathrm{H{-}C{\equiv}N}$ (10 e^-), el formaldehído $\mathrm{H_2C{=}O}$ (12 e^-) o el $\mathrm{O{=}C{=}S}$ (16 e^-, que Cantabria y Murcia escriben OCS o SCO).
- **Iones entre corchetes** con la carga arriba a la derecha: $[\mathrm{NH_4}]^+$, $[\mathrm{CO_3}]^{2-}$.
- **Dibuja todos los pares libres**, también los de los átomos de fuera: entre los errores de junio de 2026 que recoge el acta de coordinación de Canarias del 30-09-2026 está dibujar las estructuras de Lewis solo con los electrones del átomo central.

1. Cuenta los electrones de valencia

Suma los de todos los átomos (grupo 1 → 1, 2 → 2, 13 → 3, 14 → 4, 15 → 5, 16 → 6, 17 → 7). **Anión: suma su carga; catión: réstala.** $\mathrm{NH_4}^+$: $5 + 4 \cdot 1 - 1 = 8$; $\mathrm{CO_3}^{2-}$: $4 + 3 \cdot 6 + 2 = 24$.

2. Elige el átomo central

Normalmente, el **menos electronegativo** (nunca H ni F, que solo forman un enlace) y el que aparece una vez: C en $\mathrm{CO_2}$, N en $\mathrm{NF_3}$, Si en $\mathrm{SiF_4}$. Manda la segunda pista: en el $\mathrm{OCl_2}$ y el $\mathrm{OF_2}$ el central es el **O**, que forma dos enlaces, aunque sea más electronegativo que el Cl.

3. Une con enlaces simples

Un par por cada enlace entre el central y cada átomo de alrededor. Resta esos electrones del total.

4. Completa los octetos de fuera

Reparte los electrones que quedan como pares libres en los átomos terminales (8 cada uno; el H se queda con 2). Lo que sobre va al átomo central.

5. Revisa el central

Si le faltan electrones, convierte un par libre de un vecino en un enlace doble (o triple). Comprueba al final: $2\times$(enlaces) $+ 2\times$(pares libres) = electrones de valencia.

LEWIS DEL HCN

Escribe la estructura de Lewis del cianuro de hidrógeno, HCN.

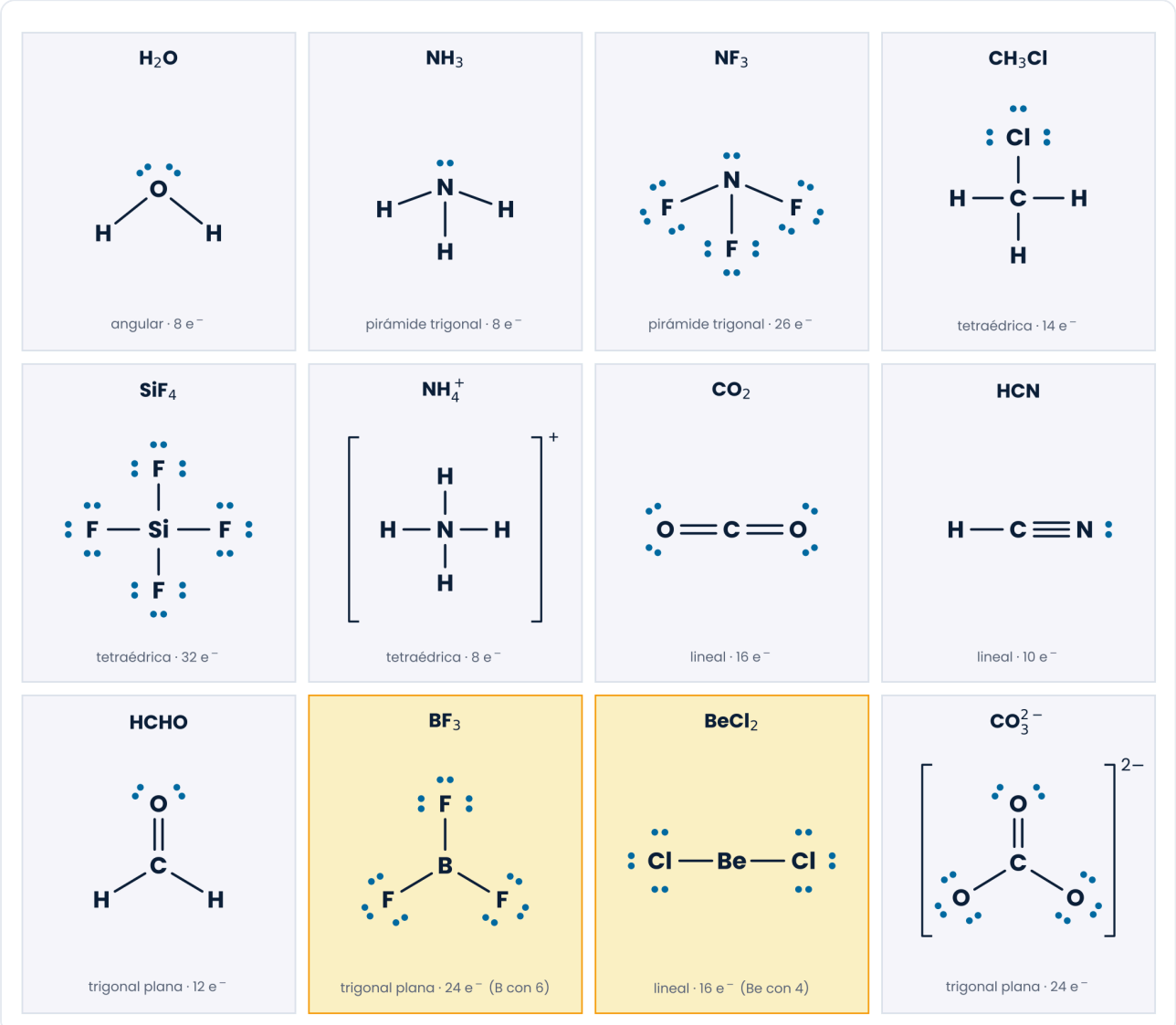
Respuesta modelo

Electrones: $1 + 4 + 5 = 10$ (5 pares). Central: C. Con $\mathrm{H{-}C{-}N}$ se gastan 4; los 6 restantes, en el N, dejan al C con solo 4 electrones. Pasa dos pares del N al enlace: $\mathrm{H{-}C{\equiv}N}$, con **un par libre en el N**. Comprobación: $2 \cdot 4 + 2 \cdot 1 = 10$; C y N con 8, H con 2.

Por qué puntúa. La Rioja 2026 (ordinaria, 1A b) lo pidió con hibridación, geometría y polaridad: C sp, lineal, polar.

Una estructura de Lewis incompleta puede valer 0

Extremadura 2026 (criterios de la ordinaria, 1.2 a): «0 puntos si no se indican los pares de electrones no enlazantes»; sus criterios generales de 2026-27: «Se penalizará hasta el 100% las estructuras de Lewis incompletas (por ejemplo, se valorará con un 0 aquellas estructuras a las que le falten los pares de electrones sin compartir)». Murcia (criterios PAU 2027): «Se penalizarán las estructuras de Lewis incompletas, con hasta el 100% de su puntuación». En Castilla-La Mancha la frase no es de la UCLM sino de la orientación de la **Crue** 2025-26 que la UCLM publica en su web («Se penalizan hasta el 100% las estructuras de Lewis incompletas»); los criterios de corrección propios de la UCLM de 2025 y 2026 no la recogen.



Estructuras de Lewis que más caen. Debajo de cada una, la geometría y los electrones de valencia. En amarillo, dos excepciones al octeto: el B del $\mathrm{BF_3}$ se queda con 6 electrones y el Be del $\mathrm{BeCl_2}$, con 4.

3 Excepciones a la regla del octeto

La regla del octeto es una guía, no una ley. Hay tres tipos de excepciones y dos de ellas caen en la PAU: átomos centrales con **menos de 8** electrones (Be, B, Al) y con **más de 8** (P, S, Cl y otros del periodo 3 en adelante).

- **Be y B** tienen 2 y 3 electrones de valencia y forman 2 y 3 enlaces: se quedan con 4 y 6 electrones. $BeCl_2$ es **lineal** y BF_3, **trigonal plana**.
- **Octeto expandido:** a partir del periodo 3 el átomo central puede rodearse de 10 o 12 electrones (PCl_5, SF_6). Cuidado: el PCl_3 y el SCl_2 **sí** cumplen el octeto.
- **El SO_2 admite dos dibujos.** Con octeto, $O{=}S{-}O$ (y su forma resonante); con octeto expandido, $O{=}S{=}O$ con un par libre en el S. La solución oficial de Madrid 2026 (reserva 2, 2B a) dibuja $O{=}S{=}O$ y añade: «también válida si dibujan alguna de sus formas resonantes». Las dos dan 3 dominios: angular y sp².

Especie	e⁻ de valencia	e⁻ alrededor del central	Tipo
$BeCl_2$, BeH_2	16 y 4	4 (Be)	Octeto incompleto
BF_3, BCl_3, BH_3	24, 24 y 6	6 (B)	Octeto incompleto
$AlCl_3$ (molécula aislada)	24	6 (Al)	Octeto incompleto
PCl_5	40	10 (P)	Octeto expandido
SF_6	48	12 (S)	Octeto expandido
NO, NO_2	11 y 17	impar	Número impar de electrones

No le pongas un doble enlace al BF_3 para «completar» el octeto del B: la solución oficial del País Vasco 2026 dice que el B «no completa el octeto (es una excepción)». El $AlCl_3$ sólido no es molecular; la PAU de Canarias (2026, 2B a) lo trata como molécula aislada «triangular plana» (es decir, trigonal plana).

Qué dicen los documentos oficiales de las excepciones

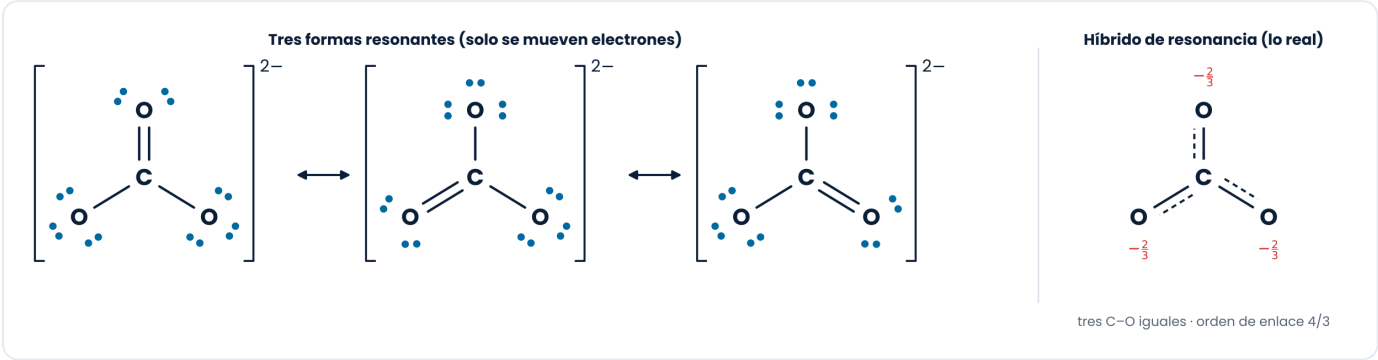
Asturias (ficha 2025/2026, A.11): «no se contemplan las excepciones a la regla del octeto», pero la extraordinaria de 2026 pidió el BeH_2: apréndete BeH_2, $BeCl_2$ y BF_3. Cataluña (Orientacions PAU-2027): «No seran avaluables les geometries: bipiramidal trigonal (AB5) i octaèdrica (AB6)» [no serán evaluables]. Murcia (PAU 2027): «Se considerarán geometrías de hasta 4 dominios electrónicos en torno al átomo central». C. Valenciana (Matizaciones): RPECV «para moléculas de hasta 4 pares de electrones alrededor de un átomo central».

4 Cargas formales y resonancia

Cuando una especie admite varias estructuras de Lewis, la **carga formal** ayuda a elegir y la **resonancia** explica por qué a veces ninguna es la buena sola. Murcia las excluye (orientación PAU 2027: «No serán objeto de examen las estructuras de resonancia, ni se preguntará sobre cargas formales en las estructuras de Lewis») y Cataluña también (Orientacions PAU-2027: «S'exclouen les estructures de Lewis amb formes ressonants» [se excluyen las estructuras de Lewis con formas resonantes]); en el resto, sirven para justificar el CO_3^{2-}, el NO_3^-, el SO_2 o el O_3.

- **Carga formal** de un átomo: $CF = V - L - \frac{E}{2}$, con V = electrones de valencia del átomo libre, L = electrones en pares libres y E = electrones de sus enlaces. La suma de las cargas formales es la carga de la especie.
- **Se prefiere** la estructura con cargas formales **más pequeñas** y, si hay alguna negativa, sobre el átomo **más electronegativo**. En $O{=}C{=}S$ todas valen 0. En el NH_4^+, el N tiene $5 - 0 - 8/2 = +1$.

- **Ejemplo, CO_3^{2-}** (24 e⁻): el O del doble enlace tiene $6-4-2=0$; cada O de enlace simple, $6-6-1=-1$; el C, $4-0-4=0$. Suma: -2, la carga del ion.
- **Ejemplo, CO** (10 e⁻): $C{\equiv}O$ con un par libre en cada átomo. Carga formal -1 en el C y $+1$ en el O: la única forma de que los dos tengan octeto.
- **Resonancia:** si el doble enlace puede ir en varias posiciones equivalentes, la especie real es un **híbrido de resonancia**, una sola estructura intermedia. En el CO_3^{2-} los tres enlaces C–O son **iguales**, con orden de enlace $\frac{4}{3} \approx 1{,}33$ y $-\frac{2}{3}$ de carga en cada O. No es un equilibrio: la molécula no «salta» de una forma a otra.



Resonancia en el ion carbonato. Las tres formas solo cambian de sitio el doble enlace; el ion real tiene tres enlaces C–O iguales (orden 4/3) y la carga repartida, $-2/3$ en cada O.

5 Geometría molecular por la teoría RPECV

La **teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia** (RPECV o TRPECV) dice que los grupos de electrones que rodean al átomo central se repelen y se colocan **lo más lejos posible**. Cada grupo es un **dominio**: un enlace (simple, doble o triple, **cuenta uno**) o un par libre. Con la notación AX_mE_n: A es el central, m los átomos unidos y n los pares libres (Andalucía acepta AB_2E_2, AB_3E…).

- **Orden de repulsión:** par libre–par libre > par libre–enlace > enlace–enlace. Un par libre solo está atraído por un núcleo y ocupa más sitio: por eso el ángulo baja de CH_4 (109,5°) a NH_3 (106,7°) y a H_2O (104,5°).
- **Los dobles enlaces también abren ángulos:** en el $HCHO$, el ángulo H–C–H es de 116,1° y el H–C=O, de 121,9°, porque el doble enlace tiene más densidad electrónica.
- **Átomos de alrededor más electronegativos cierran el ángulo:** NF_3, 102,4°, frente a NH_3, 106,7° (la solución oficial del País Vasco 2026 da «aproximadamente 102°»).
- **Periodo 3:** en el PH_3 (93,3°) y el H_2S (92,1°) los ángulos reales se alejan mucho del tetraédrico. La RPECV solo predice «menor de 109,5°»: responde eso.
- **La excepción del OCl_2:** es AX_2E_2 como el agua, pero su ángulo medido es **110,9°**, algo **mayor** que el tetraédrico (el OF_2 tiene 103,1° y el SCl_2, 102,7°). Los dos Cl, grandes, se estorban y abren el ángulo, algo que la RPECV no tiene en cuenta. La solución oficial de Castilla-La Mancha 2026 (extraordinaria, 5B) lo dibuja con 110,9°. Si no te piden el valor, di solo «angular»; si lo das, no lo justifiques con «menor de 109,5°».
- **Moléculas con sustituyentes distintos** (CH_3Cl, $CHCl_3$, CH_3Br) son tetraédricas **distorsionadas**: así lo escriben los criterios de Extremadura 2026 («CH3Br (tetraédrica distorsionada)»).
- **Con varios centros** (Cataluña 2026: C_2Cl_4) da la geometría **de cada átomo**: cada C del $Cl_2C{=}CCl_2$ es trigonal plano. Las Orientacions PAU-2027 lo piden por escrito: predecir la geometría desde la estructura de Lewis en moléculas «amb un únic (p. ex. H2O) o més àtoms centrals (p. ex. CH2=CH2)» [con uno o más átomos centrales].

1 Lewis
Dibuja la estructura con todos los pares.

2 Cuenta dominios
Átomos unidos al central + pares libres del central. CO_2: 2; NH_3: 4; $HCHO$: 3.

3 Geometría electrónica
2 → lineal; 3 → trigonal plana; 4 → tetraédrica (5 → bipirámide trigonal; 6 → octaédrica).

4 Geometría molecular
Solo cuentan los **átomos**: los pares libres ocupan sitio, pero no se «ven». NH_3: electrónica tetraédrica, molecular **pirámide trigonal**.

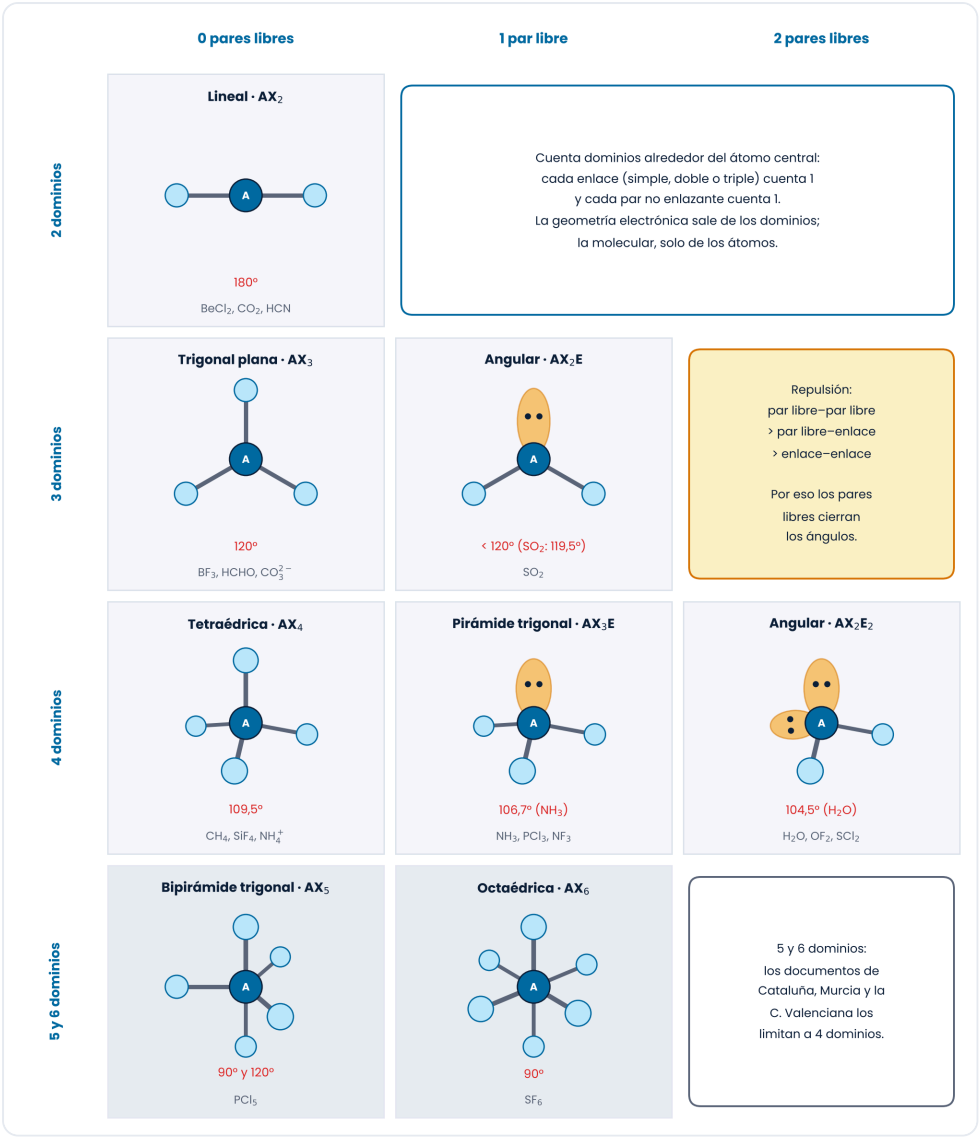
5 Ángulo
El ideal (180°, 120°, 109,5°) y, si hay pares libres, **algo menor** (con una excepción conocida, el OCl_2: ver abajo).

Dominios y tipo	Geometría molecular	Ángulo	Ejemplos
2 · AX_2	Lineal	180°	$BeCl_2$, CO_2, HCN, CS_2
3 · AX_3	Trigonal plana	120°	BF_3, BCl_3, $HCHO$, CO_3^{2-}
3 · AX_2E	Angular	< 120°	SO_2 (119,5°)
4 · AX_4	Tetraédrica	109,5°	CH_4, SiF_4, CCl_4, NH_4^+
4 · AX_3E	Pirámide trigonal	< 109,5°	NH_3 (106,7°), NF_3, PCl_3
4 · AX_2E_2	Angular	< 109,5°	H_2O (104,5°), OF_2, SCl_2
5 · AX_5	Bipirámide trigonal	90° y 120°	PCl_5
6 · AX_6	Octaédrica	90°	SF_6

Ángulos medidos en fase gaseosa (NIST CCCBDB). Las dos últimas filas solo donde entren 5 y 6 dominios (ver la sección anterior).

Los nombres que te corrigen

«Pirámide trigonal» (NH_3) no es «trigonal plana» (BF_3): el acta de coordinación de Canarias del 30-09-2026 recoge entre los errores de junio de 2026 confundir «trigonal» con «triangular». Galicia pide distinguir la geometría **electrónica** de la **molecular**: en el H_2O, tetraédrica y angular.



Geometrías RPECV. Filas: número de dominios del átomo central; columnas: cuántos son pares libres (lóbulos amarillos). El nombre es el de la geometría **molecular**, que solo mira dónde están los átomos.

6 Hibridación de orbitales y enlaces σ y π

La **teoría del enlace de valencia** (TEV) explica las mismas geometrías con orbitales. El carbono tiene en su estado fundamental $2s^2\,2p^2$, con solo dos electrones desapareados, pero forma cuatro enlaces iguales en el CH_4. La explicación: el orbital $2s$ y los $2p$ se **combinan** en orbitales **híbridos** iguales, orientados como pide la RPECV. **Número de híbridos = número de dominios del átomo.**

- **Enlace σ (sigma):** solapamiento **frontal**, sobre el eje que une los núcleos. Todo enlace simple es σ. **Enlace π (pi):** solapamiento **lateral** de dos orbitales p paralelos, por encima y por debajo del eje.
- **Doble enlace = 1 σ + 1 π; triple = 1 σ + 2 π.** Los π los forman los p que no se hibridan: por eso un C con doble enlace es sp² y uno con triple (o con dos dobles, como en el CO_2) es sp.
- **Cuenta σ y π** sumando enlaces: HCN, 2 σ y 2 π; CO_2, 2 σ y 2 π; $HCHO$, 3 σ y 1 π; eteno, 5 σ y 1 π; etino, 3 σ y 2 π.
- **Hibridación de cada carbono** de una molécula orgánica (Castilla-La Mancha 2026, Andalucía): mira solo sus enlaces. En CH_3-COOH, el CH_3 es sp³ y el C del $COOH$, sp²; en $CH_3-C\equiv C-CH_3$: sp³, sp, sp, sp³. Esto lo usas en el Tema 17.
- **Cómo se responde en la PAU:** primero la geometría (RPECV) y, **a partir de ella**, la hibridación, como dice el enunciado de Asturias 2026. En el PH_3 los criterios de Extremadura 2026 dan **sp³** (4 dominios), y es lo que debes contestar, aunque su ángulo real (93,3°) se acerque más a 90° que a

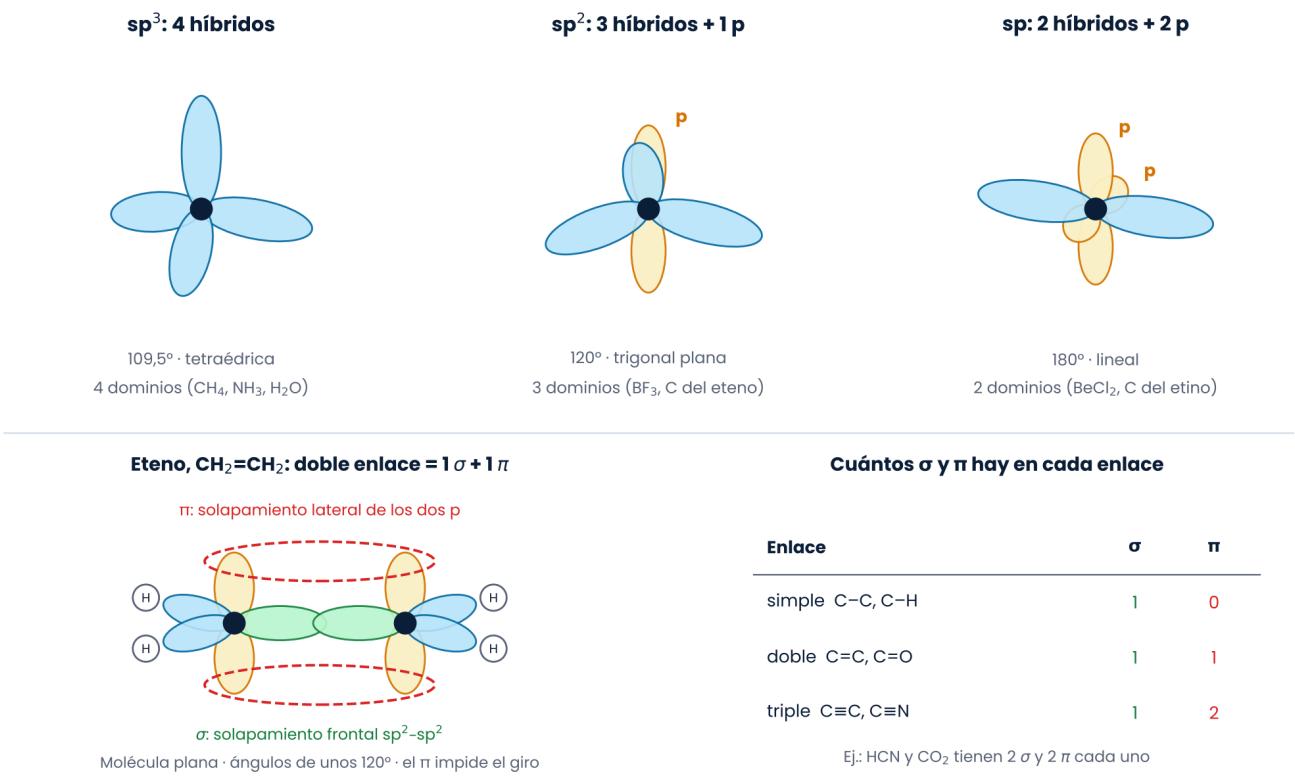
109,5°: los manuales universitarios explican que en el PH_3 y el H_2S el átomo central enlaza con orbitales casi p puros, pero en la PAU la hibridación se deduce del número de dominios.

Dominios	Hibridación	Geometría electrónica	Ejemplos
2	sp (+ 2 p sin hibridar)	Lineal, 180°	$BeCl_2$, CO_2, HCN, C del $HC{\equiv}CH$
3	sp^2 (+ 1 p sin hibridar)	Trigonal plana, 120°	BF_3, CO_3^{2-}, C del $H_2C{=}CH_2$ y del $HCHO$
4	sp^3	Tetraédrica, 109,5°	CH_4, NH_3, H_2O, SiF_4, NH_4^+

Los pares libres también ocupan híbridos: el N del NH_3 y el O del H_2O son sp^3 aunque las moléculas sean piramidal y angular.

La hibridación no entra en todas partes

Murcia (PAU 2027): «No serán objeto de examen cuestiones relacionadas con la hibridación». C. Valenciana: la «hibridación de orbitales» es novedad del currículo nuevo (Decreto 103/2026), que no se examina hasta la PAU 2028 (acta de octubre de 2026); el acta de noviembre de 2025 (PAU 2026, ya no se publica) ya decía que las «hibridaciones [...] no forman parte del temario PAU». Cataluña: su currículo (Decret 171/2022) y las Orientacions PAU-2027 solo recogen Lewis y RPECV. Asturias (ficha 2025/2026): «No será necesario realizar, en el examen, representaciones gráficas relacionadas con las hibridaciones».



Híbridos sp^3, sp^2 y sp, y el doble enlace del eteno. Los lóbulos azules son híbridos y los amarillos, orbitales p sin hibridar. En el eteno, el solapamiento frontal de dos sp^2 da el enlace σ (verde) y el lateral de los dos p, el π (rojo).

7 Polaridad del enlace y de la molécula

Cada enlace polar tiene un **momento dipolar** $\vec{\mu}$, un vector del extremo δ^+ al δ^- (así se dibuja en Química) cuyo módulo es $\mu = q \cdot d$ (carga por distancia; se mide en debyes, $1\ \mathrm{D} = 3{,}336 \cdot 10^{-30}\ \mathrm{C{\cdot}m}$). La molécula es **polar** si la **suma vectorial** de los momentos de enlace (y el efecto de los pares libres) **no es cero**. Por eso la respuesta tiene **dos pasos**: ¿hay enlaces polares? y ¿la geometría los anula?

- **Apolares por simetría:** si el central no tiene pares libres y todos los átomos de alrededor son **iguales** (AX_2 lineal, AX_3 plana, AX_4 tetraédrica), los momentos se anulan: CO_2, BF_3, CCl_4, SiF_4, CH_4 son

apolares **aunque sus enlaces sean polares**.

- **Polares:** las angulares y las piramidales (H_2O, OCl_2, NH_3, PCl_3) y las que tienen **átomos distintos** alrededor del central (CH_3Cl, $CHCl_3$, $HCHO$, OCS, HCN).
- **El par libre también cuenta.** En el NH_3 los momentos $N-H$ apuntan hacia el N, igual que el par libre: se suman (1,48 D). En el NF_3 los $N-F$ apuntan hacia los F, contra el par libre: casi se anulan (0,24 D), pero la molécula **es polar**.
- **PH_3:** el $P-H$ es casi apolar ($\Delta\chi = 0{,}01$), pero la molécula, piramidal y con par libre, tiene 0,58 D: **polar**, como dan las soluciones de Canarias 2025 (ordinaria) y del modelo 2026 de La Rioja.
- **Iones** como NH_4^+ o $[AlH_4]^-$: tetraédricos, sus momentos de enlace se anulan, pero tienen carga. Murcia 2026 llama «Apolar» al NH_4^+; La Rioja admite las dos respuestas si se razonan (ver «Ponte a prueba»). Asturias (ficha 2025/2026, A.11) restringe la polaridad a moléculas.
- **Misma geometría, distinta polaridad:** CH_4 y CH_3Cl son tetraédricos, pero en el segundo el $C-Cl$ ($\Delta\chi = 0{,}61$) no se compensa con los $C-H$ ($0{,}35$): polar (Madrid 2026, reserva 2, 2B c).

Especie	Geometría	μ medido (D)	¿Polar?
CO_2, BF_3, SiF_4	Lineal, plana, tetraédrica	0	No
H_2O	Angular	1,86	Sí
NH_3	Pirámide trigonal	1,48	Sí
NF_3	Pirámide trigonal	0,24	Sí (poco)
PH_3	Pirámide trigonal	0,58	Sí
CH_3Cl	Tetraédrica distorsionada	1,87	Sí
$CHCl_3$	Tetraédrica distorsionada	1,04	Sí
$HCHO$	Trigonal plana	2,33	Sí
OCS	Lineal	0,72	Sí

Momentos dipolares experimentales en fase gaseosa, NIST CCCBDB. No te los piden: sirven para ver que «polar» no es todo o nada.

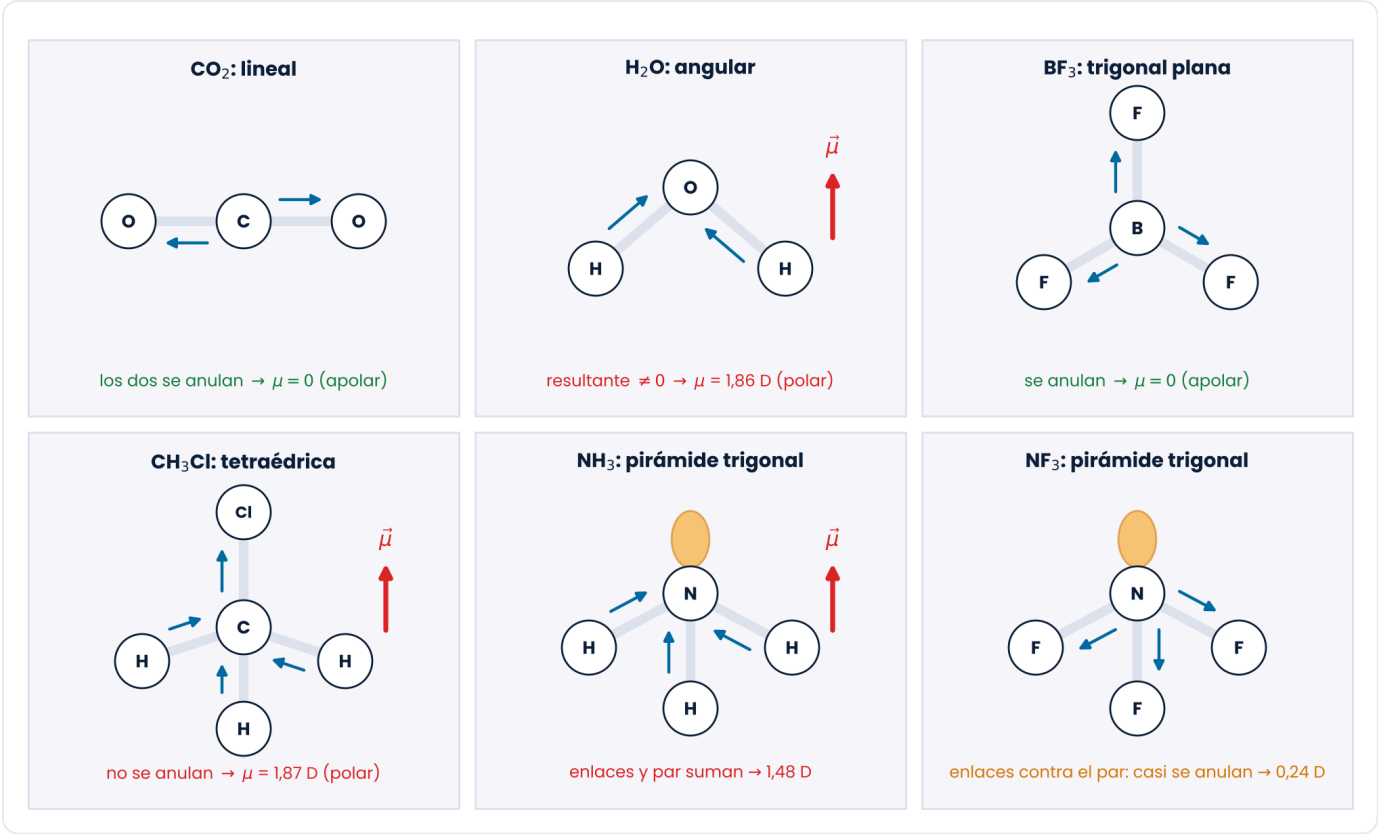
MISMOS ÁTOMOS DE FUERA, DISTINTA POLARIDAD

Explica por qué el NCl_3 es polar y el BCl_3 no.

Respuesta modelo

NCl_3: $5 + 21 = 26$ e⁻; N con 3 enlaces y **1 par libre** → AX_3E, **pirámide trigonal**: los momentos de enlace no se anulan → polar. BCl_3: $3 + 21 = 24$ e⁻; B con 3 enlaces y **ningún par libre** (octeto incompleto) → AX_3, **trigonal plana** con tres enlaces iguales a 120°: se anulan → apolar.

Por qué puntúa. Es la diferencia que más se pregunta: el modelo 2027 de Castilla-La Mancha (Problema 5, opción 5B) pide explicar con la TRPECV la polaridad de NCl_3 y BCl_3.



Suma de los momentos de enlace. Flechas azules: momento de cada enlace, hacia el átomo más electronegativo. En CO_2 y BF_3 se anulan; en H_2O, CH_3Cl y NH_3 queda una resultante (roja). En el NF_3 los enlaces van contra el par libre (lóbulo amarillo) y la molécula es muy poco polar: la resultante, de 0,24 D, es tan pequeña que no se dibuja.

8 Sólidos covalentes: diamante, grafito y sílice

No todas las sustancias covalentes son moleculares. En los **sólidos covalentes** (reticulares o atómicos) los enlaces covalentes se extienden por todo el cristal: no hay moléculas, el cristal entero es una red. Para fundirlos hay que **romper enlaces covalentes**, no fuerzas intermoleculares: por eso funden a temperaturas altísimas. Los compara la matriz de Baleares («Comparar les propietats dels diferents tipus de sòlids atòmics (com el diamant i el grafit)» [comparar las propiedades de los distintos tipos de sólidos atómicos, como el diamante y el grafito]) y el currículo valenciano («Sólidos atómicos: Estructura y propiedades»).

- **CO_2 frente a SiO_2:** el C forma dobles enlaces $C{=}O$ y da moléculas lineales sueltas, unidas por fuerzas débiles (gas a temperatura ambiente). El Si apenas forma enlaces π con el O y se une a cuatro O por enlaces simples: red tridimensional, sólido durísimo.
- Galicia 2026 (ordinaria, 4.2.2) pidió asignar -56,6 °C y 4027 °C (los datos del examen) al CO_2 y al diamante: el valor alto es el del diamante, porque fundirlo exige romper enlaces covalentes. Detalle: -56,6 °C es la fusión del CO_2 en su punto triple (a 5,1 atm); a 1 atm el CO_2 sólido no funde, sublima a -78,5 °C.
- Otros sólidos covalentes: SiC y BN. La tabla de propiedades de los cuatro tipos de sustancias está en el Tema 7.

Diamante

C sp^3, red 3D

- Cada C unido a **4 C** en tetraedro (C–C 154 pm)
- Durísimo y de temperatura de fusión muy alta
- **Aislante**: todos los electrones están en enlaces σ localizados
- Insoluble en todos los disolventes

Grafito

C sp^2, láminas

- Cada C unido a **3 C** en hexágonos planos (C–C 142 pm)
- El p sin hibridar de cada C forma una nube π **deslocalizada**: **conduce** la electricidad a lo largo de las láminas
- Las láminas (a 335 pm) se unen por fuerzas de London: se deslizan, es **blando** y sirve de lubricante y de mina de lápiz
- Temperatura de fusión muy alta: dentro de cada lámina hay enlaces covalentes

Sílice (cuarzo)

SiO_2, red 3D

- Cada Si unido a **4 O** en tetraedro y cada O, a **2 Si**
- SiO_2 es la fórmula **empírica**: no existe la molécula
- Duro, aislante, de temperatura de fusión alta
- Base de la arena, el vidrio y los silicatos

9 Qué te piden en tu comunidad

Lewis + RPECV + polaridad sale en las 17 comunidades. Lo que cambia es la forma (pregunta entera, opción o apartado de una competencial) y lo que excluyen sus documentos oficiales. Entre paréntesis, en cuántas de sus 4 convocatorias ordinarias y extraordinarias de 2025 y 2026 ha caído el tema.

Comunidad	Cómo cae (2025–2026)	Qué dicen sus documentos
Andalucía (2 de 4)	P1B: pares libres, TRPECV, hibridación y polaridad; hibridación de carbonos en orgánica	Sin exclusiones; acepta la notación AB_2E_2
Aragón (3 de 4)	En una opción: hibridación, polaridad, Lewis	Sin exclusiones
Asturias (4 de 4)	P2B: Lewis de cinco especies con el esqueleto dado, o Lewis + geometría + hibridación	Ficha 2025/2026: sin excepciones al octeto (pero cayó el BeH_2), sin dibujar híbridos, solo sp/sp^2/sp^3, polaridad solo de moléculas
Baleares (4 de 4)	RPECV y polaridad (CCl_4, F_2O); hibridación de un carbono en 2026	La matriz de la UIB añade comparar diamante y grafito
Canarias (4 de 4)	P2B: Lewis, geometría y polaridad de dos moléculas	Geometría «preferentemente usando la TRPECV» (acta 20-03-2026); la hibridación no ha caído
Cantabria (4 de 4)	Lewis, pares no enlazantes, polaridad, hibridación	Sin exclusiones
Castilla-La Mancha (4 de 4)	Problema 5 o Pregunta 2: Lewis, TRPECV, polaridad e hibridación	Sin exclusiones; la orientación Crue 2025-26 que publica la UCLM penaliza «hasta el 100%» las Lewis incompletas (los criterios propios de la UCLM no lo dicen)
Castilla y León (2 de 4)	Apartado 1 obligatorio entero: Lewis 0,8 + RPECV 0,8 + polaridad 0,4	Matriz: geometría «según la TEV y la TRPECV»
Cataluña (4 de 4)	Lewis, RPECV y polaridad (PCl_3, CH_2Cl_2, C_2Cl_4)	Solo AB_2, AB_3, AB_4 y derivadas, también con varios átomos centrales (CH_2=CH_2, Orientacions PAU-2027); sin formas resonantes; su currículo no recoge la hibridación
C. Valenciana (4 de 4)	Ejercicio 3: Lewis, geometría y polaridad de dos moléculas; fórmula por el octeto	Hasta 4 pares en el central; la hibridación, para la PAU 2028 (acta de octubre de 2026)

Comunidad	Cómo cae (2025–2026)	Qué dicen sus documentos
Extremadura (3 de 4)	Ejercicio 1.2: Lewis, hibridación, TRPECV, polaridad	Lewis sin pares libres: 0 puntos
Galicia (4 de 4)	Opción 4.2: SiF_4, H_2S, CO_2, metano	Cuestiones razonadas: sin razonar vale 0
La Rioja (3 de 4)	P1: Lewis, hibridación, geometría, polaridad y ángulos	«TEV y/o TRPECV», a elegir
Madrid (4 de 4)	2A/2B o la P1 competencial: Lewis, TRPECV, hibridación, polaridad	Sin exclusiones en el tema
Murcia (3 de 4)	1B: Lewis, geometría y polaridad (SF_2, NH_4^+, PCl_3, SCO)	PAU 2027: sin resonancia, cargas formales ni hibridación; hasta 4 dominios
Navarra (2 de 4)	Pregunta 1 obligatoria: estructura 3D e hibridación (C_2H_2, H_2O, NH_3, C_2H_4)	Sin exclusiones; razona con principios con nombre
País Vasco (4 de 4)	Ejercicio entero: Lewis, geometría con ángulo, polaridad, hibridación	Sin exclusiones

Recuento: convocatorias ordinarias y extraordinarias de 2025 y 2026 en las que sale algún apartado de este tema. «No ha caído» no quiere decir «no entra»: solo están fuera los contenidos que excluye un documento oficial.

10 Ejercicio resuelto: Lewis, geometría e hibridación del carbono (Asturias 2026)

PAU PRINCIPADO DE ASTURIAS 2026 · CONVOCATORIA ORDINARIA · PREGUNTA 2, OPCIÓN B (A ELEGIR ENTRE A Y B; SE RESPONDEN 4 DE LAS 5 PREGUNTAS; 2,5 PUNTOS)

Represente las estructuras de Lewis de las siguientes especies, determine su geometría y, a partir de ella, la hibridación del átomo de carbono. [El examen dibuja el esqueleto de cada especie: a) un C unido a tres H y a un Cl; b) el ion carbonato entre corchetes con carga 2-, con el C unido a tres O, uno de ellos por un doble enlace; c) O=C=O.]

a) CH_3Cl (esqueleto dibujado: H–C–H con un Cl arriba y un H abajo). (0,75 puntos)

b) $[CO_3]^{2-}$ (esqueleto dibujado con un doble enlace C=O y dos enlaces simples C–O). (1,00 puntos)

c) CO_2 (esqueleto dibujado: O=C=O). (0,75 puntos)

Apartado a)

1. La idea: con el esqueleto dado, pones los electrones, cuentas los dominios del C (RPECV) y de ahí sacas la hibridación.
2. Electrones de valencia: 3 H × 1 + C 4 + Cl 7: $e^- = (1 \times 3) + 4 + 7 = 14$, es decir, **7 pares**.
3. Los cuatro enlaces simples del esqueleto gastan 4 pares. Quedan 3 pares: van al Cl, que así completa su octeto (1 enlace + 3 pares libres). El C tiene 4 enlaces (8 electrones) y ningún par libre; cada H, 2 electrones. Comprobación: $2 \cdot 4 + 2 \cdot 3 = 14$. (Es la estructura de la figura «Estructuras de Lewis que más caen».)
4. Dominios del C: 4 enlaces y 0 pares libres → AX_4 → geometría **tetraédrica**. Como los cuatro sustituyentes no son iguales, es una tetraédrica algo distorsionada (H–C–Cl 108,2° y H–C–H 110,8°, medidos).
5. Cuatro dominios necesitan cuatro orbitales híbridos dirigidos a los vértices de un tetraedro: **sp³** (un s + tres p).

SOLUCIÓN CH_3Cl: C con 4 enlaces simples y Cl con 3 pares libres (14 e^-); geometría tetraédrica; C sp^3.

Apartado b)

1. Es un **anión**: a los electrones de los átomos súmale los 2 de la carga. $e^- = (6 \times 3) + 4 + 2 = 24$, es decir, **12 pares**.
2. El esqueleto tiene un doble enlace y dos simples: 4 pares enlazantes. Quedan 8 pares: 2 en el O del doble enlace y 3 en cada O de enlace simple ($2 + 3 + 3 = 8$). El C queda con $2 \cdot 2 + 2 + 2 = 8$ electrones: octeto. Comprobación: $2 \cdot 4 + 2 \cdot 8 = 24$. Todo entre **corchetes** con la carga $2-$ fuera.
3. Dominios del C: **3** (el doble enlace cuenta como uno) y ningún par libre → AX_3 → **trigonal plana**, 120°.
4. Tres dominios → **sp^2**: tres híbridos para los tres enlaces σ, y el orbital p que queda sin hibridar forma el enlace π del $C{=}O$.
5. Matiz: el doble enlace puede ir en cualquiera de los tres O (**resonancia**); el ion real tiene tres C–O iguales y sigue siendo trigonal plano y sp^2. La solución oficial dibuja una sola forma.

SOLUCIÓN CO_3^{2-}: 24 e^-, C con un doble y dos simples, octeto completo, entre corchetes con carga 2−; trigonal plana (120°); C sp^2.

Apartado c)

1. $e^- = (6 \times 2) + 4 = 16$, es decir, **8 pares**.
2. Dos dobles enlaces: 4 pares. Quedan 4: 2 pares libres en cada O. El C tiene $2 \cdot 4 = 8$ electrones y cada O, $4 + 4 = 8$. Comprobación: $2 \cdot 4 + 2 \cdot 4 = 16$.
3. Dominios del C: 2 (dos dobles enlaces) y ningún par libre → AX_2 → **lineal**, 180°.
4. Dos dominios → **sp**. Los dos p sin hibridar del C forman los dos enlaces π (uno con cada O): el CO_2 tiene 2 σ y 2 π.

SOLUCIÓN CO_2: O=C=O con 2 pares libres en cada O (16 e^-); lineal (180°); C sp.

Lo que puntúa. Desglose oficial de Asturias: a) «Estructura 0,25 / Tetraédrica 0,25 / sp3 0,25»; b) «Estructura 0,50 / Trigonal plana 0,25 / sp2 0,25»; c) «Estructura 0,25 / Lineal 0,25 / sp 0,25». La solución empieza contando electrones: «e- = (1 × 3) + 4 + 7 = 14 (7 pares)». Criterio general: «Se valorará de forma prioritaria la construcción frente a la solución correcta».

Error típico que te quita puntos. En el carbonato, olvidar sumar los 2 electrones de la carga (se cuentan 22 y faltan pares) o no poner corchetes y carga; y contar el doble enlace como dos dominios, lo que lleva a «tetraédrica» y «sp^3». Un doble enlace es un solo dominio.

11 Ejercicio resuelto: enlaces, Lewis y RPECV en los fertilizantes (modelo de Madrid 2026)

PAU COMUNIDAD DE MADRID · MODELO DE EXAMEN DEL CURSO 2025-2026 (NO ES UNA CONVOCATORIA REAL) · PREGUNTA 1 (OBLIGATORIA, SIN OPTATIVIDAD; COMPETENCIAL; 2,5 PUNTOS). OJO: EN 2026-27 MADRID PASA A 5 PREGUNTAS DE 2 PUNTOS (MODELO 2027)

Los fertilizantes son productos que se utilizan para enriquecer el suelo y mejorar la calidad de las plantas. Contienen nutrientes esenciales como nitrógeno, fósforo y potasio, y micronutrientes como hierro, cobre y zinc, todos ellos necesarios para su buen estado y crecimiento. El primer fertilizante nitrogenado sólido que se ha producido a gran escala es el nitrato de amonio (NH4NO3) y se obtiene por reacción de NH3 con HNO3. El fertilizante de potasio más utilizado es el KCl, debido a su bajo coste, su alta concentración en potasio y su buena solubilidad. Dato. pkb(amoniaco) = 4,75.

a) Justifique el tipo de enlace en las siguientes sustancias: KCl, Cu, NH4+ y NH3. (1 punto)

b) Escriba las estructuras de Lewis de NH3 y NH4+ e indique si alguna de las sustancias presenta un enlace de coordinación (covalente dativo). (0,5 puntos)

c) Indique y dibuje la geometría de la molécula de amoniaco y del ion amonio mediante la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (RPECV). (0,5 puntos)

d) El pH del suelo afecta a la disponibilidad de los nutrientes vegetales. Sabiendo que en un determinado suelo se utiliza como fertilizante el nitrato de amonio, justifique si la mayor parte de los nutrientes de ese suelo son más solubles en medio ácido, neutro o básico. Escriba las reacciones necesarias para justificarlo. (0,5 puntos)

Apartado a)

1. La idea: el tipo de enlace sale del tipo de elementos (metal o no metal). Lo iónico y lo metálico están en el Tema 5.
2. **KCl: iónico.** K, metal poco electronegativo (0,82), cede su electrón al Cl, no metal muy electronegativo (3,16): iones K^+ y Cl^- con configuración de gas noble, unidos en una red.
3. **Cu: metálico.** Cationes de un solo metal en una red, con los electrones de valencia deslocalizados.
4. **$\mathrm{NH_3}$ y $\mathrm{NH_4}^+$: covalente.** N y H son no metales y comparten pares; el $\mathrm{N{-}H}$ es polar ($\Delta\chi = 0{,}84$). El $\mathrm{NH_4}^+$ es un ion, pero sus enlaces internos son covalentes, uno de ellos dativo (apartado b).

SOLUCIÓN KCl, iónico; Cu, metálico; $\mathrm{NH_3}$ y $\mathrm{NH_4}^+$, covalente (el $\mathrm{NH_4}^+$ con un enlace dativo).

Apartado b)

1. $\mathrm{NH_3}$: $5 + 3 \cdot 1 = 8$ electrones (4 pares). N central con tres enlaces $\mathrm{N{-}H}$ y **un par libre**. N con 8 electrones, cada H con 2.
2. $\mathrm{NH_4}^+$: $5 + 4 \cdot 1 - 1 = 8$ electrones (4 pares), los cuatro enlazantes: N con cuatro enlaces $\mathrm{N{-}H}$ y **ningún par libre**, entre corchetes y con carga $+$.
3. **Enlace dativo:** en $\mathrm{NH_3 + H^+ \longrightarrow NH_4}^+$ el H^+ no aporta electrones y el par lo pone entero el N. Una vez formado, los cuatro $\mathrm{N{-}H}$ son idénticos.

SOLUCIÓN NH_3: N con 3 enlaces y 1 par libre. NH_4^+: N con 4 enlaces, sin pares libres, $[NH_4]^+$. El NH_4^+ tiene un enlace covalente dativo.

Apartado c)

1. NH_3: 4 dominios (3 enlaces + 1 par libre) → geometría electrónica tetraédrica. Como un vértice lo ocupa el par libre, la geometría molecular es **pirámide trigonal**: N en el vértice y los tres H en la base. El par libre repele más y cierra el ángulo: 106,7° (menor de 109,5°).
2. NH_4^+: 4 dominios, los 4 enlazantes (AX_4) → **tetraédrica regular**, 109,5°.
3. El enunciado dice «indique y dibuje»: haz los dos dibujos en perspectiva, con el par libre del NH_3.

SOLUCIÓN NH_3: pirámide trigonal (≈ 107°). NH_4^+: tetraédrica (109,5°).

Apartado d)

1. Es la hidrólisis de una sal (Tema 14): $NH_4NO_3\,(s) \longrightarrow NH_4^+\,(aq) + NO_3^-\,(aq)$. El NO_3^- viene del HNO_3, ácido fuerte: no se hidroliza.
2. El NH_4^+ es el ácido conjugado del NH_3, base débil: $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$, con $pK_a = 14 - 4{,}75 = 9{,}25$ ($K_a = 5{,}6 \cdot 10^{-10}$). Libera H_3O^+: el suelo se vuelve **ácido**.
3. Conclusión: si en ese suelo se usa un abono que lo acidifica, es porque la mayor parte de sus nutrientes son más solubles en medio ácido. Es la respuesta de la solución oficial («La mayor parte de los nutrientes son más solubles en medios ácidos») y tiene sentido químico: los micronutrientes metálicos (Fe, Cu, Zn) forman hidróxidos poco solubles en medio básico y se disuelven mejor en medio ácido.

SOLUCIÓN El NH_4^+ se hidroliza ($NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$) y acidifica el suelo: los nutrientes de ese suelo son más solubles en medio ácido.

Lo que puntúa. Criterios de Madrid: a) 1 punto; b), c) y d) 0,5 cada uno; se valora la «Claridad de comprensión y exposición de conceptos». La solución oficial («Documento de trabajo orientativo») da «NH4+ presenta un enlace de coordinación (covalente dativo)», «NH3: pirámide trigonal» y «NH4+: tetraédrica» con dibujo, y en d) escribe la disociación y la hidrólisis del NH4+: sin las reacciones, el d) no está completo.

Error típico que te quita puntos. Decir que el NH_3 es «tetraédrico» (es su geometría electrónica, no la molecular) o dibujarlo sin el par libre; y en el NH_4^+, señalar uno de los cuatro enlaces como «distinto»: el dativo solo explica cómo se forma, después los cuatro son iguales.

12 Ejercicio resuelto: Lewis, ángulos y polaridad de NF_3, BF_3 y SiF_4 (País Vasco 2026)

PAU PAÍS VASCO 2026 · CONVOCATORIA EXTRAORDINARIA · EJERCICIO E1 (BLOQUE E; A ELEGIR ENTRE E1 Y E2; 2 PUNTOS)

Se dispone de las siguientes moléculas: NF3, BF3 y SiF4. [Datos generales del examen: números atómicos B (Z = 5), N (Z = 7), F (Z = 9), Si (Z = 14).]

a) Dibujar las estructuras de Lewis de las tres moléculas. (0,75 puntos)

b) Determinar la geometría molecular de cada compuesto aplicando la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (RPECV) e indicar, en cada caso, el ángulo de enlace aproximado. (0,75 puntos)

c) Justificar cuál de las tres moléculas es polar. (0,50 puntos)

Apartado a)

1. La idea: el mismo átomo de fuera (F) con centrales de los grupos 15, 13 y 14: sus electrones de valencia deciden si queda par libre y si hay octeto.
2. Electrones de valencia a partir de Z: N ($1s^2\,2s^2\,2p^3$) 5; B ($1s^2\,2s^2\,2p^1$) 3; Si ($[\mathrm{Ne}]\,3s^2\,3p^2$) 4; F ($1s^2\,2s^2\,2p^5$) 7.
3. $\mathrm{NF_3}$: $5 + 3\cdot 7 = 26$ e⁻ (13 pares). Tres enlaces $\mathrm{N{-}F}$ (3 pares), 3 pares libres en cada F (9 pares) y queda **1 par libre en el N** ($3 + 9 + 1 = 13$). Todos con octeto.
4. $\mathrm{BF_3}$: $3 + 3\cdot 7 = 24$ e⁻ (12 pares). Tres enlaces $\mathrm{B{-}F}$ y 3 pares libres en cada F: $3 + 9 = 12$. No sobra nada para el B, que se queda con **6 electrones**: excepción al octeto (octeto incompleto).
5. $\mathrm{SiF_4}$: $4 + 4\cdot 7 = 32$ e⁻ (16 pares). Cuatro enlaces $\mathrm{Si{-}F}$ y 3 pares libres en cada F: $4 + 12 = 16$. Si con octeto y sin pares libres.

SOLUCIÓN NF_3 (26 e⁻): N con 3 enlaces y 1 par libre. BF_3 (24 e⁻): B con 3 enlaces y 6 electrones. SiF_4 (32 e⁻): Si con 4 enlaces. Cada F con 3 pares libres.

Apartado b)

1. $\mathrm{NF_3}$: 4 dominios (3 + 1 par libre), $\mathrm{AX_3E}$. Geometría electrónica tetraédrica y molecular **pirámide trigonal**. El par libre repele más que los pares de enlace y cierra los ángulos por debajo de 109,5°: **≈ 102°** (el medido es 102,4°).
2. $\mathrm{BF_3}$: 3 dominios, ningún par libre, $\mathrm{AX_3}$: **trigonal plana**, los cuatro átomos en un plano, **120°**.
3. $\mathrm{SiF_4}$: 4 dominios, ningún par libre, $\mathrm{AX_4}$: **tetraédrica**, **109,5°**.

SOLUCIÓN NF_3: pirámide trigonal, ≈ 102°. BF_3: trigonal plana, 120°. SiF_4: tetraédrica, 109,5°.

Apartado c)

1. Los tres tienen **enlaces polares**, porque el F es el elemento más electronegativo: $\Delta\chi(\mathrm{N{-}F}) = 0{,}94$, $\Delta\chi(\mathrm{B{-}F}) = 1{,}94$, $\Delta\chi(\mathrm{Si{-}F}) = 2{,}08$.
2. En $\mathrm{BF_3}$ (plana, 120°) y $\mathrm{SiF_4}$ (tetraédrica regular) los enlaces son iguales y están distribuidos simétricamente: la suma vectorial de sus momentos dipolares es cero. Son **apolares**.
3. En el $\mathrm{NF_3}$ la pirámide no es simétrica respecto al N: los tres momentos $\mathrm{N{-}F}$ no se anulan y además está el par libre. Es **polar**. Su momento es pequeño (0,24 D) porque los enlaces apuntan hacia los F y el par libre hacia el otro lado, pero no es cero.

SOLUCIÓN Solo el NF_3 es polar; BF_3 y SiF_4 son apolares porque su geometría anula los momentos de enlace.

Lo que puntúa. Solucionario del País Vasco: a) 0,75, b) 0,75, c) 0,50. Cuenta los electrones («Total: 5 + (3×7) = 26 electrones de valencia»), dice que el B «no completa el octeto (es una excepción)» y justifica el ángulo del NF_3: «aproximadamente 102° (ligeramente menores que el ángulo tetraédrico ideal de 109,5° debido a la mayor

repulsión interelectrónica que genera el par solitario)». La nota máxima es para ejercicios «bien explicados y argumentados».

Error típico que te quita puntos. Dar al BF_3 la misma geometría que al NF_3 («las dos son AX_3») sin mirar que el B no tiene par libre; o poner al B un doble enlace con un F para que cumpla el octeto. También, decir que BF_3 y SiF_4 son apolares «porque sus enlaces son apolares»: los enlaces son muy polares; lo que los anula es la geometría.

Conceptos clave

Enlace covalente

Unión de dos átomos que comparten uno o más pares de electrones; se da entre no metales.

Regla del octeto

Tendencia de los átomos a rodearse de 8 electrones en la capa de valencia (2 el H) al enlazarse. Tiene excepciones: Be, B, Al (menos de 8) y P, S… (más de 8).

Estructura de Lewis

Dibujo de una molécula o ion con todos sus electrones de valencia: pares enlazantes (líneas) y pares no enlazantes (puntos).

Enlace covalente dativo (coordinado)

Enlace covalente en el que los dos electrones del par los aporta uno solo de los átomos; por ejemplo, el cuarto enlace N–H del NH_4^+.

Resonancia

Situación en la que una especie se describe con varias estructuras de Lewis que solo difieren en la posición de los electrones; la especie real es el híbrido de todas ellas.

Dominio electrónico

Región de densidad electrónica alrededor del átomo central: cada enlace (simple, doble o triple) o cada par libre.

Teoría RPECV (TRPECV)

Modelo que predice la geometría suponiendo que los dominios electrónicos del átomo central se repelen y se sitúan lo más lejos posible.

Geometría molecular

Disposición de los átomos alrededor del central; es la que da nombre a la forma de la molécula (angular, pirámide trigonal…).

Hibridación

Combinación de orbitales atómicos de un átomo (s y p) para formar orbitales híbridos iguales, orientados según la geometría: sp (lineal), sp^2 (trigonal plana), sp^3 (tetraédrica).

Enlace σ (sigma)

Enlace por solapamiento frontal de orbitales, sobre el eje que une los núcleos. Todo enlace simple es σ.

Enlace π (pi)

Enlace por solapamiento lateral de dos orbitales p paralelos. Un doble enlace tiene 1 σ y 1 π; un triple, 1 σ y 2 π.

Momento dipolar

Vector $\mu = q \cdot d$ que mide la separación de cargas de un enlace o de una molécula; se mide en debyes (D).

Molécula polar

Molécula cuyo momento dipolar total (suma de los de enlace y del efecto de los pares libres) no es nulo.

Sólido covalente (reticular)

Sólido en el que todos los átomos están unidos por enlaces covalentes formando una red, sin moléculas: diamante, grafito, SiO_2.

MODO PAU

Siete claves que valen puntos

Cuenta primero

Escribe la suma de electrones de valencia (± la carga del ion) antes de dibujar: así empiezan las soluciones oficiales.

Todos los pares

Dibuja los pares libres de **todos** los átomos. En Extremadura, sin ellos el apartado vale 0; en Murcia, hasta -100 %.

Dominios

Un doble o triple enlace cuenta como **un** dominio. Dominios = átomos unidos + pares libres del central.

Dos geometrías

Di la electrónica y la molecular (Galicia lo pide): NH_3 tetraédrica y **pirámide trigonal**; H_2O tetraédrica y **angular**.

Ángulos

Da el ideal y, si hay pares libres, «menor que el ideal» (menor de 109,5° con 4 dominios, de 120° con 3) por la mayor repulsión del par libre. Excepción medida: el OCl_2 (110,9°).

Polaridad en dos pasos

1) ¿Enlaces polares? ($\Delta\chi$). 2) ¿La geometría los anula? Simétrica sin pares libres y con átomos iguales → apolar.

Hibridación

2, 3 o 4 dominios → sp, sp^2, sp^3. Sácala **de la geometría**. Murcia y la C. Valenciana la excluyen; el currículo catalán no la recoge.

Cómo te lo pueden preguntar

- Estructuras de Lewis, geometría por RPECV y polaridad de dos a cinco moléculas o iones (a veces con ángulos, pares no enlazantes o «cuál tiene mayor ángulo»): sale en **55 de las 68 convocatorias**, en las **17 comunidades**.
- Hibridación del átomo central o de cada carbono de una molécula orgánica, con enlaces σ y π: sale en **26 de las 68 convocatorias**, en **12 comunidades**.
- En conjunto, algún apartado del tema sale en **58 de las 68 convocatorias**, en las **17 comunidades**: casi siempre como pregunta de opción de 2-2,5 puntos, como apartado obligatorio (Castilla y León, Navarra) o dentro de una competencial (fertilizantes en el modelo 2026 de Madrid).
- Verdadero o falso razonado sobre una geometría, una polaridad o una hibridación: «El átomo central del BF3 presenta una hibridación sp3» (Andalucía 2026), «En el metano el átomo de carbono forma los correspondientes enlaces empleando cuatro orbitales híbridos sp2…» (Galicia 2026, extraordinaria), «La molècula F2O és apolar» [la molécula F2O es apolar] (Baleares 2025, extraordinaria).
- Deducir una fórmula con la regla del octeto (C. Valenciana) o comparar un sólido covalente con uno molecular (Galicia 2026: CO_2 y diamante).

No lo confundas

- Geometría **electrónica** con geometría **molecular**: el NH_3 tiene geometría electrónica tetraédrica, pero es una pirámide trigonal.
- **Trigonal plana** (BF_3, 120°, sin pares libres) con **pirámide trigonal** (NH_3, con un par libre).
- Enlace **polar** con molécula **polar**: el CO_2 y el CCl_4 tienen enlaces polares y son moléculas apolares.
- **Enlaces** con **dominios**: el CO_2 tiene 4 pares enlazantes, pero solo 2 dominios en el C (dos dobles enlaces).
- Hibridación del **átomo central** con la de los átomos de fuera: si te preguntan por «el átomo central», solo ese.

- **Resonancia** con **equilibrio**: el carbonato no salta de una forma a otra; es siempre el híbrido. Flecha ↔, no ⇌.
- Sustancia **covalente molecular** (CO_2, moléculas sueltas) con **sólido covalente** (SiO_2, diamante: una red sin moléculas).

Ponte a prueba

PAU Castilla-La Mancha 2026 (extraordinaria), Problema 5, opción 5B (a elegir entre 5A y 5B; 2 puntos). Dadas las siguientes moléculas: OCl2, CH4: a) (1 punto) Escriba su estructura de Lewis. b) (0,5 puntos) Describa su geometría molecular utilizando la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV). c) (0,5 puntos) Indique si son o no moléculas polares, justificando su respuesta.

Solución: a) $\mathrm{OCl_2}$: $V = 6 + 2 \cdot 7 = 20$ e⁻; $N = 3 \cdot 8 = 24$; $C = N - V = 4$ (2 enlaces); $S = 20 - 4 = 16$ (8 pares libres): $\mathrm{Cl{-}O{-}Cl}$ con 2 pares libres en el O y 3 en cada Cl. $\mathrm{CH_4}$: $V = 4 + 4 = 8$; $N = 8 + 4 \cdot 2 = 16$; $C = 8$ (4 enlaces), $S = 0$: C con cuatro $\mathrm{C{-}H}$. **b)** $\mathrm{OCl_2}$: 4 dominios con 2 pares libres, $\mathrm{AX_2E_2}$: **angular**. Ojo con el ángulo: la solución oficial lo dibuja con 110,9° (el medido), algo **mayor** que el tetraédrico por el tamaño de los Cl; la RPECV sola predeciría «menor de 109,5°». No hace falta dar el valor. $\mathrm{CH_4}$: $\mathrm{AX_4}$, **tetraédrica**, 109,5°. **c)** $\mathrm{O{-}Cl}$ es polar ($\Delta\chi = 0{,}28$, hacia el O) y en una molécula angular los dos momentos no se anulan: $\mathrm{OCl_2}$ **polar**. En el $\mathrm{CH_4}$ los $\mathrm{C{-}H}$ son poco polares y la simetría tetraédrica los anula: **apolar**. Nomenclatura: $\mathrm{OCl_2}$, **dicloruro de oxígeno**, es la fórmula de las recomendaciones de la IUPAC de 2005, que, por su secuencia de elementos, tratan al halógeno como la parte electronegativa y lo nombran con -uro (lo ves en el Tema 2); el antiguo «óxido de dicloro», $\mathrm{Cl_2O}$, es la misma sustancia.

PAU La Rioja 2026 (modelo), Pregunta 1, opción 1B (a elegir entre 1A y 1B; 2 puntos). Determine la estructura de Lewis, la geometría y la polaridad en las siguientes especies químicas, utilizando el método que considere oportuno (TEV y/o TRPECV): (0,5 puntos cada una) i) CS2 ii) PH3 iii) BeF2 iv) [AlH4]-

Solución: i) $\mathrm{CS_2}$: $4 + 2 \cdot 6 = 16$ e⁻: $\mathrm{S{=}C{=}S}$ con 2 pares libres en cada S. $\mathrm{AX_2}$, **lineal** (C sp), **apolar**: enlaces casi apolares ($\Delta\chi = 0{,}03$) y simétricos. **ii)** $\mathrm{PH_3}$: $5 + 3 = 8$ e⁻: P con 3 enlaces y 1 par libre. $\mathrm{AX_3E}$, **pirámide trigonal** (P sp³), **polar**: aunque el $\mathrm{P{-}H}$ es casi apolar, el par libre y la forma piramidal dan un momento neto (0,58 D). **iii)** $\mathrm{BeF_2}$: $2 + 2 \cdot 7 = 16$ e⁻: $\mathrm{F{-}Be{-}F}$, 3 pares libres en cada F y el Be con solo 4 electrones (excepción al octeto). $\mathrm{AX_2}$, **lineal** (Be sp), **apolar** (dos $\mathrm{Be{-}F}$ muy polares que se anulan). **iv)** $[\mathrm{AlH_4}]^-$: $3 + 4 + 1 = 8$ e⁻: Al con 4 enlaces $\mathrm{Al{-}H}$, sin pares libres, entre corchetes con carga $-$. $\mathrm{AX_4}$, **tetraédrica** (Al sp³); los cuatro momentos de enlace se anulan. Como es un ion, el solucionario admite «polar (es un ion)/no polar según TEV, ambas válidas si está razonado».

PAU Extremadura 2026 (ordinaria), Apartado 1, Ejercicio 1.2 (a elegir entre 1.1 y 1.2; 2,5 puntos; 0,5 cada apartado). Sean las moléculas CF4, CH3Br, H2O, PH3. a) Escribir las estructuras de Lewis de las moléculas. b) Indicar qué tipo de hibridación presenta el átomo central de las moléculas CH3Br y PH3. c) Deducir la geometría según la TRPECV de las moléculas CF4 y CH3Br. d) Razonar si las moléculas son polares o apolares. e) Indicar cuál/es pueden formar enlaces de hidrógeno con el agua. Razonar la respuesta. Datos: Número atómico (Z): H = 1; C = 6; O = 8; F = 9; P = 15; Br = 35.

Solución: a) CF_4: $4 + 28 = 32$ e^-, C con 4 enlaces y 3 pares libres en cada F. CH_3Br: $4 + 3 + 7 = 14$ e^-, C con 4 enlaces y 3 pares libres en el Br. H_2O: 8 e^-, O con 2 enlaces y 2 pares libres. PH_3: 8 e^-, P con 3 enlaces y 1 par libre. **b)** C del CH_3Br: 4 dominios, **sp³**. P del PH_3: 4 dominios (3 + 1 par libre), **sp³**. **c)** CF_4: AX_4, **tetraédrica** (109,5°). CH_3Br: AX_4 con un sustituyente distinto, **tetraédrica distorsionada**. **d)** CF_4: enlaces $C-F$ polares que se anulan por simetría, **apolar**. CH_3Br (el $C-Br$ no se compensa con los $C-H$), H_2O (angular) y PH_3 (piramidal, con par libre): **polares**. **e)** Solo el H_2O: tiene H unido a un átomo pequeño y muy electronegativo (O) con pares libres, así que da y recibe enlaces de hidrógeno con el agua (lo ves en el Tema 7). Coincide con los criterios oficiales.

Fuentes

1. Real Decreto 243/2022, de 5 de abril, por el que se establecen la ordenación y las enseñanzas mínimas del Bachillerato (Química: «Modelos de Lewis, RPECV e hibridación de orbitales»)
2. NIST CCCBDB (Computational Chemistry Comparison and Benchmark Database): ángulos de enlace y momentos dipolares experimentales
3. Examen PAU Química Asturias 2026 (ordinaria), con solución y desglose
4. Examen PAU Química Madrid 2026 (modelo), con criterios y soluciones
5. Examen PAU Química País Vasco 2026 (extraordinaria)
6. Solucionario y criterios PAU Química País Vasco 2026 (extraordinaria)
7. Examen PAU Química Castilla-La Mancha 2026 (extraordinaria)
8. Criterios y solución PAU Química Castilla-La Mancha 2026 (extraordinaria)
9. Crue: Orientaciones de las materias de acceso y admisión, propuesta técnica 2025/2026 (Química), publicada por la UCLM
10. Guía de calificación y modelo de examen PAU Química La Rioja 2025-2026
11. Examen PAU Química Extremadura 2026 (ordinaria)
12. Criterios de corrección PAU Química Extremadura 2026 (ordinaria)
13. Universidad de Extremadura: Criterios generales de Química 2026-27
14. Universidad de Murcia: Orientación sobre los contenidos del examen de Química (PAU 2027)
15. Generalitat de Catalunya: Orientacions per a l'examen de la matèria Química de les PAU-2027 (versión de 12-11-2026)
16. Comunitat Valenciana: Acta de coordinación de Química de octubre de 2026 (reuniones del 6 y el 13-10-2026, PAU 2027); sustituye a la de noviembre de 2025, que ya no se publica
17. Comunitat Valenciana: Matizaciones de la Comisión de Química sobre el programa
18. Universidad de Oviedo: Información sobre la PAU 2025/2026, Química (ficha de la materia)
19. Canarias: acta de la 1.ª reunión de coordinación de Química PAU (30-09-2026)
20. Junta de Castilla y León: Guía de calificación de Química, PAU 2027 (23-10-2026; mismo contenido que la de 2026)
21. Examen PAU Química Madrid 2026 (reserva 2), con soluciones (SO_2 y CH_4/CH_3Cl)

Imágenes: Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib). · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib). · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib). · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib). · 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.