Hidrólisis, neutralización y volumetrías

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

Aquí se juntan tres cosas que suelen ir en el mismo ejercicio: la **hidrólisis** (por qué una sal da una disolución ácida, básica o neutra), la **neutralización** (qué queda al mezclar un ácido y una base) y la **volumetría** (cómo se mide la concentración de un ácido o una base con una bureta y un indicador). El tema sale en **52 de las 68 convocatorias** ordinarias y extraordinarias de 2025 y 2026, en 16 comunidades: la neutralización, en 43, y la hidrólisis, en 33. Lo que más puntúa: **contar moles antes que volúmenes** y **justificar el pH con el ion que reacciona con el agua**.

1 Hidrólisis: por qué una sal cambia el pH del agua

Una sal soluble se disocia por completo en sus iones: $\mathrm{CH_3COONa\,(s) \longrightarrow CH_3COO^-\,(aq) + Na^+\,(aq)}$. La **hidrólisis** es la reacción ácido-base de alguno de esos iones con el agua. Según la teoría de Brønsted-Lowry (Tema 13), cada ion es el conjugado de un ácido o de una base, y la pregunta que lo decide todo es: **¿de qué ácido y de qué base viene la sal?**

- **El conjugado de un ácido fuerte o de una base fuerte no hidroliza.** $\mathrm{Cl^-}$, $\mathrm{Br^-}$, $\mathrm{I^-}$, $\mathrm{NO_3^-}$ y $\mathrm{ClO_4^-}$ vienen de ácidos fuertes; $\mathrm{Na^+}$, $\mathrm{K^+}$, $\mathrm{Li^+}$, $\mathrm{Ca^{2+}}$ y $\mathrm{Ba^{2+}}$, de bases fuertes. Su carácter ácido o básico es **despreciable** frente al del agua y no cambian el pH. Dilo con esa palabra: no son «ácidos o bases débiles», son conjugados despreciables.
- **El conjugado de un ácido débil es una base débil** y reacciona con el agua dando $\mathrm{OH^-}$: $\mathrm{CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-}$. La disolución es **básica**.
- **El conjugado de una base débil es un ácido débil** y da $\mathrm{H_3O^+}$: $\mathrm{NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+}$. La disolución es **ácida**.
- **Cuanto más débil es el ácido, más fuerte es su base conjugada**, porque $K_a \cdot K_b = K_w$ (Tema 13). A igual concentración, el acetato (K_a del ácido acético $= 1{,}8 \cdot 10^{-5}$) da un pH más alto que el benzoato (K_a del ácido benzoico $= 6{,}3 \cdot 10^{-5}$): es justo lo que pregunta Navarra en 2026.
- Escribe la **disolución de la sal con flecha simple** ($\rightarrow$: es total) y la **hidrólisis con doble flecha** ($\rightleftharpoons$: es un equilibrio). Entre los criterios generales de Andalucía está la «Capacidad de escribir las reacciones químicas que fundamentan los cálculos realizados», y en casi todas las comunidades la reacción escrita forma parte de la nota.
- Si te sale una sal de $\mathrm{Al^{3+}}$ o de $\mathrm{Fe^{3+}}$, su disolución es ácida: los cationes metálicos pequeños y con mucha carga polarizan las moléculas de agua que los rodean y estas ceden protones.

Sal (ejemplos)	Viene de	Ion que hidroliza	Disolución
$NaCl$, KNO_3, $NaClO_4$	ácido fuerte + base fuerte	ninguno	neutra (pH = 7 a 25 °C)
CH_3COONa, $NaClO$, KCN, Na_2CO_3	ácido débil + base fuerte	el anión (base débil)	básica (pH > 7)
NH_4Cl, NH_4NO_3	ácido fuerte + base débil	el catión (ácido débil)	ácida (pH < 7)
NH_4CN, CH_3COONH_4	ácido débil + base débil	los dos	depende de K_a (catión) frente a K_b (anión)

Con dos iones que hidrolizan mandan las constantes: si K_a del catión es mayor que K_b del anión, ácida; si es al revés, básica. En el NH_4CN, $K_a(NH_4^+) = 5{,}6 \cdot 10^{-10}$ y $K_b(CN^-) = 2{,}0 \cdot 10^{-5}$ (con $K_a(HCN) = 4{,}9 \cdot 10^{-10}$, el dato de Andalucía 2025; el CRC Handbook da $6{,}2 \cdot 10^{-10}$ y la conclusión no cambia): básica. En el CH_3COONH_4 las dos valen $5{,}6 \cdot 10^{-10}$: prácticamente neutra.

SAL DE ÁCIDO FUERTE Y BASE DÉBIL (ANDALUCÍA 2025, RESERVA 3, 2A C)

Justifique si una disolución de cloruro de amonio (NH_4Cl) presenta un pH ácido, básico o neutro.

Respuesta modelo

La sal se disocia por completo: $NH_4Cl\,(s) \longrightarrow NH_4^+\,(aq) + Cl^-\,(aq)$. El Cl^- es la base conjugada del HCl, un ácido fuerte: es una base despreciable y no reacciona con el agua. El NH_4^+ es el ácido conjugado del NH_3, una base débil, así que es un ácido débil que se hidroliza: $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$. Se forman iones H_3O^+, $[H_3O^+] > [OH^-]$ y la disolución es **ácida** (pH < 7).

Por qué puntúa. Tres pasos: disociación, qué hace cada ion y por qué, conclusión. En Andalucía «La falta de justificación o razonamiento cuando se solicite se penalizará con el 100%»: decir solo «es ácida» vale cero.

UN ANIÓN ANFÓTERO (MURCIA 2026, EXTRAORDINARIA, 3A II)

El anión HPO_4^{2-} es anfótero, lo que significa que puede actuar como un ácido ($K_a = 4{,}8 \cdot 10^{-13}$) y como una base ($K_b = 1{,}6 \cdot 10^{-7}$). Escriba sus reacciones de hidrólisis ácida y básica y, sin necesidad de hacer cálculos, explique si, como resultado de ambas reacciones, una disolución de HPO_4^{2-} será neutra, ácida o básica. (1 punto)

Respuesta modelo

Hidrólisis ácida: $HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons PO_4^{3-} + H_3O^+$, con $K_a = 4{,}8 \cdot 10^{-13}$. Hidrólisis básica: $HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons H_2PO_4^- + OH^-$, con $K_b = 1{,}6 \cdot 10^{-7}$. Las dos parten de la misma especie y tienen la misma estequiometría, así que domina la de mayor constante: K_b es unas $3 \cdot 10^5$ veces mayor que K_a, se forman muchos más OH^- que H_3O^+ y la disolución es **básica**.

Por qué puntúa. Es el mismo razonamiento que el del hidrogenocarbonato (antes, bicarbonato) del País Vasco 2026 (tercer ejercicio resuelto). Al revés, el $H_2PO_4^-$ tiene su constante ácida (del orden de 10^{-8}) mucho mayor que la básica (del orden de 10^{-12}) y da disolución ácida.

Hasta dónde llega cada comunidad

Andalucía (orientaciones 2026-27) pregunta sales de «ácido fuerte-base fuerte, ácido fuerte-base débil y ácido débil-base fuerte»: la cuarta fila (ácido débil-base débil) no figura. **Cataluña** cambia para 2027: en 2025-26 decía «No entrarà el càlcul del pH de sals solubles en cap cas» [no entrará en ningún caso el cálculo del pH de sales solubles]; las Orientacions PAU-2027 lo dejan en «No entrarà el càlcul del pH de sals solubles de bases febles en cap cas» [… de sales solubles de bases débiles]. La frase admite dos lecturas: la más literal, sales de una base débil, como el $\mathrm{NH_4Cl}$; la otra, sales que se comportan como base débil, como el acetato de sodio. Prepara el cálculo del pH de las sales de ácido débil (acetato, metanoato) por si acaso. Las justificaciones cualitativas siguen fuera «en el cas que els dos ions reaccionin amb l'aigua» [cuando los dos iones reaccionan con el agua]. La **Comunitat Valenciana** se limita al «Estudio cualitativo del comportamiento ácido-base de sales como por ejemplo NH4Cl o NaAc en las que uno solo de los iones actúe como ácido o base débil». **Canarias**: «Las preguntas sobre hidrólisis se limitarán a la justificación cualitativa del pH de tales sales» (acta de 20-03-2026; 2025-26; pendiente de confirmar para 2027). **Asturias** también la pide solo cualitativa (ficha 2025/2026) y **Murcia** avisa: «No habrá problemas numéricos sobre la hidrólisis de sales.» En el resto ningún documento limita el cálculo (siguiente sección). Ojo: aun con su orientación, Cataluña 2026 (extraordinaria, 4.1) pidió las concentraciones en el equilibrio de una disolución de $\mathrm{NH_4NO_3}$.

2 pH de una disolución de una sal (con cálculo)

Cuando piden un número, el ion que hidroliza se trata igual que un ácido o una base débil del Tema 13, con su propia constante: la **constante de hidrólisis** K_h, que no es más que la K_b del anión o la K_a del catión.

- **Acetato de sodio 0,10 mol/L** (K_a del acético $= 1{,}8 \cdot 10^{-5}$): $K_h = \dfrac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{1{,}8 \cdot 10^{-5}} = 5{,}6 \cdot 10^{-10}$; $x = \sqrt{5{,}6 \cdot 10^{-10} \cdot 0{,}10} = 7{,}5 \cdot 10^{-6}$ mol/L $= [\mathrm{OH^-}]$; $\mathrm{pOH} = 5{,}13$ y **pH = 8,87**. Solo se hidroliza el 0,0075 % del acetato: la aproximación es más que válida.
- **Cloruro de amonio 0,10 mol/L** (K_b del amoniaco $= 1{,}8 \cdot 10^{-5}$): $K_h = K_a(\mathrm{NH_4^+}) = 5{,}6 \cdot 10^{-10}$, $[\mathrm{H_3O^+}] = 7{,}5 \cdot 10^{-6}$ mol/L y **pH = 5,13**. Sale simétrico del anterior respecto a 7 porque las dos constantes son iguales.
- **Ojo con la constante que usas.** Si te dan la K_a del ácido, la del anión se calcula con K_w; si te dan directamente la K_b del anión o la constante de hidrólisis, se usa tal cual. Confundirlas cambia el pH en un par de unidades (es el error típico del tercer ejercicio resuelto).
- **El problema al revés:** si te dan el pH y te piden cuánta sal hay, x sale del pH y se despeja c de $K_h = \dfrac{x^2}{c - x}$. Es lo que pide Navarra (segundo ejercicio de «Ponte a prueba»).

Constante del ion

Anión de un ácido débil HA: $K_h = K_b(\mathrm{A^-}) = \dfrac{K_w}{K_a(\mathrm{HA})}$. Catión de una base débil B: $K_h = K_a(\mathrm{BH^+}) = \dfrac{K_w}{K_b(\mathrm{B})}$.

↓

Concentración del ion que hidroliza: la de la sal por el número de esos iones en la fórmula (el $\mathrm{Ca(CH_3COO)_2}$ 0,10 mol/L da 0,20 mol/L de acetato).

↓

Tabla de equilibrio ($c - x$, x, x) y $K_h = \dfrac{x^2}{c - x} \approx \dfrac{x^2}{c}$ si x es menos del 5 % de c. Compruébalo y justifícalo por escrito: los criterios de Aragón (2025) restan 0,1 si no se justifica («La x del denominador se puede despreciar porque Ka es muy pequeña y la disolución no está muy diluida»).

↓

pH

Si hidroliza un anión, $x = [\mathrm{OH^-}]$ y $\mathrm{pH} = 14 - \mathrm{pOH}$ a 25 °C; si hidroliza un catión, $x = [\mathrm{H_3O^+}]$.

Grado de hidrólisis $h = x/c$ (en tanto por uno o por ciento), si te lo piden.

¿NEUTRALIZAR ES DEJAR NEUTRO? (MADRID 2025, EXTRAORDINARIA, 4B A)

Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Escriba las reacciones que tienen lugar para justificar su respuesta y realice, en su caso, los cálculos necesarios. a) (1,25 puntos) «El pH a 25 °C de la disolución resultante de mezclar 50 mL de una disolución 0,5 M de ácido nitroso con 50 mL de una disolución de hidróxido de sodio de igual concentración es neutro». Datos. pK_a (ácido nitroso) = 3,3.

Respuesta modelo

Falsa. Reaccionan mol a mol: $\mathrm{HNO_2 + NaOH \longrightarrow NaNO_2 + H_2O}$. Hay $0{,}050 \cdot 0{,}5 = 0{,}025$ mol de cada uno, así que se neutralizan por completo y solo queda $\mathrm{NaNO_2}$: $0{,}025\ \mathrm{mol}/0{,}100\ \mathrm{L} = 0{,}25$ mol/L. El $\mathrm{Na^+}$ no hidroliza (viene de una base fuerte); el $\mathrm{NO_2^-}$ es la base conjugada de un ácido débil: $\mathrm{NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons HNO_2 + OH^-}$. La disolución es **básica**. Con números: $K_a = 10^{-3{,}3} = 5{,}0 \cdot 10^{-4}$, $K_h = \dfrac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{5{,}0 \cdot 10^{-4}} = 2{,}0 \cdot 10^{-11}$, $[\mathrm{OH^-}] = \sqrt{2{,}0 \cdot 10^{-11} \cdot 0{,}25} = 2{,}2 \cdot 10^{-6}$ mol/L, pOH = 5,65 y **pH = 8,35**.

Por qué puntúa. La solución oficial se queda en «la mezcla tendrá un pH básico (pH > 7)», que basta para la nota máxima; el cálculo lo confirma. Trampa clásica: «neutralizar» no significa «dejar neutro».

La constante que buscas

$K_a \cdot K_b = K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C para un **par conjugado**. La K del ion que hidroliza es siempre la «otra» del par: del ácido acético (K_a) sacas la del acetato (K_b); del amoniaco (K_b), la del amonio (K_a). Si el enunciado no da K_w, úsala igual: el País Vasco dice que puedes usar «datos adicionales de conocimiento general».

3 Neutralización: la reacción y la estequiometría

Una **neutralización** es la reacción entre un ácido y una base que da una sal y, casi siempre, agua (con el amoniaco solo la sal: $\mathrm{NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl}$). Con ácidos y bases fuertes, en el fondo siempre ocurre lo mismo, $\mathrm{H_3O^+\,(aq) + OH^-\,(aq) \longrightarrow 2\,H_2O\,(l)}$, y la reacción es prácticamente completa: su constante es $1/K_w = 10^{14}$ a 25 °C.

- **Ecuación molecular ajustada:** $\mathrm{HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O}$; $\mathrm{H_2SO_4 + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O}$; $\mathrm{2\,HCl + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCl_2 + 2\,H_2O}$. Con un ácido débil también se escribe con flecha simple, $\mathrm{CH_3COOH + NaOH \longrightarrow CH_3COONa + H_2O}$, porque el $\mathrm{OH^-}$ arrastra el equilibrio del ácido hasta el final.
- **Punto de equivalencia:** los moles de $\mathrm{H_3O^+}$ que puede ceder el ácido igualan a los de $\mathrm{OH^-}$ que aporta la base: $a \cdot M_a \cdot V_a = b \cdot M_b \cdot V_b$, donde a y b son los $\mathrm{H^+}$ y los $\mathrm{OH^-}$ por fórmula ($a = 2$ en el $\mathrm{H_2SO_4}$, $b = 2$ en el $\mathrm{Ca(OH)_2}$).
- $V_a\,M_a = V_b\,M_b$ **solo vale si la reacción es 1:1.** Con $\mathrm{H_2SO_4}$ o $\mathrm{Ca(OH)_2}$ escribe la reacción y usa sus coeficientes: el documento de errores comunes de la Ponencia de Andalucía (2019-20, enlazado como material vigente) avisa: «No valdría V·M =V·M. Siempre hay que escribir la reacción de neutralización y tener en cuenta la estequiometría.»
- **Un ácido débil gasta el mismo volumen de base que uno fuerte** de igual concentración, porque tiene los mismos moles; lo que cambia es el pH en el punto de equivalencia (tabla).

- **Ácidos polipróticos:** lee qué protones se valoran. Si el enunciado se limita a la «primera acidez» (Cataluña 2026, ácido cítrico: «Escriba la reacción de valoración para el primer equilibrio de acidez»), cuenta un solo $\mathrm{H^+}$ por molécula; si se neutralizan todos (el $\mathrm{H_2SO_4}$ con NaOH), a es el número de protones ácidos.
- **Calor de neutralización:** con ácido y base fuertes es casi el mismo para cualquier pareja, unos -56 kJ por mol de agua formada ($-55{,}8$ kJ/mol con las entalpías de formación tabuladas), porque la reacción neta es siempre la misma. Galicia lo usa en su práctica del calorímetro (Tema 8).

Valoración	Qué queda en el punto de equivalencia	pH (25 °C)
Ácido fuerte + base fuerte (HCl + NaOH)	NaCl: ningún ion hidroliza	= 7
Ácido débil + base fuerte ($\mathrm{CH_3COOH}$ + NaOH)	$\mathrm{CH_3COO^-}$, base débil	> 7
Ácido fuerte + base débil (HCl + $\mathrm{NH_3}$)	$\mathrm{NH_4^+}$, ácido débil	< 7
Ácido débil + base débil	los dos iones hidrolizan	según K_a y K_b

Por eso «neutralizar» no significa «dejar la disolución neutra»: solo queda neutra la combinación fuerte-fuerte.

4 pH de una mezcla de un ácido y una base

Es el cálculo que más cae del tema y se resuelve siempre igual: **primero la neutralización, que es completa, y después el pH de lo que sobra**.

Moles iniciales de $\mathrm{H_3O^+}$ y de $\mathrm{OH^-}$: $n = M \cdot V$ (con V en litros) por el número de $\mathrm{H^+}$ o de $\mathrm{OH^-}$ de la fórmula.

↓

Neutralización completa

reacciona entero el que está en menor cantidad; resta para saber cuánto sobra del otro.

↓

Volumen total $V_a + V_b$ (los enunciados dicen que los volúmenes son aditivos).

↓

¿Qué sobra? Ácido o base fuertes: su concentración da el pH directamente. Nada (punto de equivalencia): el pH es el de la sal (secciones anteriores). Un ácido débil junto con su sal: es una mezcla reguladora (sección de disoluciones reguladoras).

↓

Comprueba el sentido

si sobra base, pH > 7; si sobra ácido, pH < 7.

EXCESO DE BASE Y VOLUMEN PARA LLEGAR A PH 7 (CANARIAS 2026, ORDINARIA, 4B B Y C)

Tenemos dos disoluciones acuosas: una (A) de hidróxido de potasio de concentración 0,03 M y otra (B) de ácido clorhídrico 0,025 M. Calcule: [...] b) El pH resultante cuando se mezclan 30 mL de la disolución (A) con 25 mL de la disolución (B). c) El volumen de una de las dos disoluciones (A) o (B) que tendremos que añadir a esa mezcla del apartado anterior para conseguir que su pH sea 7.

Respuesta modelo

b) $n(\mathrm{OH^-}) = 0{,}030 \cdot 0{,}03 = 9{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol y $n(\mathrm{H_3O^+}) = 0{,}025 \cdot 0{,}025 = 6{,}25 \cdot 10^{-4}$ mol. Con $\mathrm{KOH + HCl \longrightarrow KCl + H_2O}$ (1:1) sobran $2{,}75 \cdot 10^{-4}$ mol de $\mathrm{OH^-}$ en 55 mL: $[\mathrm{OH^-}] = 5{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L, pOH = 2,30 y **pH = 11,70**. c) Sobra base, así que hay que añadir ácido (B) hasta neutralizar esos $2{,}75 \cdot 10^{-4}$ mol: $V = \dfrac{2{,}75 \cdot 10^{-4}}{0{,}025} = 0{,}011$ L = **11 mL**. Queda KCl, que no hidroliza: pH = 7.

Por qué puntúa. Coincide con la solución oficial (pH = 11,70; 11 mL de HCl). El acta de Canarias avisa: «Si el planteamiento de equilibrio ácido-base está mal, se considera mal todo el problema».

ESTEQUIOMETRÍA 1:2 (CASTILLA-LA MANCHA, MODELO 2027, 2A A Y B)

El exceso de ácido clorhídrico (HCl) puede neutralizarse con una disolución de hidróxido de calcio ($\mathrm{Ca(OH)_2}$) según la reacción mostrada. Se toman 40,0 mL de una disolución de HCl 0,30 M, y se añade una disolución de $\mathrm{Ca(OH)_2}$ 0,10 M. Suponiendo que los volúmenes son aditivos: $\mathrm{2\,HCl + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCl_2 + 2\,H_2O}$. a) (0,5 puntos) Calcule el pH de la disolución cuando se han añadido 30,0 mL de $\mathrm{Ca(OH)_2}$ 0,10 M. b) (1 punto) Calcule el volumen de $\mathrm{Ca(OH)_2}$ necesario para alcanzar el punto de equivalencia y el pH en dicho punto.

Respuesta modelo

a) $n(\mathrm{HCl}) = 0{,}0400 \cdot 0{,}30 = 0{,}012$ mol; $n(\mathrm{Ca(OH)_2}) = 0{,}0300 \cdot 0{,}10 = 3{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol, que aportan $6{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol de $\mathrm{OH^-}$. Sobran $0{,}012 - 0{,}0060 = 6{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol de $\mathrm{H_3O^+}$ en 70,0 mL: $[\mathrm{H_3O^+}] = 0{,}0857$ mol/L y **pH = 1,07**. b) En la equivalencia, $n(\mathrm{Ca(OH)_2}) = \frac{1}{2}\,n(\mathrm{HCl}) = 6{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol y $V = \dfrac{6{,}0 \cdot 10^{-3}}{0{,}10} = 0{,}060$ L = **60 mL**. Queda $\mathrm{CaCl_2}$, que no hidroliza: **pH = 7**.

Por qué puntúa. Con $V_a M_a = V_b M_b$ aplicado sin pensar saldrían 120 mL, el doble. El modelo no trae solución oficial: resultados propios.

5 Volumetrías ácido-base: el método y el material

Una **volumetría** (o valoración) mide la concentración desconocida de un ácido o de una base haciéndolo reaccionar con otra disolución de concentración conocida, el **valorante**, que se añade con una bureta hasta el **punto de equivalencia**. Como ese punto no se ve, se usa un **indicador** que cambia de color muy cerca de él: el momento del cambio de color es el **punto final**.

- **Cálculo:** en el punto final se cumple la estequiometría de la neutralización. Moles de valorante $= M \cdot V_{\text{gastado}}$; con los coeficientes de la reacción salen los moles de la muestra, y su concentración es esos moles entre el volumen de muestra medido con la pipeta.
- **Material: bureta** de 25 o 50 mL sujeta con **soporte y pinza**; **pipeta aforada** con **pera** o propipeta (nunca se pipetea con la boca); **matraz erlenmeyer**, que se puede agitar sin salpicar; **embudo** pequeño para llenar la bureta; **frasco lavador** con agua destilada; el **indicador** y, si se quiere dibujar la curva, un **pH-metro**.

- **Para medir volúmenes exactos** se usa material volumétrico de precisión: bureta, pipeta aforada y matraz aforado. La probeta mide con mucha menos precisión y el vaso de precipitados solo da una idea del volumen: medir la muestra con un vaso de precipitados es justo el error que Galicia pidió encontrar en 2025 (tercer ejercicio de «Ponte a prueba»).
- **Se repite la valoración** (normalmente tres veces) y se promedian los volúmenes que concuerdan; un valor muy distinto de los demás se repite o se descarta.
- **Errores que cambian el resultado:** enjuagar la bureta solo con agua (el valorante se diluye, se gasta más volumen y la concentración calculada sale **mayor** que la real); dejar una burbuja en la punta, que sale durante la valoración (se lee más volumen del añadido: también sale mayor); pasarse del viraje (mayor). Añadir agua destilada al erlenmeyer **no** influye: no cambia los moles de la muestra.
- **Seguridad:** gafas y bata. El NaOH y los ácidos concentrados son corrosivos (pictograma de corrosión del Reglamento CLP, Tema 1).

Enjuaga la bureta con un poco de valorante, llénala con el embudo, **retira el embudo**, abre la llave para eliminar las burbujas de la punta y **enrasa**, con el ojo a la altura del menisco.

↓

Mide la muestra con la **pipeta aforada** y su pera (enjuagada antes con la propia muestra) y viértela en el **erlenmeyer**; puedes añadir agua destilada.

↓

Añade **2-3 gotas de indicador** y pon un papel blanco debajo.

↓

Abre la llave y añade el valorante **agitando sin parar**; cerca del final, **gota a gota**.

↓

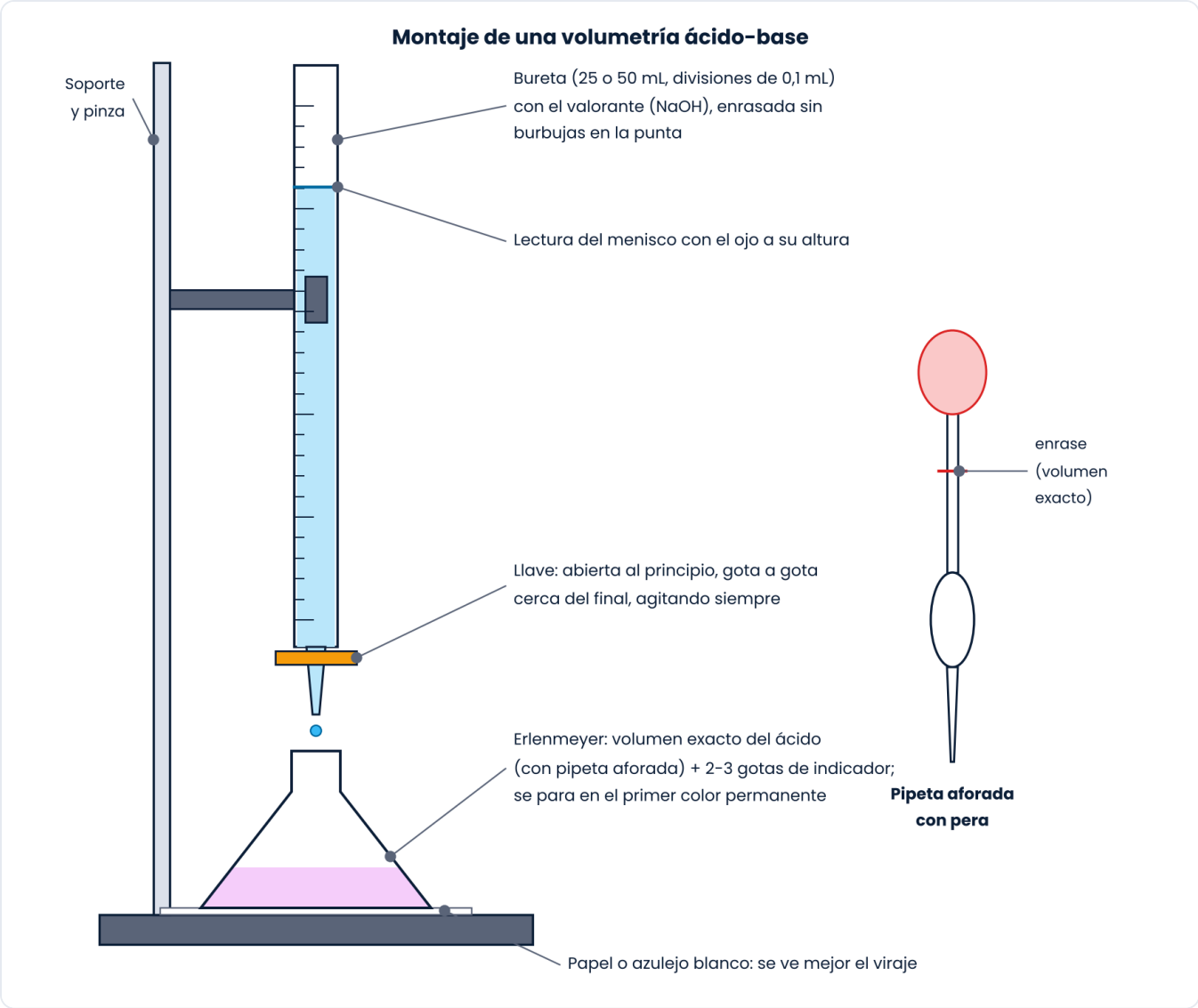
Cierra la llave en el **primer cambio de color que no desaparece** al agitar y **anota el volumen** gastado.

↓

Repite hasta tener volúmenes concordantes y calcula la concentración con el volumen medio.

Quién pregunta el laboratorio

Cataluña solo pide describir procedimiento y material de las volumetrías ácido-base y de la pila o la electrólisis, y lo hace casi todos los años. El **País Vasco** pide procedimiento, material y dibujo («Se valorará positivamente la inclusión de diagramas explicativos, esquemas, gráficas, dibujos»). **Galicia** tiene como práctica oficial la «Valoración dun ácido forte cunha base forte» [valoración de un ácido fuerte con una base fuerte]. **Castilla y León** recoge el «Procedimiento y cálculos en una volumetría ácido-base de una disolución de concentración desconocida» y **Andalucía**, «Describir el procedimiento para realizar una volumetría ácido-base». **Baleares** y **Extremadura** han pedido el material. **Asturias**, en cambio: «No es necesario memorizar ningún procedimiento o protocolo experimental», aunque «Esto no excluye saber realizar los cálculos asociados a cualquier experimento químico sencillo» (ficha 2025/2026).



Montaje de una volumetría ácido-base. Bureta enrasada con el valorante sobre un erlenmeyer con la muestra medida con pipeta aforada y unas gotas de indicador; el papel blanco ayuda a ver el viraje.

6 Curvas de valoración

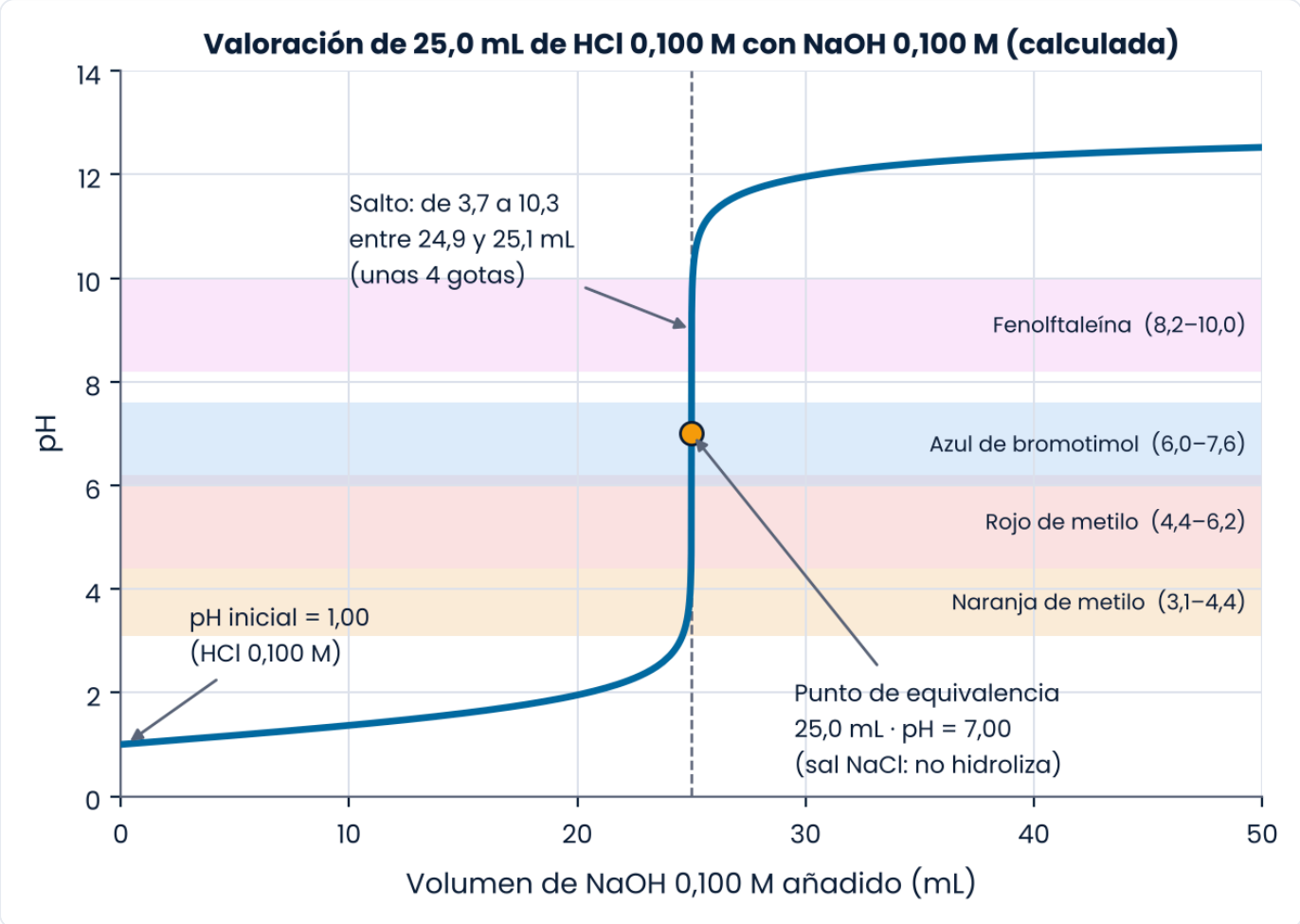
La **curva de valoración** representa el pH de la disolución del erlenmeyer frente al volumen de valorante añadido. Las de este tema están **calculadas por programa** (balance de cargas exacto, a 25 °C) para 25,0 mL de ácido 0,100 mol/L valorados con NaOH 0,100 mol/L.

- **Fuerte-fuerte:** empieza en pH 1,00, sube despacio y da un **salto casi vertical** alrededor del punto de equivalencia: de 3,70 a 10,30 entre 24,9 y 25,1 mL, unas cuatro gotas. El punto de equivalencia está en **pH = 7**.
- **Débil-fuerte:** empieza más arriba (2,88, porque el ácido está poco disociado), sube deprisa al principio y luego entra en una zona casi plana; el salto es más corto (de 7,14 a 10,30) y el punto de equivalencia está en **pH > 7** (8,72) por la hidrólisis del acetato.
- **En la semiequivalencia** (12,5 mL) hay prácticamente tanto ácido como base conjugada y el pH coincide con el $\mathrm{p}K_a$ del ácido (4,74; la tabla da 4,75 porque el valor exacto, 4,745, cae justo en el límite del redondeo): así se mide en el laboratorio la K_a de un ácido.
- **Después del punto de equivalencia** las dos curvas coinciden: manda el exceso de NaOH.
- **Base débil valorada con ácido fuerte** ($\mathrm{NH_3}$ con HCl): la curva baja en vez de subir y el punto de equivalencia queda en pH < 7 por el $\mathrm{NH_4^+}$ (5,28 si se valoran 25,0 mL de $\mathrm{NH_3}$ 0,100 mol/L con HCl 0,100 mol/L).

- **Si diluyes, el salto se acorta:** con ácido y base 0,0100 mol/L, la curva fuerte-fuerte empieza en pH 2,00 y entre 24,9 y 25,1 mL solo salta de 4,70 a 9,30.

NaOH añadido (mL)	pH con HCl	pH con $\mathrm{CH_3COOH}$	Qué hay en el erlenmeyer
0	1,00	2,88	solo el ácido
12,5	1,48	4,75	la mitad neutralizada
24,9	3,70	7,14	falta 0,1 mL
25,0	7,00	8,72	punto de equivalencia: solo la sal
25,1	10,30	10,30	sobra 0,1 mL de NaOH
30,0	11,96	11,96	exceso de base
50,0	12,52	12,52	exceso de base

Calculados sin aproximaciones con $K_a(\mathrm{CH_3COOH}) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$ y $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$.



Curva de valoración de un ácido fuerte con una base fuerte. 25,0 mL de HCl 0,100 M con NaOH 0,100 M, calculada punto a punto: el salto de pH en torno a los 25,0 mL atraviesa los intervalos de viraje de los cuatro indicadores de las franjas.

7 Indicadores: cómo se elige el adecuado

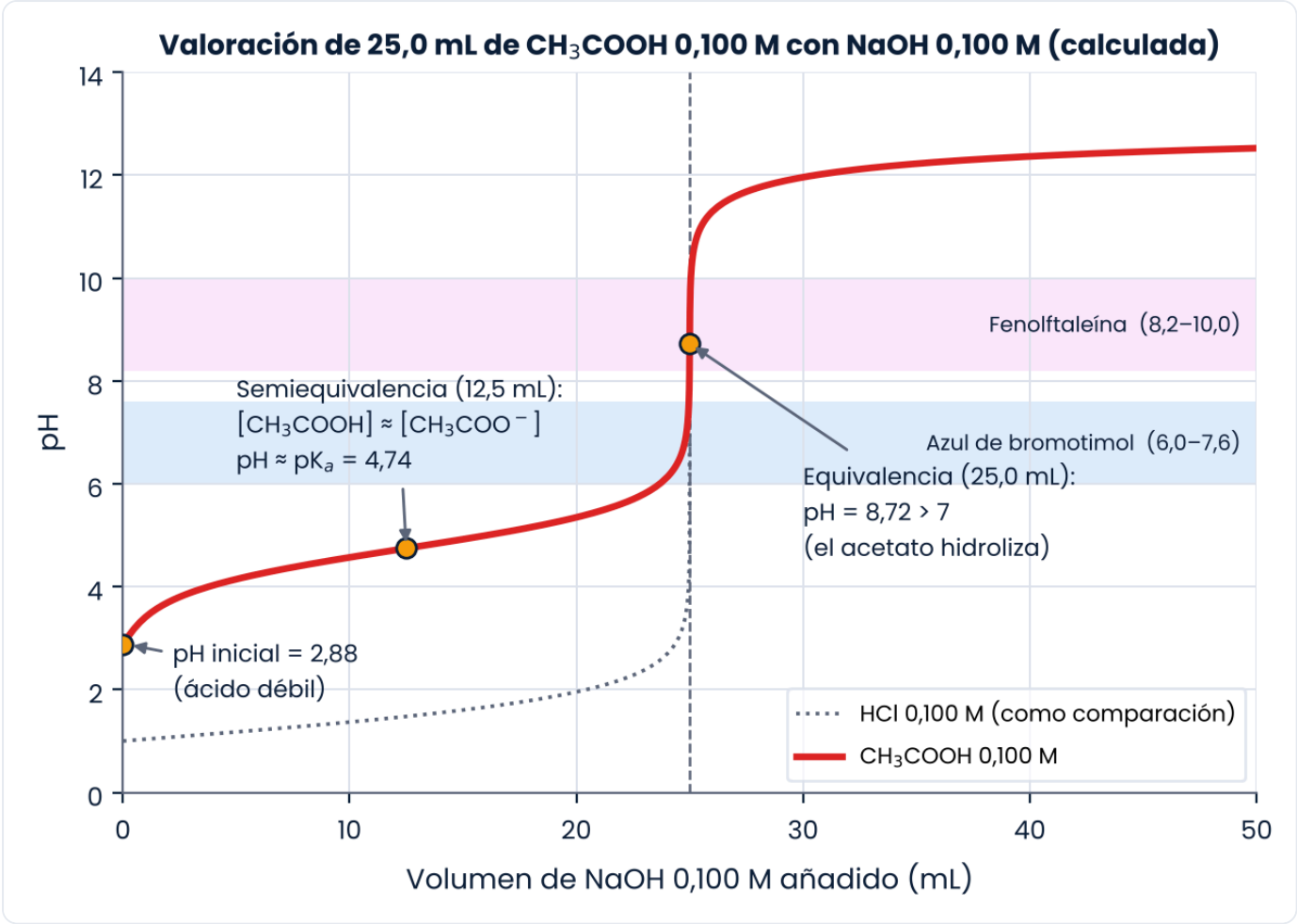
Un **indicador ácido-base** es un ácido débil orgánico (HIn) cuya forma ácida y cuya base conjugada tienen colores distintos: $\mathrm{HIn} + \mathrm{H_2O} \rightleftharpoons \mathrm{In^-} + \mathrm{H_3O^+}$. Cambia de color en un **intervalo de viraje** de unas dos unidades de pH alrededor de su $\mathrm{p}K_a$ ($\mathrm{p}K_a \pm 1$). Se añaden solo unas gotas, para que no gasten valorante.

- **La regla:** el intervalo de viraje tiene que caer **dentro del salto** de la curva y, a ser posible, contener el pH del punto de equivalencia.

- **Fuerte–fuerte** (0,1 mol/L): el salto va de 3,7 a 10,3, así que sirven el azul de bromotimol (el ideal, vira alrededor de 7), la fenolftaleína (su primer rosa, a pH 8,2, aparece menos de una centésima de mililitro después del punto de equivalencia) y el naranja de metilo (termina de virar, a pH 4,4, unas dos centésimas de mililitro antes). Con disoluciones muy diluidas el salto se estrecha y conviene el azul de bromotimol.
- **Ácido débil con base fuerte:** el punto de equivalencia es básico (8,72 en la figura) y el salto empieza por encima de 7, así que la elección es la **fenolftaleína**, cuyo intervalo contiene ese pH. El azul de bromotimol termina de virar antes de llegar al punto de equivalencia, y un indicador que vire en zona ácida (verde de bromocresol, naranja de metilo) pararía la valoración con buena parte del ácido sin neutralizar.
- **Base débil con ácido fuerte:** punto de equivalencia ácido, así que **rojo de metilo** (o naranja de metilo).
- **El color en cada momento** se deduce de lo que sobra en el erlenmeyer: mientras sobra base, el indicador está en su forma básica; en cuanto sobra una gota de ácido, en la ácida (y al revés si el valorante es la base).

Indicador	Viraje (pH)	Color: ácido → básico	Valoración típica
Naranja de metilo	3,1–4,4	rojo → amarillo	base débil con ácido fuerte
Rojo de metilo	4,4–6,2	rojo → amarillo	base débil con ácido fuerte
Azul de bromotimol	6,0–7,6	amarillo → azul	fuerte con fuerte
Fenolftaleína	8,2–10,0	incolora → rosa fucsia	ácido débil con base fuerte

Intervalos aproximados, con alguna décima de diferencia según la fuente: naranja de metilo y fenolftaleína como en Illes Balears 2026 (ordinaria, 3A c), azul de bromotimol como en Murcia 2026 y Cataluña 2025, rojo de metilo como en el *Handbook of Analytical Chemistry* (Meites); Cataluña 2025 da 8,0–9,5 para la fenolftaleína. En el examen usa los que te den: Murcia, por ejemplo, avisa de que siempre dará «los datos del indicador (color de sus formas ácida y básica e intervalo de viraje)».



Curva de valoración de un ácido débil con una base fuerte. 25,0 mL de ácido acético 0,100 M con NaOH 0,100 M (en punteado, el HCl de la misma concentración): pH inicial más alto, zona casi plana con pH ≈ pKa en la semiequivalencia y punto de equivalencia básico, dentro del viraje de la fenolftaleína.

8 Ácidos y bases en la industria, en casa y en el medio ambiente

El RD 243/2022 cierra el bloque ácido-base con los «Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo, con especial incidencia en el proceso de la conservación del medioambiente». En la PAU aparece sobre todo como **contexto** de un ejercicio: una depuradora, un antiácido, la lluvia ácida, un limpiador con amoniaco.

- **Antiácidos:** $\mathrm{NaHCO_3 + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O + CO_2}$ y $\mathrm{Mg(OH)_2 + 2\,HCl \longrightarrow MgCl_2 + 2\,H_2O}$. El $\mathrm{CO_2}$ explica los gases que da el hidrogenocarbonato de sodio (tercer ejercicio resuelto).
- **Nunca mezcles lejía con salfumán:** en medio ácido el hipoclorito oxida al cloruro y se desprende cloro, un gas tóxico: $\mathrm{ClO^- + Cl^- + 2\,H_3O^+ \longrightarrow Cl_2 + 3\,H_2O}$ (es una redox, Tema 15).
- **Lluvia ácida.** El agua de lluvia normal ya es algo ácida, pH ≈ 5,6, por el $\mathrm{CO_2}$ disuelto. Se habla de lluvia ácida cuando baja de ese valor por los óxidos de azufre y de nitrógeno que emiten la combustión de carbón y de combustibles con azufre, la metalurgia y los motores (y los volcanes): $\mathrm{2\,SO_2 + O_2 \longrightarrow 2\,SO_3}$, $\mathrm{SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4}$ y $\mathrm{4\,NO_2 + O_2 + 2\,H_2O \longrightarrow 4\,HNO_3}$.
- **Efectos:** acidifica lagos y suelos (arrastra nutrientes y libera metales), daña los bosques y ataca la caliza y el mármol de edificios y estatuas: $\mathrm{CaCO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + CO_2 + H_2O}$.
- **Soluciones:** combustibles con menos azufre; desulfuración de los gases de las centrales con caliza, $\mathrm{2\,CaCO_3 + 2\,SO_2 + O_2 \longrightarrow 2\,CaSO_4 + 2\,CO_2}$; catalizadores en los tubos de escape, $\mathrm{2\,CO + 2\,NO \longrightarrow 2\,CO_2 + N_2}$; y, como remedio, encalar los lagos (neutralizar con caliza).

- **Amoniaco verde:** el hidrógeno para la síntesis de Haber-Bosch se obtiene por electrólisis del agua con electricidad renovable en vez de a partir de gas natural, y así se evitan las emisiones de CO_2 (lo cita la ficha de Asturias).

Sustancia	Dónde está	Química que hay detrás
Ácido sulfúrico, H_2SO_4	fertilizantes, baterías de plomo, industria química	método de contacto: azufre → SO_2 → SO_3 (catalizador de V_2O_5) → H_2SO_4
Ácido nítrico, HNO_3	fertilizantes (nitrato de amonio), explosivos	método de Ostwald: oxidación catalítica del NH_3
Amoniaco, NH_3	fertilizantes, limpiadores domésticos	síntesis de Haber-Bosch (Tema 11); en casa, base débil
Hidróxido de sodio, $NaOH$	jabones, papel, desatascadores	base fuerte y corrosiva; se obtiene por electrólisis de la salmuera (Tema 16)
Ácido clorhídrico, HCl (salfumán)	limpieza de cal y de óxidos, decapado de metales	ácido fuerte: disuelve los carbonatos
Lejía ($NaClO$)	desinfección	el ClO^- hidroliza: disolución básica
Vinagre (CH_3COOH)	alimentación, limpieza	ácido débil; su acidez se mide con una volumetría
Antiácidos: $NaHCO_3$, $Mg(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $CaCO_3$	farmacia	neutralizan parte del HCl del estómago

Qué dice cada comunidad

Cataluña pone este saber (2.4.6) en la columna de «NO AVALUABLES» [no evaluables] de sus Orientacions PAU-2027, como en 2026, aunque la lluvia ácida ha salido como contexto de un ejercicio de equilibrio. La matriz de **Castilla y León** solo recoge el «Comportamiento químico ácido-base de algunos productos de uso cotidiano». **Asturias** añade los procesos de su industria (contacto, Ostwald, Haber-Bosch y «amoniaco verde»), con una nota: «No es necesario memorizar las ecuaciones químicas asociadas a los procesos industriales indicados.» (ficha 2025/2026). **Extremadura** ha puesto productos de consumo como contexto (si un vinagre para encurtidos, en 2025, o un limpiador con amoniaco, en 2026, cumplen la normativa), pero se resuelve calculando el pH y comparándolo con el límite que da el enunciado. **Castilla-La Mancha** (2025, extraordinaria, 4 d) es la única de 2025-2026 que ha preguntado por la aplicación misma: «Proponer una estrategia para neutralizar la metilamina y así minimizar su impacto en el tratamiento del agua».

9 Disoluciones reguladoras: solo donde las piden

No están en el RD 243/2022, pero algunas comunidades las añaden y han salido apartados sueltos. Una **disolución reguladora** (amortiguadora o tampón) contiene un ácido débil y su base conjugada (por ejemplo, CH_3COOH y CH_3COONa), o una base débil y su ácido conjugado (NH_3 y NH_4Cl), en cantidades parecidas, y **mantiene el pH casi constante** aunque se añadan pequeñas cantidades de ácido o de base o se diluya.

- **Cómo funciona:** si llega H_3O^+, lo gasta la base: $CH_3COO^- + H_3O^+ \longrightarrow CH_3COOH + H_2O$; si llega OH^-, lo gasta el ácido: $CH_3COOH + OH^- \longrightarrow CH_3COO^- + H_2O$. Solo cambia un poco la proporción entre las dos formas, y con ella el pH.
- **Su pH** sale de despejar $[H_3O^+]$ en la K_a: $[H_3O^+] = K_a \dfrac{[HA]}{[A^-]}$, es decir, $pH = pK_a + \log \dfrac{[A^-]}{[HA]}$ (ecuación de Henderson-Hasselbalch). Con cantidades iguales, $pH = pK_a$: es la zona plana de la curva débil-fuerte.

- **Ejemplos:** la sangre se mantiene entre pH 7,35 y 7,45 sobre todo gracias al par H_2CO_3/HCO_3^-; también llevan tampones muchos medicamentos, colirios y champús.
- **Cuándo es reguladora una mezcla:** un ácido débil con su sal ($HClO$ 1 M + $NaClO$ 1 M sí lo es: Navarra 2025, extraordinaria, 3B iv) o un ácido débil al que se añade base fuerte sin llegar a la equivalencia. Un ácido fuerte con su sal (HCl + $NaCl$) no lo es: el Cl^- no capta protones.

PH ÓPTIMO DEL AGUA DE UNA PISCINA (ANDALUCÍA, MODELO 2027, PREGUNTA 5 B)

Los desinfectantes más comunes de piscinas están elaborados con compuestos de cloro, que en agua se convierten en $HClO$, cuya capacidad para eliminar bacterias, virus y otros patógenos depende del pH. El $HClO$ es un ácido débil ($K_a = 3 \cdot 10^{-8}$ a 25 °C) que en disolución acuosa se encuentra en equilibrio con su base conjugada, con un poder desinfectante mucho menor. Para que la desinfección sea óptima, la relación entre la concentración de la base conjugada y la del ácido debe ser 1/3. […] b) Calcule el valor óptimo de pH del agua para que el $HClO$ tenga su máxima capacidad desinfectante. (0,7 puntos)

Respuesta modelo

$HClO + H_2O \rightleftharpoons ClO^- + H_3O^+$, con $K_a = \frac{[ClO^-][H_3O^+]}{[HClO]}$. Despejando, $[H_3O^+] = K_a \frac{[HClO]}{[ClO^-]} = 3 \cdot 10^{-8} \cdot 3 = 9 \cdot 10^{-8}$ mol/L y **pH = 7,05**. Con Henderson-Hasselbalch sale lo mismo: $pH = 7{,}52 + \log \frac{1}{3} = 7{,}05$.

Por qué puntúa. No hace falta saberse la fórmula: basta despejar de la K_a. Las orientaciones andaluzas no traen la solución: resultado propio.

Qué dice cada comunidad

Madrid: el Decreto 64/2022 añade «Disoluciones reguladoras del pH. Concepto y aplicaciones en la vida cotidiana», y el acta de la UPM de 3-12-2025 aclara: «En cálculos de pH no se incluyen cálculos de las disoluciones tampón, aunque sí deben conocer cómo funcionan.» (2025-26; pendiente de confirmar para 2027). **Aragón:** su currículo (Orden ECD/1173/2022) añade el «Estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras de pH». **Andalucía:** no figuran en las orientaciones 2026-27, pero el modelo oficial de 2027 (Pregunta 5 b) pide un pH con la relación entre la base conjugada y el ácido. **Murcia:** «No se formularán preguntas relativas a las disoluciones reguladoras.» (Orientación PAU 2027). **Navarra** las preguntó en 2025 (0,25 puntos) sin nombrarlas en sus documentos. En el resto, ningún documento oficial de los revisados las nombra.

10 Qué te piden en tu comunidad

Lo que dice el documento oficial de cada comisión sobre este tema y lo que ha caído en sus exámenes de 2025 y 2026. Donde no se cita límite, el documento no limita nada: entra todo el saber del RD.

Comunidad	Qué dice el documento oficial	Qué ha caído (2025–2026)
Andalucía	Hidrólisis solo de sales de «ácido fuerte-base fuerte, ácido fuerte-base débil y ácido débil-base fuerte»; volumetría de un ácido o una base fuerte con indicador y su procedimiento (orientaciones 2026-27). El modelo 2027 pide además un pH de mezcla reguladora.	Volumen para neutralizar (2025 y 2026, ordinarias) y carácter básico de la lejía (2026, extraordinaria); en las reservas, NH4Cl, NaNO3 y la reacción con Ca(OH)2.
Aragón	Añade el «Estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras de pH» (Orden ECD/1173/2022).	Neutralización con exceso; hidrólisis del fluoruro con pOH.

Comunidad	Qué dice el documento oficial	Qué ha caído (2025–2026)
Asturias	Hidrólisis solo cualitativa; pH de mezclas de ácido fuerte con base fuerte; equivalencia, indicador y curvas si al menos una especie es fuerte (ficha 2025/2026); el acta de 13-11-2025 dejó fuera los cálculos de valoraciones con una especie débil y dice que «en el futuro» se podría valorar incluirlos, con el ejemplo de la valoración del ácido acético de un vinagre (2025-26; pendiente de confirmar para 2027).	No ha caído (en 2024, curvas de valoración).
Baleares	La matriz de la UIB pide «Saber interpretar les corbes de valoració àcid-base. Entendre el funcionament dels indicadors» [interpretar curvas de valoración y entender los indicadores].	En las cuatro: volumen y reacción de valoración, pH de la equivalencia, indicador con tabla de virajes, procedimiento.
Canarias	«Las preguntas sobre hidrólisis se limitarán a la justificación cualitativa del pH de tales sales» (acta de 20-03-2026; 2025-26; pendiente de confirmar para 2027).	pH de mezclas de ácido y base fuertes, volumen para neutralizar y carácter básico de la sal formada (formiato, acetato), sin cálculo.
Cantabria	Los saberes del RD (concreciones de la UC: volumetría, hidrólisis, punto de equivalencia con indicadores, productos cotidianos).	Carácter de la mezcla en el punto de equivalencia y de una sal (KClO).
Castilla-La Mancha	Sin límites («Carácter ácido-base de las sales. Neutralización»).	En las cuatro: pH con exceso, volumen de equivalencia y carácter de una sal sin cálculo.
Castilla y León	La matriz recoge el procedimiento y los cálculos de una volumetría; de ácidos y bases de interés, solo los «productos de uso cotidiano».	Neutralización como subapartado (HCl con NH3 y exceso de ácido).
Cataluña	2027: «No entrarà el càlcul del pH de sals solubles de bases febles en cap cas» (en 2026, de todas las sales solubles; dos lecturas, arriba); saber 2.4.6 (ácidos y bases industriales y de consumo) no evaluable; procedimiento y material de volumetrías, sí (Orientacions PAU-2027).	Valoraciones (reacción, volumen, indicador, curva, procedimiento) en las 4 convocatorias ordinarias y extraordinarias.
C. Valenciana	«Las volumetrías ácido-base se plantearán entre especies fuertes» e hidrólisis cualitativa de sales con un solo ion débil (Matizaciones de la Comisión).	Volumen para neutralizar; V/F sobre una mezcla de ácido débil con NaOH.
Extremadura	Sin límites.	Volumen de HCl para neutralizar un limpiador amoniacal y material de la valoración.
Galicia	Los problemas de neutralización que anuncia son de «Neutralizacións ácido-base fortes»; práctica oficial: «Valoración dun ácido forte cunha base forte» (Orientacións 2026/2027).	Lluvia ácida con valoración; carácter del KNO3 y del benzoato de sodio.
La Rioja	La guía 2025-26 pide «interpretar curvas de valoración» y el procedimiento y material de una volumetría.	En tres de las cuatro (no en la ordinaria de 2025): carácter del punto de equivalencia de una valoración con HCl (las dos extraordinarias) y gramos de NaOH para neutralizar (2026 ordinaria).
Madrid	Añade las disoluciones reguladoras (Decreto 64/2022); el acta UPM de 3-12-2025 excluye el cálculo de su pH (2025-26; pendiente de confirmar para 2027).	Hidrólisis razonada, pH tras neutralizar con exceso, volumen de equivalencia; una reguladora cualitativa.
Murcia	«No se formularán preguntas relativas a las disoluciones reguladoras.», «No habrá problemas numéricos sobre la hidrólisis de sales.» y sí «problemas numéricos de mezclas de ácidos y bases fuertes» (Orientación PAU 2027).	Anfóteros (HCO_3^-, HPO_4^{2-}), valoración con azul de bromotimol, concentración a partir del pH de una mezcla.

Comunidad	Qué dice el documento oficial	Qué ha caído (2025–2026)
Navarra	Sin límites.	Lo que más repite: pH, cantidad de sal y grado de hidrólisis (acetato, benzoato, hipoclorito) y valoración de un ácido débil con NaOH.
País Vasco	Sin límites; la práctica de laboratorio se pide con procedimiento, material y dibujo.	En las cuatro: carácter de sales, pH del carbonato con Kb = Kw/Ka, vinagre y antiácido.

Fuente: los documentos de 2025-26 y 2026-27 de cada comisión citados en las fuentes y los exámenes de farmeandopau.com/examenes.

11 Ejercicio resuelto: neutralización con exceso, punto de equivalencia e hidrólisis (Castilla-La Mancha 2026)

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

En una planta de tratamiento de aguas se utiliza una disolución de hidróxido sódico (NaOH) para neutralizar contaminantes ácidos. Para ajustar el pH antes del vertido, se añade ácido nítrico ($\mathrm{HNO_3}$) de concentración conocida. Se dispone de 75 mL de una disolución de NaOH 0,20 M, a la que se añade $\mathrm{HNO_3}$ 0,10 M. Se supone que los volúmenes son aditivos. Calcule:

a) El pH cuando se han añadido 50 mL de $\mathrm{HNO_3}$. (0,5 puntos)

b) Escriba la reacción de neutralización. Calcule el volumen de $\mathrm{HNO_3}$ necesario para alcanzar el punto de equivalencia y el pH en dicho punto. (1 punto)

c) Si en lugar de ácido nítrico se utilizara ácido acético ($\mathrm{CH_3COOH}$), prediga sin calculo numérico, el valor de pH (pH >7 ó pH <7) de una disolución acuosa de acetato sódico ($\mathrm{CH_3COONa}$). Razone el resultado. (0,5 puntos)

Apartado a)

1. La idea: se mezclan una base fuerte y un ácido fuerte que reaccionan mol a mol. Se calculan los moles, se ve cuál sobra y el pH sale de lo que sobra, repartido en el volumen total.
2. Moles iniciales: $n(\mathrm{NaOH}) = 0{,}075\ \mathrm{L} \cdot 0{,}20\ \mathrm{mol/L} = 0{,}015$ mol de $\mathrm{OH^-}$; $n(\mathrm{HNO_3}) = 0{,}050\ \mathrm{L} \cdot 0{,}10\ \mathrm{mol/L} = 5{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol de $\mathrm{H_3O^+}$.
3. Neutralización completa, $\mathrm{H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2\,H_2O}$: se gastan los $5{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol de ácido y sobran $0{,}015 - 0{,}0050 = 0{,}010$ mol de $\mathrm{OH^-}$.
4. Volumen total: $75 + 50 = 125$ mL. $[\mathrm{OH^-}] = \dfrac{0{,}010\ \mathrm{mol}}{0{,}125\ \mathrm{L}} = 0{,}080$ mol/L; $\mathrm{pOH} = -\log 0{,}080 = 1{,}10$; $\mathrm{pH} = 14 - 1{,}10 = 12{,}90$.

SOLUCIÓN pH = 12,90: la disolución sigue siendo muy básica porque aún no se ha añadido ni la mitad del ácido necesario.

Apartado b)

1. Reacción de neutralización: $\mathrm{NaOH\,(aq) + HNO_3\,(aq) \longrightarrow NaNO_3\,(aq) + H_2O\,(l)}$; en forma iónica, $\mathrm{H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2\,H_2O}$.

2. En el punto de equivalencia, $n(\mathrm{HNO_3}) = n(\mathrm{NaOH}) = 0{,}015$ mol (estequiometría 1:1): $V = \dfrac{0{,}015\ \mathrm{mol}}{0{,}10\ \mathrm{mol/L}} = 0{,}15$ L = 150 mL.
3. En ese punto solo hay $\mathrm{NaNO_3}$ disuelto: $\mathrm{NaNO_3\,(s) \longrightarrow Na^+\,(aq) + \ NO_3^-\,(aq)}$. El $\mathrm{Na^+}$ es el ácido conjugado de una base fuerte (NaOH) y el $\mathrm{NO_3^-}$, la base conjugada de un ácido fuerte ($\mathrm{HNO_3}$): los dos son despreciables y ninguno se hidroliza.
4. Solo queda el equilibrio del agua, $[\mathrm{H_3O^+}] = [\mathrm{OH^-}] = 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L a 25 °C.

SOLUCIÓN Hacen falta 150 mL de HNO3 0,10 M y el pH en el punto de equivalencia es 7 (neutro).

Apartado c)

1. La sal se disocia por completo: $\mathrm{CH_3COONa\,(s) \longrightarrow CH_3COO^-\,(aq) + \ Na^+\,(aq)}$.
2. El $\mathrm{Na^+}$ no se hidroliza (viene de una base fuerte). El $\mathrm{CH_3COO^-}$ es la base conjugada del ácido acético, un ácido débil, así que es una base débil que reacciona con el agua: $\mathrm{CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + \ OH^-}$.
3. Se forman iones $\mathrm{OH^-}$, así que $[\mathrm{OH^-}] > [\mathrm{H_3O^+}]$.
4. Consecuencia práctica: si se valorara con ácido acético, el punto de equivalencia sería básico y habría que elegir un indicador como la fenolftaleína (sección de indicadores).

SOLUCIÓN pH > 7: la disolución de acetato sódico es básica por la hidrólisis del ion acetato.

Lo que puntúa. Los criterios oficiales reparten la nota por pasos: en a), «Reaccionan 1:1, por lo que sobra base» con los moles sobrantes (0,25) y el pH = 12,90 (0,25); en b), la reacción (0,25), los 150 mL (0,25) y «Se forma $NaNO_3$ (sal de ácido fuerte + base fuerte), no hidroliza por lo que el pH es 7: 0,5 puntos»; en c), «el anión acetato se comporta como base débil (hidrólisis básica). 0,5 puntos». Además: «Sólo se penalizará cuando tengan 3 errores de calculadora, y se les quitará 0,25 puntos» y el error no se arrastra entre apartados.

Error típico que te quita puntos. Dividir los moles sobrantes entre el volumen de una sola disolución (0,075 L) en lugar del total (0,125 L): sale pH = 13,12. Y en b), poner «pH = 7» sin explicar por qué no hidroliza ninguno de los dos iones: esa justificación vale la mitad del apartado.

12 Ejercicio resuelto: pH de un ácido débil, valoración, indicador y procedimiento (Cataluña 2025)

PAU CATALUÑA 2025 · CONVOCATORIA EXTRAORDINARIA · EJERCICIO 3 (OBLIGATORIO; 2,5 PUNTOS)

El ácido metanoico (HCOOH), de nombre común ácido fórmico, es un ácido carboxílico monoprótico de un solo átomo de carbono y tiene una constante de acidez (K_a) a 25 °C de $1{,}77 \times 10^{-4}$. Fue aislado e identificado por primera vez en la destilación acuosa de hormigas rojas. Se encuentra presente en el mecanismo de defensa de varios insectos y plantas. Datos (tabla de indicadores; intervalo del pH y cambio de color, ácido → alcalino): verde de bromocresol, 3,8-5,4, amarillo → verde azulado; azul de bromotimol, 6,0-7,6, amarillo → azul; fenolftaleína, 8,0-9,5, incoloro → fucsia.

a) Encuentre el pH de una disolución 0,20 M de ácido metanoico y escriba la reacción de valoración del ácido metanoico con hidróxido de sodio. Calcule también el volumen de disolución de hidróxido de sodio 0,15 M que será necesario para valorar 25 mL de la disolución del ácido metanoico. (1,25 puntos)

b) Razone cualitativamente si el pH en el punto de equivalencia de la valoración anterior será ácido, básico o neutro, y diga cuál de los indicadores de la tabla de abajo puede utilizarse para detectar el punto final de esta valoración. Justifique la respuesta. Explique cómo realizaría en el laboratorio este procedimiento, e indique qué material y qué compuestos utilizaría. (1,25 puntos)

Apartado a)

1. La idea: tres tareas encadenadas. El pH es el de un ácido débil (Tema 13: tabla de equilibrio y K_a); la valoración es una neutralización completa; el volumen sale de la estequiometría 1:1, que no depende de que el ácido sea débil.
2. Equilibrio: $\mathrm{HCOOH} + \mathrm{H_2O} \rightleftharpoons \mathrm{HCOO^-} + \mathrm{H_3O^+}$, con $0{,}20 - x$, x y x en el equilibrio: $K_a = \dfrac{x^2}{0{,}20 - x} = 1{,}77 \cdot 10^{-4}$.
3. Ecuación de segundo grado: $x^2 + 1{,}77 \cdot 10^{-4}\, x - 3{,}54 \cdot 10^{-5} = 0$, de donde $x = [\mathrm{H_3O^+}] = 5{,}86 \cdot 10^{-3}$ mol/L (la otra raíz es negativa). Con la aproximación $x \ll 0{,}20$ sale $5{,}95 \cdot 10^{-3}$ mol/L, un 1,5 % más, y el mismo pH: vale si lo justificas (x es el 2,9 % de 0,20).
4. $\mathrm{pH} = -\log(5{,}86 \cdot 10^{-3}) = 2{,}23$.
5. Reacción de valoración (completa, flecha simple): $\mathrm{HCOOH\,(aq)} + \mathrm{NaOH\,(aq)} \longrightarrow \mathrm{HCOONa\,(aq)} + \mathrm{H_2O\,(l)}$, o en forma iónica $\mathrm{HCOOH\,(aq)} + \mathrm{OH^-\,(aq)} \longrightarrow \mathrm{HCOO^-\,(aq)} + \mathrm{H_2O\,(l)}$.
6. Volumen: $n(\mathrm{HCOOH}) = 0{,}20\ \mathrm{mol/L} \cdot 0{,}025\ \mathrm{L} = 5{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol $= n(\mathrm{NaOH})$; $V = \dfrac{5{,}0 \cdot 10^{-3}\ \mathrm{mol}}{0{,}15\ \mathrm{mol/L}} = 0{,}0333$ L = 33,3 mL.

SOLUCIÓN pH = 2,23; reacción HCOOH + NaOH → HCOONa + H2O; hacen falta 33,3 mL de NaOH 0,15 M.

Apartado b)

1. En el punto de equivalencia solo hay metanoato de sodio: $\mathrm{HCOONa\,(s)} \longrightarrow \mathrm{HCOO^-\,(aq)} + \mathrm{Na^+\,(aq)}$. El $\mathrm{Na^+}$ no reacciona con el agua; el $\mathrm{HCOO^-}$, base conjugada de un ácido débil, se hidroliza: $\mathrm{HCOO^-} + \mathrm{H_2O} \rightleftharpoons \mathrm{HCOOH} + \mathrm{OH^-}$. El pH es **básico**.
2. Cálculo (Cataluña no lo pidió en 2025; para 2027 solo excluye el pH de las «sals solubles de bases febles», y con la lectura más literal, sales de una base débil como el $\mathrm{NH_4Cl}$, el del metanoato de sodio podría caer): con $c = \dfrac{5{,}0 \cdot 10^{-3}\ \mathrm{mol}}{0{,}0583\ \mathrm{L}} = 0{,}0857$ mol/L y $K_h = \dfrac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{1{,}77 \cdot 10^{-4}}$, sale pH ≈ 8,34.
3. Indicador: la **fenolftaleína** (8,0-9,5), porque su intervalo de viraje está en la zona básica, donde cae el punto de equivalencia. El verde de bromocresol (3,8-5,4) cambiaría de color con mucho ácido sin valorar y el azul de bromotimol (6,0-7,6) terminaría de virar antes del punto de equivalencia.

4. Material: bureta con soporte y pinza, pipeta aforada de 25 mL con pera, erlenmeyer, embudo, frasco lavador. Compuestos: la disolución de NaOH 0,15 M, la de ácido metanoico, agua destilada y fenolftaleína.
5. Procedimiento: se llena la bureta con el NaOH sin dejar burbujas y se enrasa; con la pipeta aforada y la pera se toman 25,0 mL del ácido y se pasan al erlenmeyer (se puede añadir algo de agua destilada); se añaden 2-3 gotas de fenolftaleína; se abre la llave y se añade NaOH agitando sin parar, gota a gota al final, hasta que la disolución quede rosa fucsia de forma permanente; se cierra la llave y se anota el volumen gastado. Se repite y se promedia.

SOLUCIÓN El punto de equivalencia es básico por la hidrólisis del ion metanoato; el indicador adecuado es la fenolftaleína; el procedimiento es una valoración con bureta, pipeta aforada y erlenmeyer.

Lo que puntúa. Pauta oficial (traducida del catalán): en a), equilibrio y expresión de Ka (0,15), [H3O+] (0,30), pH = 2,23 (0,20), reacción de valoración (0,20) y volumen 33,3 mL (0,40); en b), pH básico razonado con la hidrólisis del metanoato (0,25), la fenolftaleína «perquè és l'indicador que canvia de color al pH més bàsic» [porque es el indicador que cambia de color al pH más básico] (0,20), el material (0,20) y el procedimiento (0,60, la parte que más vale). Además, «Un error en la formulació penalitza 0,5 punts en aquell apartat» [un error de formulación resta 0,5 puntos en ese apartado], y la pauta lo aplica al NaOH.

Error típico que te quita puntos. Elegir el azul de bromotimol «porque vira a pH 7»: en una valoración de un ácido débil con base fuerte el punto de equivalencia no es neutro. Otro clásico: pensar que, por ser débil, el ácido necesita menos NaOH; el volumen depende solo de los moles de ácido.

13 Ejercicio resuelto: anfótero, antiácido y pH del carbonato (País Vasco 2026)

PAU PAÍS VASCO 2026 · CONVOCATORIA EXTRAORDINARIA · BLOQUE B, PROBLEMA B2 (A ELEGIR ENTRE B1 Y B2; 2 PUNTOS)

El ion bicarbonato (hidrogenocarbonato) es anfótero; es decir, actúa como ácido ($K_a = 4{,}7 \cdot 10^{-11}$) o base ($K_b = 2{,}5 \cdot 10^{-8}$) dependiendo de con qué especie reaccione. [Datos generales del examen: masas atómicas (uma): H (1,0), C (12,0), O (16,0), Na (23,0).]

a) Escribir las dos reacciones de hidrólisis y justificar cómo será el pH de una disolución acuosa 1 M de $\mathrm{NaHCO_3}$ (ácido, básico, neutro). (0,75 puntos)

b) El $\mathrm{NaHCO_3}$ se emplea como antiácido para aliviar los ardores de estómago. Calcular la masa de $\mathrm{NaHCO_3}$ necesaria para neutralizar 10 mL de una disolución 1,5 M de HCl y justificar cómo será el pH (ácido, básico, neutro) al final del proceso. (0,50 puntos)

c) Calcular el pH de una disolución 1 M de ion carbonato considerando únicamente la primera hidrólisis. (0,75 puntos)

Apartado a)

1. La idea: un anfótero puede ceder y captar protones. Se escriben las dos reacciones con el agua y se comparan sus constantes: parten de la misma especie y tienen la misma estequiometría, así que gana la mayor.
2. Como ácido: $\mathrm{HCO_3^-} + \mathrm{H_2O} \rightleftharpoons \mathrm{CO_3^{2-}} + \mathrm{H_3O^+}$, $K_a = 4{,}7 \cdot 10^{-11}$.
3. Como base: $\mathrm{HCO_3^-} + \mathrm{H_2O} \rightleftharpoons \mathrm{H_2CO_3} + \mathrm{OH^-}$, $K_b = 2{,}5 \cdot 10^{-8}$.

4. El Na^+ no se hidroliza. Como K_b es unas 530 veces mayor que K_a, se forman más OH^- que H_3O^+.

SOLUCIÓN La disolución 1 M de NaHCO3 es básica (pH > 7), porque Kb > Ka.

Apartado b)

1. Reacción de neutralización: $NaHCO_3\,(aq) + HCl\,(aq) \longrightarrow NaCl\,(aq) + H_2CO_3\,(aq)$, y el ácido carbónico se descompone en parte: $H_2CO_3 \longrightarrow CO_2 + H_2O$ (los gases del antiácido). Estequiometría 1:1.
2. $n(HCl) = 1{,}5\ \text{mol/L} \cdot 0{,}010\ \text{L} = 0{,}015\ \text{mol} = n(NaHCO_3)$.
3. Masa molar: $M(NaHCO_3) = 23{,}0 + 1{,}0 + 12{,}0 + 3 \cdot 16{,}0 = 84{,}0\ \text{g/mol}$; $m = 0{,}015\ \text{mol} \cdot 84{,}0\ \text{g/mol} = 1{,}26\ \text{g}$.
4. Al final quedan $NaCl$ (no hidroliza: neutra) y H_2CO_3, un ácido débil: la disolución es **ácida**, aunque mucho menos que el HCl de partida.

SOLUCIÓN Hacen falta 1,26 g de NaHCO3; al final el pH es ácido por el H2CO3 que se forma.

Apartado c)

1. La idea: el CO_3^{2-} es la base conjugada del HCO_3^-, así que su constante básica sale de la K_a del HCO_3^- que da el enunciado: $K_b(CO_3^{2-}) = \dfrac{K_w}{K_a(HCO_3^-)}$. El examen no da K_w; se usa la de conocimiento general, $1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C.
2. $K_b = \dfrac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{4{,}7 \cdot 10^{-11}} = 2{,}13 \cdot 10^{-4}$.
3. Primera hidrólisis: $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$, con $1-x$, x y x: $\dfrac{x^2}{1-x} = 2{,}13 \cdot 10^{-4}$. Como $x \ll 1$: $x = \sqrt{2{,}13 \cdot 10^{-4}} = 1{,}46 \cdot 10^{-2}$ mol/L $= [OH^-]$ (es el 1,46 % de 1 M: la aproximación vale; resolviendo la ecuación de segundo grado sale $1{,}45 \cdot 10^{-2}$ y el mismo pH).
4. $\text{pOH} = -\log(1{,}46 \cdot 10^{-2}) = 1{,}84$ y $\text{pH} = 14 - 1{,}84 = 12{,}16$.
5. Errata del solucionario oficial: escribe «x = 0,01 M» y «pOH = -log [0,01] = 1,8». Con su propia $K_b = 2{,}1 \cdot 10^{-4}$, $x = \sqrt{2{,}1 \cdot 10^{-4}} = 1{,}45 \cdot 10^{-2}$ M (el «0,01» es ese valor redondeado a una cifra), y $-\log 0{,}01$ sería 2, no 1,8: el 1,8 sale de $1{,}45 \cdot 10^{-2}$. El pH final que da (12,2) sí es correcto. Además rotula este apartado como «d».

SOLUCIÓN pH = 12,16 ≈ 12,2: el carbonato de sodio da una disolución muy básica, mucho más que el hidrogenocarbonato.

Lo que puntúa. Solucionario oficial: a) dos reacciones y «Como Kb >> Ka, el pH de una disolución acuosa 1 M de NaHCO3 será básico» [0,75 p.]; b) reacción, 1,26 g de NaHCO3 y pH final ácido por el H2CO3 [0,50 p.]; c) Kb = Kw/Ka, tabla de equilibrio y pH = 12,2 [0,75 p.]. Criterio general 3: «Si no escribe y ajusta correctamente la/s ecuación/es, la cuestión o problema no podrá ser calificado con la máxima puntuación», y «Se penalizará la utilización incorrecta de unidades o su ausencia».

Error típico que te quita puntos. En c), usar directamente la $K_b = 2{,}5 \cdot 10^{-8}$ del enunciado, que es la del HCO_3^- como base, no la del carbonato: saldría pH = 10,20, casi dos unidades menos. La constante del CO_3^{2-} hay que calcularla con K_w a partir de la K_a de su ácido conjugado, el HCO_3^-.

Conceptos clave

Hidrólisis de una sal

Reacción ácido-base con el agua de un ion de una sal disuelta que es el conjugado de un ácido o de una base débil. Da disolución básica si hidroliza el anión y ácida si hidroliza el catión.

Conjugado despreciable

Ion que procede de un ácido o una base fuerte (Cl^-, NO_3^-, Na^+, K^+…): su carácter ácido o básico es tan débil que no cambia el pH del agua.

Constante de hidrólisis (Kh)

Constante del equilibrio de hidrólisis de un ion: es la Kb del anión (Kw/Ka de su ácido) o la Ka del catión (Kw/Kb de su base).

Grado de hidrólisis

Fracción de los iones de la sal que han reaccionado con el agua: h = x/c, en tanto por uno o por ciento.

Especie anfótera

La que puede actuar como ácido y como base (HCO_3^-, HPO_4^{2-}, H_2O). El carácter de su disolución lo decide la mayor de sus dos constantes, Ka o Kb.

Neutralización

Reacción entre un ácido y una base que da una sal y, casi siempre, agua (NH_3 + HCl → NH_4Cl, sin agua); con ácido y base fuertes, la reacción neta es $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2\ H_2O$. No siempre deja la disolución neutra.

Volumetría ácido-base

Técnica para determinar la concentración de un ácido o una base midiendo el volumen de otra disolución de concentración conocida que reacciona exactamente con él. También se llama valoración.

Valorante

Disolución de concentración conocida que se añade desde la bureta en una volumetría.

Punto de equivalencia

Momento de la valoración en el que los moles de ácido y de base añadidos están en la proporción estequiométrica de la reacción. Su pH depende de la sal que se forma.

Punto final

Momento en el que el indicador cambia de color y se detiene la valoración. Con un indicador bien elegido coincide prácticamente con el punto de equivalencia.

Indicador ácido-base

Ácido débil orgánico cuya forma ácida y cuya base conjugada tienen colores distintos; cambia de color en su intervalo de viraje, de unas dos unidades de pH alrededor de su pKa.

Curva de valoración

Gráfica del pH frente al volumen de valorante añadido. Presenta un salto brusco de pH en el punto de equivalencia.

Material volumétrico de precisión

Material de vidrio que mide volúmenes exactos: bureta, pipeta aforada y matraz aforado. La probeta mide con poca precisión y el vaso de precipitados no sirve para medir volúmenes.

Disolución reguladora

Mezcla de un ácido débil y su base conjugada (o de una base débil y su ácido conjugado) que mantiene el pH casi constante al añadir pequeñas cantidades de ácido o de base. También se llama amortiguadora o tampón.

Lluvia ácida

Lluvia con pH inferior a unos 5,6 por los ácidos sulfúrico y nítrico que forman en la atmósfera los óxidos de azufre y de nitrógeno emitidos por combustiones, industria y volcanes.

MODO PAU

Siete claves que valen puntos

Moles primero

En toda mezcla o valoración calcula los **moles** de $\mathrm{H_3O^+}$ y de $\mathrm{OH^-}$ y compáralos antes de pensar en el pH.

Volumen total

Lo que sobra se reparte en $V_a + V_b$: dividir entre un solo volumen es el error de cálculo más repetido.

1:2 no es 1:1

Con $\mathrm{H_2SO_4}$ o $\mathrm{Ca(OH)_2}$ escribe la reacción ajustada y usa sus coeficientes; $V_a M_a = V_b M_b$ solo vale para 1:1.

Cada ion, su porqué

Disocia la sal con $\rightarrow$, escribe la hidrólisis con $\rightleftharpoons$ y di por qué el otro ion **no** hidroliza: en Castilla-La Mancha esa justificación vale 0,5 puntos.

La K buena

La constante del ion que hidroliza es la «otra» del par conjugado: $K_b(\mathrm{A^-}) = K_w / K_a(\mathrm{HA})$.

Indicador

Elige el que vira **dentro del salto** y cerca del pH de equivalencia: ácido débil con base fuerte, **fenolftaleína**; base débil con ácido fuerte, **rojo de metilo**.

Laboratorio

Nombra el material exacto (bureta, pipeta aforada con pera, erlenmeyer) y los pasos en orden: en Cataluña el procedimiento vale 0,60 de 1,25.

Cómo te lo pueden preguntar

- Neutralización: escribir la reacción, calcular el volumen de equivalencia o la concentración de una muestra valorada y el pH de una mezcla con exceso de ácido o de base. Sale en 43 de las 68 convocatorias, en 16 comunidades (todas menos Asturias).
- Carácter ácido, básico o neutro de una sal por hidrólisis (muchas veces, el de la disolución del punto de equivalencia) y, donde lo piden, su pH con cálculo o el carácter de un anfótero. Sale en 33 de las 68 convocatorias, en 14 comunidades.
- Laboratorio: material, procedimiento y dibujo de una valoración, junto con preparar disoluciones y los pictogramas (todo el bloque de laboratorio se cuenta junto). Sale en 17 de las 68 convocatorias, en 6 comunidades: Andalucía, Baleares, Cataluña, Extremadura, Galicia y País Vasco.
- Ácidos y bases en el consumo, la industria y el medio ambiente como pregunta propia (origen y efectos de la lluvia ácida, cómo actúa un producto, cómo tratar un problema ambiental): sale en 1 de las 68 convocatorias, Castilla-La Mancha 2025 extraordinaria (proponer cómo neutralizar la metilamina de una depuradora). Como contexto de un cálculo (agua de lluvia, vinagre, lejía, antiácidos, si un producto cumple la normativa por su pH) aparece mucho más.
- Disoluciones reguladoras, siempre como apartado corto y cualitativo: 2 de las 68 convocatorias, en 2 comunidades (Madrid 2025 ordinaria y Navarra 2025 extraordinaria). Cómo cambia el pH de un ácido débil al añadir su sal (Murcia, julio de 2025, ácido benzoico y benzoato de sodio) es efecto del ion común y no cuenta aquí: Murcia excluye las reguladoras. El modelo andaluz de 2027 añade un pH con cálculo.
- En conjunto, el tema sale en 52 de las 68 convocatorias ordinarias y extraordinarias de 2025 y 2026, en 16 comunidades; en Asturias no ha caído en esos dos años.

No lo confundas

- **Punto de equivalencia con punto final:** el primero es el momento estequiométrico (se calcula); el segundo, el cambio de color del indicador (se observa). Un buen indicador hace que casi coincidan.

- **Neutralizar con dejar neutro:** una neutralización completa solo da pH = 7 si ácido y base son fuertes. Con un ácido débil y NaOH, la disolución final es básica.
- **Disociación de una sal con hidrólisis:** la sal se disocia entera (→); la hidrólisis es la reacción, parcial y de equilibrio (⇄), de uno de sus iones con el agua.
- **Ácido débil con ácido diluido:** débil se refiere a cuánto se disocia (Ka pequeña); diluido, a su concentración. Un ácido fuerte muy diluido sigue estando totalmente disociado.
- **Kb del HCO_3^- con Kb del CO_3^{2-}:** son especies distintas. La del carbonato se calcula con Kw y la Ka del hidrogenocarbonato.
- **Mismo volumen, distinto pH:** un ácido débil y uno fuerte de igual concentración gastan el mismo volumen de base; lo que cambia es la forma de la curva y el pH de la equivalencia.
- **Disolución reguladora con disolución neutra:** un tampón mantiene su pH, que puede ser ácido (acético/acetato, pH ≈ 4,7) o básico (amoniaco/amonio).

Ponte a prueba

PAU Región de Murcia 2026 (ordinaria), Bloque 3, cuestión 3B (a elegir entre 3A y 3B; 2 puntos). Sea la valoración de 20 mL de una disolución de NaOH 0,15 M con una disolución de $\mathrm{HNO_3}$ 0,3 M: a) Escriba la reacción que tiene lugar y explique cómo será el pH en el punto de equivalencia (0,5 puntos) b) ¿Qué volumen de la disolución de $\mathrm{HNO_3}$ será necesario para llegar al punto de equivalencia? (0,5 puntos) c) Si se utiliza como indicador azul de bromotimol (amarillo en su forma ácida y azul en su forma básica; intervalo de viraje: pH 6,0-7,6), explique brevemente de qué color estará la disolución valorada antes de alcanzar el punto de equivalencia (0,3 puntos) d) Suponiendo que los volúmenes son aditivos, calcule el pH de la disolución resultante cuando se ha añadido un total de 12 mL de valorante (0,7 puntos). [Constantes del examen: $K_w = 10^{-14}$.]

Solución: a) $\mathrm{NaOH\,(aq) + \ HNO_3\,(aq) \longrightarrow NaNO_3\,(aq) + \ H_2O\,(l)}$. En el punto de equivalencia solo hay $\mathrm{NaNO_3}$: el $\mathrm{Na^+}$ y el $\mathrm{NO_3^-}$ son conjugados despreciables de una base y un ácido fuertes, no se hidrolizan y el pH es **neutro (7)**. (La solución oficial dice que el $\mathrm{NaNO_3}$ está formado por «un ácido conjugado débil (Na+) y una base conjugada débil (NO3-)»: la conclusión es correcta, pero son conjugados despreciables, no débiles). **b)** Reacción 1:1: $V_a \cdot 0{,}3 = 20 \cdot 0{,}15$, $V(\mathrm{HNO_3}) =$ **10 mL**. **c)** Antes del punto de equivalencia sobra NaOH, el pH es mayor que 7,6 y el indicador está en su forma básica: **azul**. **d)** Con 12 mL se han añadido 2 mL de ácido de más: $2 \cdot 10^{-3}\ \mathrm{L} \cdot 0{,}3\ \mathrm{mol/L} = 6{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol de $\mathrm{H_3O^+}$ en $20 + 12 = 32$ mL: $[\mathrm{H_3O^+}] = 1{,}875 \cdot 10^{-2}$ mol/L y **pH = 1,73** (la solución oficial da 1,7).

PAU Navarra 2026 (ordinaria), Bloque 3, opción 3A (a elegir entre 3A y 3B; 2 puntos). Se prepararon sendas disoluciones con las mismas concentraciones de acetato de sodio y benzoato de sodio. a) Justifique cuál de estas disoluciones presentará un mayor pH (0,50 ptos.). b) Se midió el valor de pH de la disolución de acetato de sodio, resultando ser 8,0. Calcule la cantidad de acetato que se empleó para preparar 1 L de dicha disolución (1,0 pto.). c) Calcule el grado de hidrólisis de dicho acetato en la disolución anterior (0,50 ptos.). Datos: Constantes de acidez: ácido acético, $K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$; ácido benzoico, $K_a = 6{,}3 \cdot 10^{-5}$; Producto de ionización del agua: $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$. Masa molecular del acetato de sodio: 82 g·mol⁻¹.

Solución: No hay solución oficial publicada; resultados propios. **a)** Los dos aniones hidrolizan: $\mathrm{CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-}$ y $\mathrm{C_6H_5COO^- + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5COOH + OH^-}$. $K_h(\text{acetato}) = \dfrac{10^{-14}}{1{,}8 \cdot 10^{-5}} = 5{,}6 \cdot 10^{-10}$ y $K_h(\text{benzoato}) = \dfrac{10^{-14}}{6{,}3 \cdot 10^{-5}} = 1{,}6 \cdot 10^{-10}$. El ácido acético es más débil, su base conjugada es más fuerte y da más $\mathrm{OH^-}$: **mayor pH la de acetato**. **b)** pH = 8,0 → pOH = 6,0 → $x = [\mathrm{OH^-}] = 1{,}0 \cdot 10^{-6}$ mol/L. $K_h = \dfrac{x^2}{c - x}$ → $c = \dfrac{x^2}{K_h} + x = \dfrac{(1{,}0 \cdot 10^{-6})^2}{5{,}6 \cdot 10^{-10}} + 1{,}0 \cdot 10^{-6} = 1{,}8 \cdot 10^{-3}$ mol/L. En 1 L, $1{,}8 \cdot 10^{-3}$ mol de acetato de sodio, es decir, $1{,}8 \cdot 10^{-3} \cdot 82 =$ **0,148 g**. **c)** $h = \dfrac{x}{c} = \dfrac{1{,}0 \cdot 10^{-6}}{1{,}8 \cdot 10^{-3}} = 5{,}6 \cdot 10^{-4}$, un **0,056 %**: casi todo el acetato queda sin hidrolizar.

PAU Galicia 2025 (extraordinaria), Pregunta 1. Destrezas básicas de la química / Reacciones químicas (obligatoria; 2,5 puntos). La presencia de ciertos gases en las capas bajas de la atmósfera, entre los que destaca el SO_2 procedente de fuentes naturales (erupciones volcánicas) o antropogénicas (por ejemplo, la industria siderúrgica), provoca una disminución importante del pH de la lluvia. Este fenómeno se conoce como «lluvia ácida» y se debe evitar por los graves efectos sobre la vegetación o las construcciones realizadas con caliza. Podemos resumir el proceso de acidificación de la lluvia por el SO_2 en las siguientes ecuaciones: $SO_2\,(g) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \longrightarrow SO_3\,(g)$; $SO_3\,(g) + H_2O\,(l) \longrightarrow H_2SO_4\,(aq)$. Para cuantificar la presencia de ácido sulfúrico en el agua de lluvia se valoró una muestra empleando como valorante una disolución de hidróxido de sodio de concentración $5{,}0 \cdot 10^{-4}$ M. Se repitió tres veces la valoración para mayor exactitud, con los resultados mostrados en la Tabla I [Tabla I. Valoración (3 repeticiones): volumen de disolución problema, 25 mL en las tres; volumen de disolución de NaOH consumida: 49,9 mL, 50,2 mL y 46,9 mL]. 1.1. Escriba la reacción entre el ácido y la base, y determine la concentración de ácido sulfúrico en la muestra del agua de lluvia. (1,5 puntos) 1.2. Calcule el pH da [sic] la muestra del agua de lluvia valorada suponiendo que todo el ácido sulfúrico está disociado. (0,5 puntos) 1.3. Un técnico de laboratorio con poca experiencia repitió la valoración empleando el procedimiento descrito a continuación con los resultados mostrados en la Tabla II. Identifique el error cometido en el procedimiento de la valoración y justifique qué consecuencias tendrá sobre el resultado obtenido: «Se miden 25 mL de la disolución problema de ácido sulfúrico empleando un vaso de precipitados y se vierten en un matraz Erlenmeyer de 100 mL, añadiendo unas gotas de indicador. Por otro lado, en una bureta de 100 mL, sujeta en un soporte con pinzas, se añade la disolución de la base ($5{,}0 \cdot 10^{-4}$ M) con ayuda de un embudo enrasándola correctamente. A continuación, se añade lentamente la disolución de la base sobre el ácido, agitando constantemente el matraz Erlenmeyer. Una vez alcanzado el punto de equivalencia, indicado por el cambio de color, se anota la cantidad de la base consumida» [Tabla II: 25 mL de disolución problema en las tres; NaOH consumida: 47,3 mL, 57,9 mL y 51,6 mL] (0,5 puntos)

Solución: 1.1 $H_2SO_4 + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O$. Volumen medio: $\dfrac{49{,}9 + 50{,}2 + 46{,}9}{3} = 49{,}0$ mL. $n(NaOH) = 5{,}0 \cdot 10^{-4} \cdot 0{,}0490 = 2{,}45 \cdot 10^{-5}$ mol; por la estequiometría 1:2, $n(H_2SO_4) = 1{,}225 \cdot 10^{-5}$ mol, y $c = \dfrac{1{,}225 \cdot 10^{-5}}{0{,}025} =$ **4,9·10⁻⁴ mol/L**. Errata de los criterios oficiales: escriben «Vmedio = (49,9 + 50,2 + 46,9)/3 mL = 50,0 mL» y obtienen $5{,}0 \cdot 10^{-4}$ M; esa media es 49,0 mL. (Si se descarta el 46,9 por discordante, la media de los otros dos es 50,05 mL y sí sale $5{,}0 \cdot 10^{-4}$ M: si lo haces, dilo.) **1.2** Disociación total, $H_2SO_4 \longrightarrow 2\,H^+ + {SO_4}^{2-}$: $[H_3O^+] = 2c = 9{,}8 \cdot 10^{-4}$ mol/L y **pH = 3,01** (3,0 con el dato oficial). **1.3** El error es medir los 25 mL de muestra con un **vaso de precipitados**, que no es material volumétrico: no mide ni con exactitud ni con precisión. Cada muestra tiene una cantidad de ácido distinta, de ahí los volúmenes tan dispersos de la Tabla II (de 47,3 a 57,9 mL), y la concentración calculada no es fiable. Debió usarse una pipeta aforada de 25 mL. (Además, lo que marca el cambio de color es el punto final, no el de equivalencia.)

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 B.4: Reacciones ácido-base)
2. PAU Castilla-La Mancha 2026, extraordinaria: examen de Química
3. PAU Castilla-La Mancha 2026, extraordinaria: criterios de corrección
4. PAU Cataluña 2025, extraordinaria: examen de Química (versión en castellano)
5. PAU Cataluña 2025, extraordinaria: criteris específics d'avaluació (en catalán)
6. PAU País Vasco 2026, extraordinaria: examen de Química
7. PAU País Vasco 2026, extraordinaria: solucionario y criterios
8. PAU Región de Murcia 2026, ordinaria: examen, soluciones y criterios
9. PAU Navarra 2026, ordinaria: examen de Química
10. PAU Galicia 2025, extraordinaria: examen de Química
11. PAU Galicia 2025, extraordinaria: criterios de avaliación (en gallego)
12. PAU Andalucía 2025, reserva 3: examen de Química
13. PAU Región de Murcia 2026, extraordinaria: examen, soluciones y criterios
14. PAU Comunidad de Madrid 2025, extraordinaria: examen, soluciones y criterios
15. PAU Canarias 2026, ordinaria: examen de Química
16. PAU Castilla-La Mancha, modelo 2027: examen de Química
17. Andalucía: Directrices y orientaciones generales para la PAU, Química, curso 2026-27 (con el modelo de prueba)
18. Universidad de Murcia: Orientación sobre los contenidos del examen de Química (PAU 2027)
19. Cataluña: Orientacions per a l'examen de la matèria Química de les PAU-2027 (versión de 12-11-2026)
20. Comunitat Valenciana: Matizaciones de la Comisión de Química sobre el programa
21. Canarias: acta de la 2.ª reunión de coordinación de Química PAU (20-03-2026) · curso 2025-26
22. Universidad Politécnica de Madrid: acta de la reunión de coordinación de Química (3-12-2025)
23. Decreto 64/2022 de la Comunidad de Madrid, currículo del Bachillerato (BOCM n.º 176, 26-7-2022)
24. Orden ECD/1173/2022 de Aragón, currículo del Bachillerato (Química, saber B.4)
25. CiUG: Orientacións de Química, curso 2026/2027
26. Universidad de Oviedo: Información sobre la PAU 2025/2026, Química (ficha de la materia)
27. Junta de Castilla y León: Guía de calificación de Química, PAU 2027 (23-10-2026; mismo contenido que la de 2026)
28. UIB: Matèria de Química, PAU, matriu d'especificacions
29. Ponencia de Química de Andalucía: Errores comunes detectados en los exámenes y otras consideraciones (2019-20)
30. Universidad de Oviedo: acta de la reunión de coordinación de Química, PAU 2025-2026 (13-11-2025)
31. Universidad de Murcia: Consejos para el examen de Química (PAU 2026)
32. PAU Aragón 2025, ordinaria: examen y criterios de Química
33. PAU Illes Balears 2026, ordinaria: examen de Química (en catalán)
34. Ministerio para la Transición Ecológica y el Reto Demográfico (MITECO): calidad del aire

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).

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.