Ácidos y bases

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

Última revisión: 1 de noviembre de 2026.

Escanea y haz el test del tema

LA IDEA EN 30 SEGUNDOS

Es **el tema que más cae** de la Química de la PAU: sale en **66 de las 68 convocatorias** de 2025 y 2026, en las 17 comunidades. Lo central es el **ácido o la base débil**: escribir el **equilibrio con el agua** (Brønsted-Lowry), plantear la tabla, usar K_a o K_b y sacar el pH, el grado de disociación o la concentración inicial (56 de 68 convocatorias). La clave es la **aproximación de x despreciable**: vale si $\alpha \leq 5$ %, hay que **justificarla** (Aragón resta 0,1 si no) y, si el dato es el pH, no hace falta. Con los fuertes, pH directo, diluciones y mezclas.

1 Qué es un ácido y qué es una base: Arrhenius y Brønsted-Lowry

Las dos teorías del RD 243/2022 son la de **Arrhenius** y la de **Brønsted-Lowry**. La segunda es la que usan casi todos los exámenes: cuando te pidan «justificar el carácter ácido o básico», escribe **el equilibrio con el agua** y señala los pares conjugados.

- **Par conjugado**: dos especies que se diferencian en un solo H^+. Cuando el ácido HA cede su protón queda su **base conjugada** A^-; cuando la base B lo acepta se forma su **ácido conjugado** BH^+.
- Ácido en agua: $HClO + H_2O \rightleftharpoons ClO^- + H_3O^+$. Pares: $HClO/ClO^-$ y H_3O^+/H_2O. El agua actúa como **base**.
- Base en agua: $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$. Pares: NH_4^+/NH_3 y H_2O/OH^-. Aquí el agua actúa como **ácido**.
- **Anfótero** (o anfiprótico): puede ceder o aceptar un protón según con quién reaccione. Ejemplos: H_2O, HCO_3^-, HPO_4^{2-}, HSO_4^-. Con el HCO_3^-: como ácido, $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H_3O^+$; como base, $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^-$.
- Escribe **siempre** la doble flecha $\rightleftharpoons$ en los equilibrios de especies débiles y la flecha simple $\longrightarrow$ en la ionización de un ácido o una base fuertes y en la disociación de una sal soluble. Canarias penaliza no poner la doble flecha en un equilibrio (acta de 20-03-2026, curso 2025-26; la de 30-09-2026 no lo repite en su lista de errores que se penalizan) y Murcia puntúa «plantear bien el equilibrio inicial (con su doble flecha)» (Consejos para el examen, PAU 2026).

	Arrhenius (1887)	Brønsted-Lowry (1923)
Ácido	Sustancia que en agua libera iones H^+ (en realidad H_3O^+)	Especie que **cede** un protón (H^+) a otra
Base	Sustancia que en agua libera iones OH^-	Especie que **acepta** un protón

	Arrhenius (1887)	Brønsted-Lowry (1923)
Disolvente	Solo disoluciones acuosas	Cualquier medio (y sin disolvente)
Límite	No explica que el NH_3 o el CO_3^{2-} sean bases (no tienen OH)	Solo vale para especies que ceden o captan protones: no explica el carácter ácido de especies sin hidrógeno como el BCl_3 (lo explica la teoría de Lewis)

Neutralización según Arrhenius: $H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$. Según Brønsted-Lowry, toda reacción ácido-base es una transferencia de protón entre dos pares conjugados.

VERDADERO O FALSO (ANDALUCÍA, MODELO 2027, PREGUNTA 2A A)

«El par H_3O^+/OH^- es un par ácido/base conjugado.»

Respuesta modelo

Falso. Un par conjugado se diferencia en **un** protón. H_3O^+ y OH^- se diferencian en dos ($H_3O^+ \longrightarrow H_2O + H^+$ y $H_2O \longrightarrow OH^- + H^+$). Los pares correctos son H_3O^+/H_2O y H_2O/OH^-, como se ve en la autoionización del agua: $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$.

Por qué puntúa. En los «verdadero o falso» de Andalucía cada apartado vale 0,5 puntos y sin la justificación no puntúa.

CARÁCTER DE UNA ESPECIE SEGÚN BRØNSTED-LOWRY

Justifica si el ion NH_4^+ y el ion CN^- se comportan como ácido o como base en agua e indica su especie conjugada.

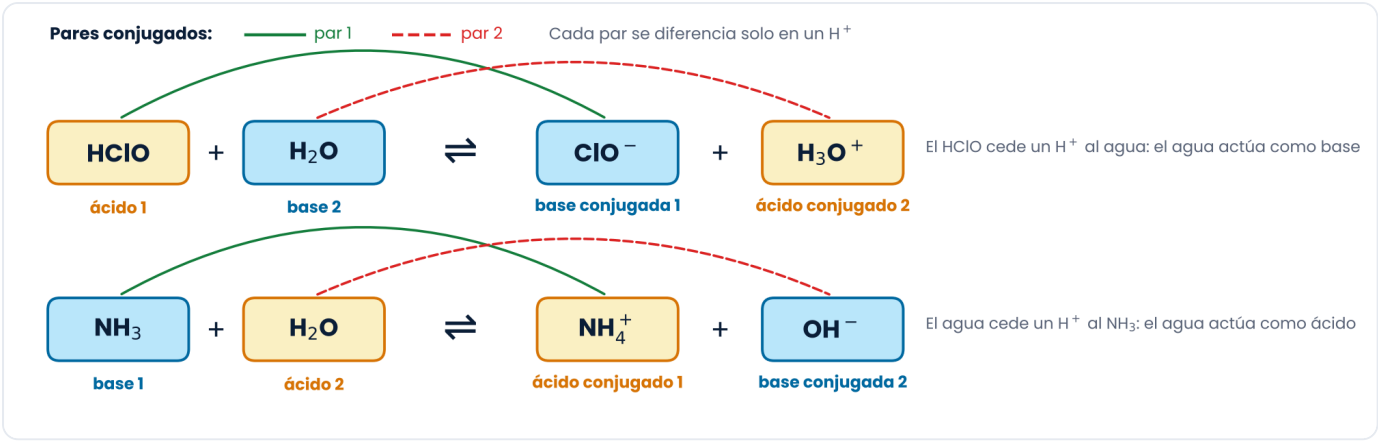
Respuesta modelo

$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$: el NH_4^+ cede un protón, es un **ácido** y su base conjugada es el NH_3.
$CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-$: el CN^- acepta un protón, es una **base** y su ácido conjugado es el HCN.

Por qué puntúa. Sin el equilibrio escrito no hay justificación: el acta canaria de 20-3-2026 dice que es «imprescindible escribir el correspondiente equilibrio».

Ácidos y bases de Lewis: solo una nota

No están en el RD 243/2022 ni en el currículo ni en el ámbito de contenidos de la Comunidad de Madrid, y no los recoge ningún documento de las comisiones que hemos revisado; pero en **Madrid** cayeron en el examen coincidente de la convocatoria ordinaria de 2026 (2B c, 0,5 puntos): «Explique si el BCl_3 y el NH_3 se comportan como ácidos o bases de Lewis». Lo mínimo: **ácido de Lewis** es una especie que **acepta un par de electrones** (el BCl_3, con el boro rodeado solo de seis electrones) y **base de Lewis** la que **lo cede** (el NH_3, por su par solitario). Las estructuras de Lewis las ves en el Tema 6.



Pares conjugados de Brønsted-Lowry. El mismo H_2O es base frente al $HClO$ y ácido frente al NH_3: es anfótero. Cada arco une un par que se diferencia en un H^+.

2 El agua, Kw y la escala de pH

El agua pura conduce un poco la corriente porque una fracción minúscula de sus moléculas se transfiere protones: es la **autoionización del agua**. De su constante, K_w, salen el pH, el pOH y la relación entre $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ en cualquier disolución acuosa.

- $2\,H_2O\,(l) \rightleftharpoons H_3O^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$, con $K_w = [H_3O^+]\,[OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ **a 25 °C**. Vale para cualquier disolución acuosa, no solo para el agua pura.
- $pH = -\log[H_3O^+]$, $pOH = -\log[OH^-]$ y, a 25 °C, $pH + pOH = 14{,}00$. Al revés: $[H_3O^+] = 10^{-pH}$.
- **Neutra**: $[H_3O^+] = [OH^-]$ (a 25 °C, $1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L y pH = 7,00). **Ácida**: $[H_3O^+] > [OH^-]$, pH < 7. **Básica**: $[OH^-] > [H_3O^+]$, pH > 7.
- La autoionización es **endotérmica**: si sube la temperatura, K_w aumenta y el agua pura tiene pH menor que 7, **pero sigue siendo neutra** porque $[H_3O^+] = [OH^-]$. El «pH 7 = neutro» solo vale a 25 °C.
- Una unidad de pH es un factor 10 en $[H_3O^+]$: un pH 3 es **diez veces** más ácido que un pH 4, no «un poco más».
- K_w, K_a y K_b se escriben **sin unidades** (son constantes de equilibrio con concentraciones relativas a 1 mol/L). Asturias lo dice expresamente en su ficha de la PAU 2025/2026: «dim(Ka) = dim(Kb) = 1».
- Muchas comunidades dan K_w en el examen (Andalucía, Galicia, Murcia, Navarra), pero la Comunidad de Madrid, La Rioja y el País Vasco no: llévalo memorizado.

KW (NAVARRA 2025, ORDINARIA, BLOQUE 3, CUESTIÓN 3; 0,5 PUNTOS)

«Indique el equilibrio de ionización del agua. Calcule la concentración de iones hidróxido presentes en una disolución que tiene un pH de 5,5.» Dato: $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$.

Respuesta modelo

$2\,H_2O\,(l) \rightleftharpoons H_3O^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$, $K_w = [H_3O^+][OH^-]$. $[H_3O^+] = 10^{-5{,}5} = 3{,}2 \cdot 10^{-6}$ mol/L, así que $[OH^-] = \dfrac{1 \cdot 10^{-14}}{3{,}2 \cdot 10^{-6}} = 3{,}2 \cdot 10^{-9}$ mol/L. (O con el pOH: $14 - 5{,}5 = 8{,}5$ y $10^{-8{,}5} = 3{,}2 \cdot 10^{-9}$ mol/L.)

Por qué puntúa. En Navarra la justificación (el equilibrio y la expresión de Kw) vale entre el 50 y el 75 % del apartado; el número solo, el resto.

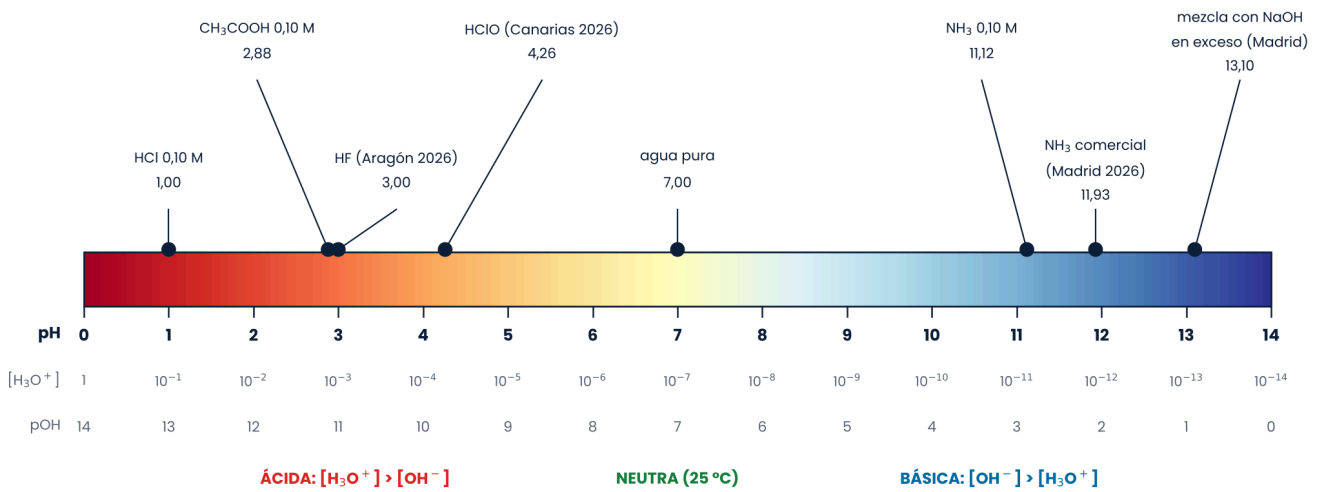
¿PUEDE SER CERO LA CONCENTRACIÓN DE H_3O^+? (ASTURIAS 2025, ORDINARIA, PREGUNTA 4A C)

«Justifique si $[H_3O^+]$ se anula cuando $c = 0$ mol L⁻¹.»

Respuesta modelo

No. Aunque no haya soluto, el agua se autoioniza: $2\,H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$, y en el agua pura a 25 °C $[H_3O^+] = \sqrt{K_w} = 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L. Por eso la recta $[H_3O^+]$ frente a c no pasa por el origen.

Por qué puntúa. Por la misma razón, un ácido muy diluido nunca da pH > 7: lo ves en la sección siguiente.



La escala de pH a 25 °C con los ejemplos de este tema. Cada unidad de pH es un factor 10 en $[H_3O^+]$; debajo, la $[H_3O^+]$ (mol/L) y el pOH, que suman 14 con el pH. Todos los valores están calculados en los apuntes.

3 Ácidos y bases fuertes: pH directo, diluciones y mezclas

Un ácido o una base **fuertes** están **totalmente ionizados** en agua ($\alpha = 1$): la reacción se escribe con flecha simple y no hay constante que usar. Por eso los exámenes no dan K_a para ellos (el acta canaria de 28-3-2025: «cuando se hace referencia a ácidos y/o bases fuertes, no se dará una constante de disociación»).

- **Ácidos fuertes** que tienes que reconocer: HCl, HBr, HI, HNO_3, $HClO_4$, $HClO_3$ (Aragón lo da expresamente como fuerte: «Ambos ácidos, HBr y HClO3, son ácidos fuertes», 2026 extraordinaria, 3B) y el H_2SO_4 en su primera ionización. **Bases fuertes**: los hidróxidos alcalinos ($LiOH$, $NaOH$, KOH) y los alcalinotérreos $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$ y $Ba(OH)_2$ (lo que se disuelve se disocia del todo, aunque el $Ca(OH)_2$ es poco soluble). El HF **no** es fuerte, aunque sea un haluro de hidrógeno.
- Ácido fuerte monoprótico de concentración c: $HNO_3 + H_2O \longrightarrow NO_3^- + H_3O^+$, $[H_3O^+] = c$. Ejemplo: HCl 0,010 mol/L → $pH = -\log 0{,}010 = 2{,}00$.
- Base fuerte: $[OH^-] = c$ por cada OH de la fórmula. $Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2\,OH^-$: con $Ca(OH)_2$ 0,010 mol/L, $[OH^-] = 0{,}020$ mol/L, $pOH = 1{,}70$ y $pH = 12{,}30$. Calcula primero el pOH y luego resta de 14.
- **Dilución**: los moles de soluto no cambian, $c_1V_1 = c_2V_2$. Diluir 10 veces un ácido fuerte sube su pH en **una unidad**; el pH se acerca a 7, pero nunca lo cruza.
- **Ácido muy diluido**: el HCl $1{,}0 \cdot 10^{-8}$ mol/L no tiene pH 8 (sería básico). Hay que sumar los H_3O^+ del agua: $x^2 - 10^{-8}x - 10^{-14} = 0$ da $[H_3O^+] = 1{,}05 \cdot 10^{-7}$ mol/L y **pH = 6,98**. Solo importa cuando c baja de unos 10^{-6} mol/L.
- **Mezcla de dos ácidos (o dos bases) fuertes**: suma los moles de H_3O^+ (u OH^-) y divide entre el **volumen total**.

- **Mezcla de un ácido fuerte con una base fuerte**: escribe la neutralización ($\mathrm{HCl} + \mathrm{NaOH} \longrightarrow \mathrm{NaCl} + \mathrm{H_2O}$), calcula los moles de cada uno, resta y el que **sobra** fija el pH, siempre con el **volumen total**. Si no sobra ninguno, pH = 7 (a 25 °C). Las mezclas con una especie débil y las volumetrías las ves en el Tema 14.

MEZCLA DE FUERTES (ARAGÓN 2025, ORDINARIA, PREGUNTA 2 B; 1,1 PUNTOS)

«Calcule el pH de la disolución obtenida al añadir 90 cm³ de una disolución 0,2 M de NaOH a 60 cm³ de una disolución 0,5 M de HCl. Considere los volúmenes aditivos.»

Respuesta modelo

$\mathrm{HCl} + \mathrm{NaOH} \longrightarrow \mathrm{NaCl} + \mathrm{H_2O}$ (1:1). $n(\mathrm{HCl}) = 0{,}5 \cdot 0{,}060 = 0{,}030$ mol; $n(\mathrm{NaOH}) = 0{,}2 \cdot 0{,}090 = 0{,}018$ mol: el NaOH es el limitante y sobran $0{,}030 - 0{,}018 = 0{,}012$ mol de HCl en $60 + 90 = 150$ mL. $[\mathrm{H_3O^+}] = 0{,}012/0{,}150 = 0{,}080$ mol/L y **pH = 1,10** (la solución oficial da 1,1).

Por qué puntúa. Los criterios de Aragón puntúan por separado las cantidades iniciales, el reactivo en exceso, lo que sobra y el pH: no te saltes ningún paso.

DILUIR PARA CAMBIAR EL PH

¿Qué volumen de agua hay que añadir a 10 mL de HCl 0,010 mol/L para que el pH pase de 2,00 a 3,00?

Respuesta modelo

pH 3,00 → $c_2 = 1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L. $V_2 = \dfrac{c_1 V_1}{c_2} = \dfrac{0{,}010 \cdot 10}{1{,}0 \cdot 10^{-3}} = 100$ mL. Hay que **añadir 90 mL** de agua (suponiendo volúmenes aditivos).

Por qué puntúa. Igualar el pH de un ácido o una base fuertes al de uno débil cae a menudo: con dilución, en el País Vasco 2026 (ordinaria, B1 c); calculando la concentración o la masa del fuerte, en Aragón 2026 (extraordinaria, 3A), Castilla-La Mancha 2025 (extraordinaria) y Navarra 2025 y 2026. Primero sacas el pH del débil y luego ajustas el fuerte.

Lo que dicen los documentos oficiales

Murcia (Orientación sobre los contenidos, PAU 2027): «Sí podrán ser objeto de examen problemas numéricos de mezclas de ácidos y bases fuertes». **Galicia** (CiUG, Orientacións 2026/2027) anuncia problemas de «Neutralizacións ácido-base fortes». **Asturias** (ficha 2025/2026): «Calcula el pH de la disolución resultante de mezclar un volumen Va de un ácido fuerte, de concentración ca, con un volumen Vb de una base fuerte, de concentración cb».

4 Ácidos y bases débiles: Ka, Kb, pKa y grado de disociación

Un ácido **débil** solo se ioniza **en parte**: se establece un equilibrio y su fuerza la mide la **constante de acidez** K_a (o la de basicidad K_b para una base). Cuanto mayor es K_a, más fuerte es el ácido.

- $\mathrm{HA} + \mathrm{H_2O} \rightleftharpoons \mathrm{A^-} + \mathrm{H_3O^+}, \quad K_a = \dfrac{[\mathrm{A^-}]\,[\mathrm{H_3O^+}]}{[\mathrm{HA}]}$ (el agua, disolvente, no entra en la expresión).
- $\mathrm{B} + \mathrm{H_2O} \rightleftharpoons \mathrm{BH^+} + \mathrm{OH^-}, \quad K_b = \dfrac{[\mathrm{BH^+}]\,[\mathrm{OH^-}]}{[\mathrm{B}]}$. Bases débiles típicas: el amoniaco y las **aminas** (metilamina, trietilamina), la piridina.
- $\mathrm{p}K_a = -\log K_a$: **menor $\mathrm{p}K_a$, ácido más fuerte**. Si te dan el $\mathrm{p}K_a$, $K_a = 10^{-\mathrm{p}K_a}$.

- **Grado de disociación**: $\alpha = \dfrac{\text{concentración que se ioniza}}{\text{concentración inicial}} = \dfrac{x}{c_0}$, entre 0 y 1 (o en %). Con α el equilibrio queda $c_0(1-\alpha)$, $c_0\alpha$, $c_0\alpha$ y $K_a = \dfrac{c_0\,\alpha^2}{1-\alpha}$.
- K_a depende **solo de la temperatura**; α depende además de la concentración: **al diluir, α aumenta** (el equilibrio se desplaza hacia donde hay más partículas disueltas), aunque el pH suba porque $[H_3O^+]$ total baja.
- A igual concentración, un ácido fuerte da pH mucho menor que uno débil: HCl 0,10 mol/L tiene pH 1,00 y el ácido acético 0,10 mol/L ($K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$), pH 2,88, con solo un 1,3 % de moléculas ionizadas.

Especie	Constante que dan los exámenes (25 °C)	Dónde	pKa aprox.
HF	$K_a = 6{,}4 \cdot 10^{-4}$; $6{,}7 \cdot 10^{-4}$; $6{,}8 \cdot 10^{-4}$	Aragón 2026 ord.; Castilla y León 2026 ord.; Murcia 2026 extr.	3,2
HNO_2	$K_a = 4{,}5 \cdot 10^{-4}$; $5{,}52 \cdot 10^{-4}$	Cantabria 2025 extr.; Asturias modelo 2025	3,3
$HCOOH$ (fórmico)	$K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-4}$	País Vasco 2026 ord.; Illes Balears 2026 extr. (sale al calcularla)	3,7
CH_3COOH (acético)	$K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$	Extremadura 2025 ord.; Canarias 2026 extr.	4,7
$HClO$	$K_a = 2{,}9 \cdot 10^{-8}$; $3 \cdot 10^{-8}$; $3{,}2 \cdot 10^{-8}$; $10^{-7{,}40}$	Aragón 2025 ord.; Galicia 2025 ord. y Cantabria 2026 ord.; La Rioja 2025 ord.; Asturias 2025 extr. (da el pK_a)	7,4–7,5
NH_3	$K_b = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$; $1{,}75 \cdot 10^{-5}$; $1{,}78 \cdot 10^{-5}$	Madrid 2026 ord.; Extremadura 2026 ord. y Castilla y León 2026 extr.; C. Valenciana 2025 ord.	pK_b 4,7–4,8
C_5H_5N (piridina)	$K_b = 1{,}7 \cdot 10^{-9}$	Murcia 2026 extr.	pK_b 8,8

Usa siempre el valor que da tu enunciado, aunque no coincida con el de otro examen: las diferencias son de fuente y de redondeo. En Illes Balears 2026 (ordinaria, 3A) el enunciado da para el ácido fórmico $1{,}8 \cdot 10^{-5}$, que es el valor del acético; la solución oficial calcula con el dato dado.

KA A PARTIR DE A (CANARIAS 2025, EXTRAORDINARIA, PROPUESTA 4A; 2 PUNTOS)

«El ácido glicólico ($CH_2OH{-}COOH$) es un ácido monoprótico débil. Se disuelven 0,38 g del ácido en agua hasta alcanzar 50 mL de disolución. En esas condiciones su grado de disociación (α) es 0,038. a) Calcule el valor de su constante de acidez b) Determine el pH de la disolución. c) Justifique de qué modo se verá afectada la constante de acidez Ka si duplicamos la cantidad de ácido glicólico disuelto en ese mismo volumen.» Datos: C = 12 u; H = 1 u; O = 16 u.

Respuesta modelo

a) $M(C_2H_4O_3) = 76$ g/mol; $c_0 = \dfrac{0{,}38/76}{0{,}050} = 0{,}10$ mol/L. Con α dato no hay que aproximar nada: $K_a = \dfrac{c_0\alpha^2}{1-\alpha} = \dfrac{0{,}10 \cdot 0{,}038^2}{0{,}962} = 1{,}5 \cdot 10^{-4}$. b) $[H_3O^+] = c_0\alpha = 3{,}8 \cdot 10^{-3}$ mol/L, **pH = 2,42**. c) **No cambia**: K_a solo depende de la temperatura; lo que cambia es α, que **disminuye** al aumentar la concentración.

Por qué puntúa. Coincide con la solución oficial (Ka = $1{,}5 \cdot 10^{-4}$; pH = 2,42; «La constante de acidez, solo depende de la temperatura»).

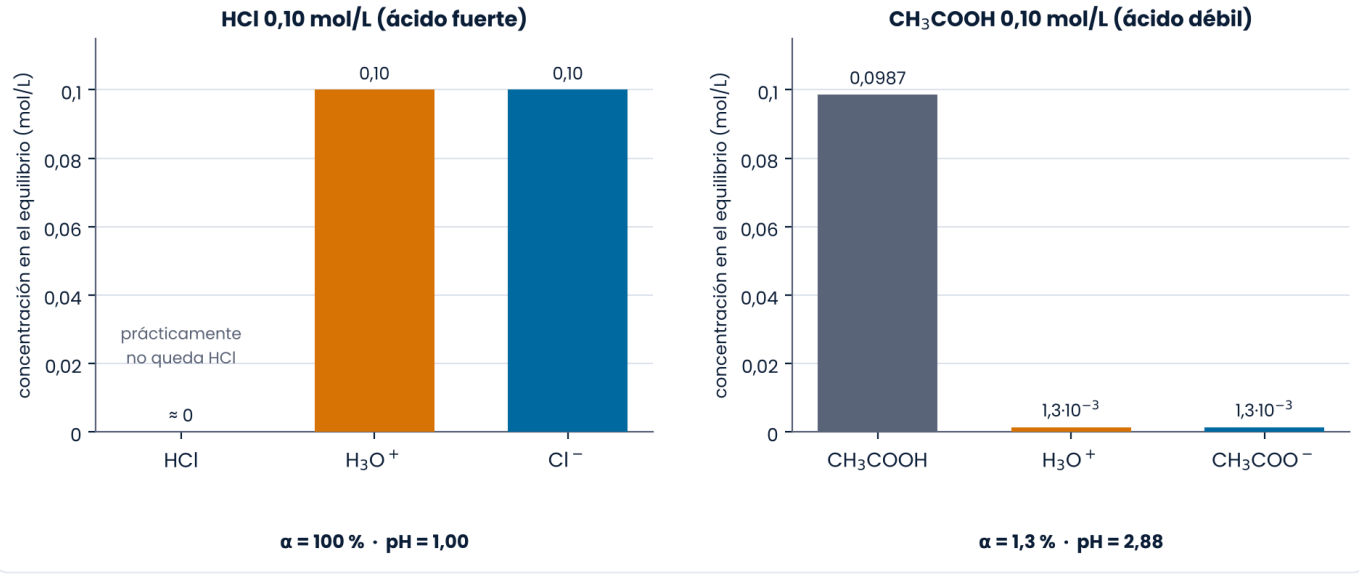
VERDADERO O FALSO (ANDALUCÍA, MODELO 2027, PREGUNTA 2A B Y D)

«b) Al diluir con agua una disolución acuosa de un ácido fuerte no se modifica el valor del pH. d) El grado de disociación de un ácido débil aumenta al disminuir su concentración en la disolución.»

Respuesta modelo

b) **Falso**: al diluir baja $[\mathrm{H_3O^+}] = c$ y el pH **aumenta** (diluir 10 veces lo sube una unidad), sin pasar de 7. d) **Verdadero**: de $K_a = \dfrac{c_0\alpha^2}{1-\alpha}$, si c_0 baja y K_a (que solo depende de T) no cambia, α tiene que aumentar; es el principio de Le Châtelier aplicado a la dilución.

Por qué puntúa. El apartado c) del mismo ejercicio (pH de una disolución de NaCl) es de hidrólisis: lo ves en el Tema 14.



Fuerte frente a débil a la misma concentración. En el HCl 0,10 mol/L todo está ionizado; en el ácido acético 0,10 mol/L ($K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$) casi todo sigue como $\mathrm{CH_3COOH}$ y solo $1{,}3 \cdot 10^{-3}$ mol/L pasa a iones.

5 El método del ácido (o la base) débil, paso a paso

Es **el ejercicio que más cae de toda la Química de la PAU**: pH, α, K_a o la concentración inicial de un ácido o una base débiles salen en 56 de las 68 convocatorias de 2025 y 2026, en 16 comunidades. Siempre con el mismo esqueleto.

- **Base débil**: el mismo método con K_b y $x = [\mathrm{OH^-}]$. Ojo con el último paso: $\mathrm{pOH} = -\log x$ y **pH = 14 − pOH**. Ejemplo: $\mathrm{NH_3}$ 0,10 mol/L ($K_b = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$): $x = \sqrt{1{,}8 \cdot 10^{-5} \cdot 0{,}10} = 1{,}34 \cdot 10^{-3}$ mol/L, pOH = 2,87 y **pH = 11,13** (con la ecuación completa, 11,12).
- **Problema inverso con el pH dato**: $x = 10^{-\mathrm{pH}}$ (o $10^{-\mathrm{pOH}}$). Para K_a: $K_a = \dfrac{x^2}{c_0 - x}$. Para la concentración inicial, despeja sin aproximar: $c_0 = x + \dfrac{x^2}{K_a}$. Es exacto y igual de corto.
- **Si te piden la masa** de ácido o de base para preparar una disolución de cierto pH, calcula c_0 como arriba y luego $m = c_0 \cdot V \cdot M$.
- Los ácidos **polipróticos** ($\mathrm{H_2CO_3}$, $\mathrm{H_3PO_4}$) se ionizan por etapas y la primera es la que manda en el pH. La Comunitat Valenciana limita el cálculo a especies **monopróticas** («Se podrá pedir el cálculo del pH de disoluciones acuosas de especies ácidas o básicas, fuertes o débiles, monopróticas», Matizaciones de la Comisión, 2024-25).

Equilibrio con el agua, con $\rightleftharpoons$ y estados: $\mathrm{HA\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons A^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)}$. Si lo piden, señala los pares conjugados.

↓

Tabla inicial / cambio / equilibrio: c_0, $-x$, $+x$, $+x$ (o con α: $c_0(1-\alpha)$, $c_0\alpha$, $c_0\alpha$). Calcula antes c_0 en mol/L si te dan masa, riqueza o densidad.

↓

Expresión de la constante y sustitución: $K_a = \dfrac{x^2}{c_0 - x}$.

↓

¿Qué es la incógnita? Si es x, decide: aproximación **justificada** ($x \ll c_0$) o ecuación de segundo grado. Si el dato es el pH o α, x ya es conocida y **no hay nada que aproximar**.

↓

Resultados

$[\mathrm{H_3O^+}] = x$, pH, $\alpha = x/c_0$ y **todas** las concentraciones si te las piden ($[\mathrm{HA}] = c_0 - x$, $[\mathrm{A^-}] = x$, $[\mathrm{OH^-}] = K_w/x$).

↓

Comprueba

si aproximaste, $\alpha \leq 5$ %; un ácido da pH < 7 y una base pH > 7; $[\mathrm{HA}]_{eq}$ nunca es mayor que c_0; α nunca pasa de 1.

PH DE UN ÁCIDO DÉBIL (EJEMPLO DE CLASE)

Calcula el pH y el grado de disociación de una disolución 0,10 mol/L de ácido acético ($K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$).

Respuesta modelo

$\mathrm{CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+}$; equilibrio: $0{,}10 - x$, x, x. $K_a = \dfrac{x^2}{0{,}10 - x} = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$. Como $c_0/K_a = 5\,556 > 400$, $x \ll 0{,}10$ y $0{,}10 - x \approx 0{,}10$: $x = \sqrt{1{,}8 \cdot 10^{-6}} = 1{,}34 \cdot 10^{-3}$ mol/L. **pH = 2,87**; $\alpha = 1{,}34 \cdot 10^{-3}/0{,}10 = 0{,}013$ (**1,3 %** < 5 %: la aproximación era válida). Con la ecuación de segundo grado, $x = 1{,}33 \cdot 10^{-3}$ mol/L y pH = 2,88: una centésima de diferencia.

Por qué puntúa. Fíjate en el orden: primero la justificación de la aproximación, después la cuenta y al final la comprobación con α.

6 La aproximación de x despreciable: cuándo vale y cómo justificarla

Despreciar x frente a c_0 convierte $\dfrac{x^2}{c_0 - x} = K_a$ en $x = \sqrt{K_a\, c_0}$. Es la decisión que más puntos da o quita en este tema: **en unas comunidades restan si no la justificas y en otras basta con decir que la has hecho**. Y a veces, sencillamente, no vale.

- **Cuándo vale**: cuando el ácido está poco ionizado. El criterio práctico habitual en los manuales de química general es que x no pase del **5 %** de c_0 ($\alpha \leq 5$ %); ningún documento oficial de la PAU fija un porcentaje. Con la aproximación, $\alpha = \sqrt{K_a/c_0}$, y $\alpha \leq 0{,}05$ equivale a $\dfrac{c_0}{K_a} \geq 400$. Antes de calcular ya lo sabes: $c_0/K_a \geq 400$**, aproxima; por debajo, ecuación de segundo grado**.
- En el límite ($c_0/K_a = 400$) el error en $[\mathrm{H_3O^+}]$ es del 2,5 % y en el pH de **una centésima**: no se nota con dos decimales. Con $c_0/K_a = 32$ (el HF de Murcia 2026) el error ya es del 9 %; con $c_0/K_a = 4$ (el de Aragón 2026), del 28 %.

- **Cómo se justifica** (escríbelo en el examen): «Como K_a es muy pequeña y la disolución no está muy diluida ($c_0/K_a = \ldots > 400$), $x \ll c_0$ y $c_0 - x \approx c_0$». Y al final, la **comprobación**: «$\alpha = \ldots$ % < 5 %: la aproximación es válida».
- **Cuando no vale**: resuelve $x^2 + K_a x - K_a c_0 = 0$, $x = \dfrac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4K_a c_0}}{2}$, y **descarta la raíz negativa** (una concentración no puede ser negativa). El acta canaria de 30-9-2026 recuerda que «Las ecuaciones de 2º grado se pueden solucionar directamente en la calculadora».
- **Cuando el dato es el pH o α** no aproximes nunca: x es conocida y $c_0 - x$ se calcula exacta. Aproximar ahí solo introduce error (en Aragón 2026 te llevaría a un resultado un 39 % menor).
- **Con una base débil** es igual, con K_b y c_0/K_b.
- Si algo sale imposible ($\alpha > 1$, una concentración en el equilibrio mayor que la inicial o negativa), **dilo**: en la Comunitat Valenciana y en Galicia un resultado así vale 0 «salvo que se xustifique a inconsistencia do resultado» (criterios de Galicia), y en Canarias y Extremadura un resultado absurdo deja el apartado a cero.

Comunidad	Qué dicen sus documentos o sus soluciones oficiales sobre la aproximación
Aragón	«La x del denominador se puede despreciar porque Ka es muy pequeña y la disolución no está muy diluida (si no se justifica –0,1 puntos)» (criterios 2025 ordinaria, Pregunta 2 a; igual en 2026 extraordinaria, 3B).
Canarias	«Para ácidos y bases débiles (con constantes del orden de 10-5), las concentraciones que se proporcionen serán lo suficientemente elevadas para que se pueda realizar una aproximación. Se insiste en que, si se realiza una aproximación, se indique en el ejercicio» (actas de 28-3-2025 y 20-3-2026).
Región de Murcia	«En los problemas sobre ácido o base débil se admitirá siempre la simplificación (x << c, α<<1), debiéndose indicar si se utiliza» (Consejos para el examen, PAU 2026).
País Vasco	Los solucionarios la justifican con una frase: «La aproximación es correcta porque se trata de un ácido débil» (2025 extraordinaria, C1), incluso con α ≈ 8 % (2025 ordinaria, C2).
Galicia	«Como Ka é pequena, podemos desprezar a cantidade de HA que reacciona coa auga…» [Como Ka es pequeña, podemos despreciar la cantidad de HA que reacciona con el agua] (criterios 2026 ordinaria, 4.1.1).
La Rioja	«Despreciando la x vale también» (modelo 2026); y si piden concentraciones: «Si calculan el pH y no calculan las concentraciones, máximo la mitad».
Cataluña	Admite las dos vías: «La resolució d'aquesta equació es pot fer tant amb aproximacions com sense, i es considerarà correcta en qualsevol dels dos casos» [puede hacerse con aproximaciones o sin ellas y se considerará correcta en los dos casos] (criterios 2026 extraordinaria, 4.1).
Illes Balears, Castilla-La Mancha, Madrid	Las soluciones oficiales aproximan sin comprobarlo aparte («Fent l'aproximació: c0 – x ≈ c0», Baleares 2026 ordinaria; «x2 / (4,0 - x) ≈ x2 / 4,0», Madrid 2026 ordinaria).
Resto (Andalucía, Asturias, Cantabria, Castilla y León, C. Valenciana, Extremadura, Navarra)	En los documentos y soluciones oficiales revisados no hay ninguna indicación sobre cómo justificarla. Haz como en Aragón: justifica y comprueba α; nunca resta.

Regla práctica que vale en las 17: escribe la frase de la justificación, haz la cuenta y comprueba α. Son diez segundos y te cubren donde lo exigen.

CUANDO LA APROXIMACIÓN FALLA (EJEMPLO DE CLASE)

Calcula el grado de disociación del ácido acético 0,0010 mol/L ($K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$).

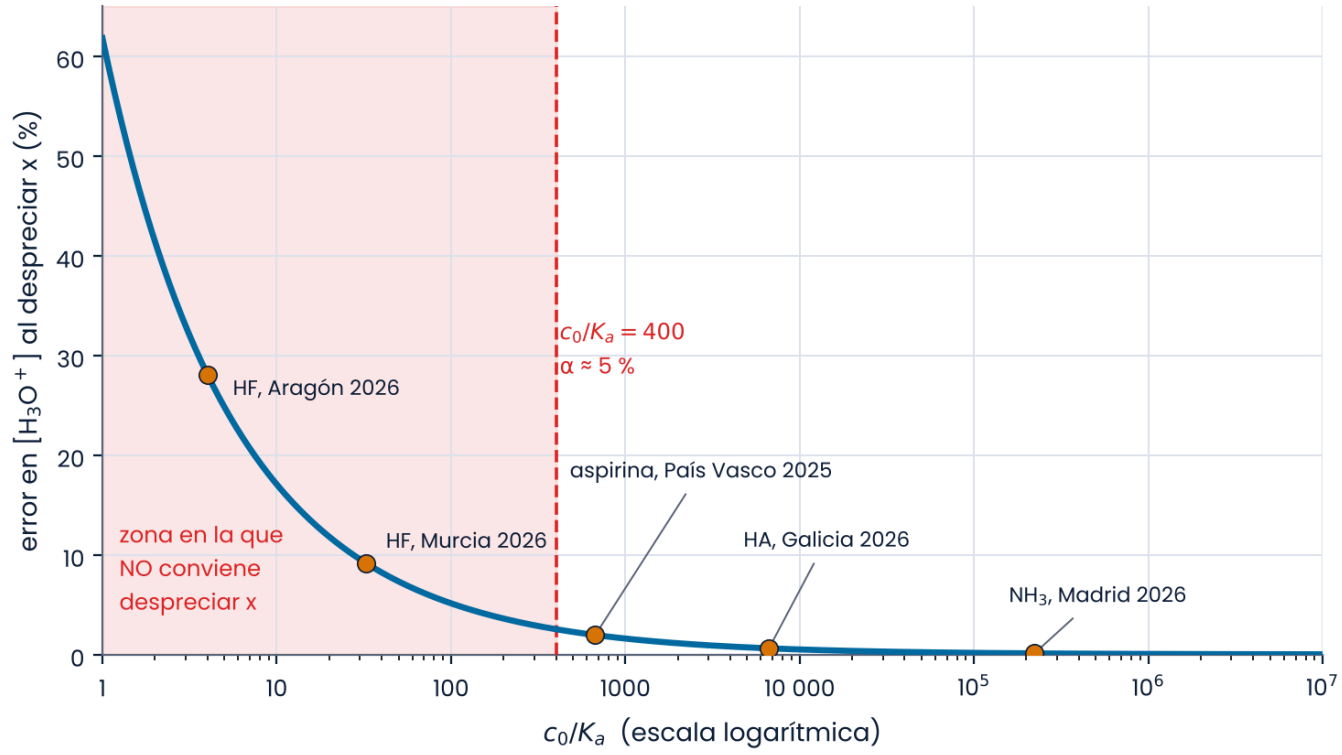
Respuesta modelo

$c_0/K_a = 56 < 400$: la aproximación no es fiable. Si la haces, $\alpha = \sqrt{1{,}8 \cdot 10^{-5}/0{,}0010} = 0{,}134$ (13 %, muy por encima del 5 %). Con la ecuación completa, $x^2 + 1{,}8 \cdot 10^{-5}x - 1{,}8 \cdot 10^{-8} = 0$: $x = 1{,}25 \cdot 10^{-4}$ mol/L, $\alpha = 0{,}125$ **(12,5 %)** y pH = 3,90 (con la aproximación habría salido 3,87).

Por qué puntúa. Compáralo con el acético 0,10 mol/L (α = 1,3 %): al diluir cien veces, α se multiplica casi por diez.

La frase que te cubre en todas las comunidades

«Como K_a es muy pequeña y la disolución no está muy diluida, $x \ll c_0$ y $c_0 - x \approx c_0$.» Y después: «Comprobación: $\alpha = x/c_0 = \ldots < 5$ %». Si α sale mayor del 5 %, vuelve atrás y resuelve la ecuación de segundo grado.



Cuánto te equivocas al despreciar x. Error en $[H_3O^+]$ (o en $[OH^-]$ para una base, con c_0/K_b) frente a c_0/K_a. A la izquierda de 400 el ácido se ioniza más de un 5 % y conviene la ecuación de segundo grado. Los puntos son ejercicios de este tema.

7 Pares conjugados: Ka·Kb = Kw y fuerza relativa

Un ácido y su base conjugada están ligados por el agua: si conoces la constante de uno, conoces la del otro. Es la herramienta para comparar fuerzas y para el pH de las sales (Tema 14).

- Para el par HA/A^-: $K_a(HA) \cdot K_b(A^-) = K_w$. Sale de multiplicar las dos expresiones: $\frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} \cdot \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = [H_3O^+][OH^-]$. En logaritmos, $pK_a + pK_b = 14$ a 25 °C.
- Ejemplos: $K_b(CH_3COO^-) = \frac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{1{,}8 \cdot 10^{-5}} = 5{,}6 \cdot 10^{-10}$; $K_a(NH_4^+) = \frac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{1{,}8 \cdot 10^{-5}} = 5{,}6 \cdot 10^{-10}$.
- **Relación inversa**: cuanto **más fuerte** es un ácido, **más débil** es su base conjugada. La base conjugada de un ácido fuerte (Cl^-, NO_3^-, ClO_4^-) es **despreciable**: no capta protones del agua. Lo mismo el

ácido conjugado de una base fuerte (Na^+, K^+).

- **Comparar ácidos de igual concentración**: mayor K_a (menor pK_a) → más H_3O^+ → **menor pH** y mayor α. **Comparar bases**: mayor K_b → más OH^- → **mayor pH**.
- Un ácido con $K_a = 1 \cdot 10^{-10}$ es más débil que uno con $K_a = 3 \cdot 10^{-6}$, así que **su base conjugada es más fuerte**. Es una pregunta de 0,5 puntos que cae a menudo (Galicia 2026, en la práctica de abajo).

ORDENAR POR PH

Ordena de menor a mayor pH tres disoluciones 0,10 mol/L de HF ($K_a = 6{,}4 \cdot 10^{-4}$), ácido acético ($K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$) y HClO ($K_a = 3 \cdot 10^{-8}$). ¿Cuál tiene la base conjugada más fuerte?

Respuesta modelo

A igual concentración, el pH es menor cuanto mayor es K_a: **pH(HF) < pH(acético) < pH(HClO)**. Por la relación $K_a K_b = K_w$, la base conjugada más fuerte es la del ácido más débil: el ClO^- ($K_b = 3{,}3 \cdot 10^{-7}$).

Por qué puntúa. No hace falta calcular los pH: basta comparar constantes y decir por qué.

8 Indicadores ácido-base (concepto)

Un **indicador** es un ácido débil orgánico (HIn) cuya forma ácida y cuya base conjugada (In^-) tienen **colores distintos**: $HIn + H_2O \rightleftharpoons In^- + H_3O^+$.

- En medio ácido (mucho H_3O^+) el equilibrio se desplaza a la izquierda y se ve el color de HIn; en medio básico, a la derecha y se ve el de In^- (Le Châtelier).
- El cambio de color ocurre en un **intervalo de viraje** de unas dos unidades de pH, centrado más o menos en el pK_a del indicador.
- Un indicador no mide el pH: solo dice si está por encima o por debajo de su intervalo. Para medirlo se usa un **pH-metro** (o papel indicador universal, que es una mezcla de indicadores).
- Elegir el indicador de una **valoración** (que su intervalo contenga el pH del punto de equivalencia) y las curvas de valoración se tratan en el Tema 14.

Indicador	Intervalo de viraje (pH)	Color
Naranja de metilo	3,1–4,4	rojo → amarillo
Verde de bromocresol	3,8–5,4	amarillo → azul verdoso
Fenolftaleína	8,2–10,0	incolora → rosa

Valores de la tabla que da el examen de Illes Balears 2026 (ordinaria, 3A c). Otros libros dan intervalos algo distintos: usa los de tu enunciado.

9 Qué te piden en tu comunidad

El tema salió en **66 de las 68 convocatorias** ordinarias y extraordinarias de 2025 y 2026, en las 17 comunidades (solo faltó en Andalucía y Cantabria en la extraordinaria de 2026). Esto es lo que ha caído y lo que dicen los documentos oficiales.

Comunidad	Qué ha caído (ordinaria y extraordinaria 2025–2026)	Normas oficiales que te afectan
Andalucía	pH de ácidos y bases fuertes preparados a partir de un producto comercial (riqueza y densidad) y su neutralización. El ácido débil (Ka, α) salió en las reservas de 2025 y 2026 y en el modelo 2027.	Unidades: -25 % del apartado. «No se penalizará un mal redondeo de resultados, ni se tendrá en cuenta el número de cifras significativas».
Aragón	En las 4: pH de ácido débil y fuerte, Ka, α y Kb de la base conjugada, concentración inicial de HF a partir del pH, mezcla de ácidos fuertes.	Aproximación sin justificar: -0,1. Escribe siempre la ecuación ajustada.
Asturias	En las 4 (Pregunta 4): tablas de $[H_3O^+]$ frente a c para decidir si es fuerte o débil, pOH, moles de HClO a partir del pH, esquemas de partículas.	Ka y Kb sin unidades. Cifras significativas: -0,25 si te desvías en más de dos del valor correcto; unidades mal, -0,25.
Illes Balears	En las 4: pH o Ka de un ácido débil (fórmico, HClO), Brønsted-Lowry.	Su currículo (Decret 43/2025) añade al RD el «Equilibri d'autoionització de l'aigua» y nombra el «Càlcul de pH de dissolucions àcides i bàsiques fortes i febles» [cálculo del pH de disoluciones ácidas y básicas fuertes y débiles].
Canarias	En las 4: Ka o α de un ácido débil a partir del pH o de la masa (Propuesta 4A), pH de fuertes y mezclas (4B), pares conjugados.	Indica la aproximación. «Si el planteamiento de equilibrio ácido-base está mal, se considera mal todo el problema» (acta 30-9-2026). Usar HA en vez de la fórmula: -20 %.
Cantabria	En 3 de 4: pH de HIO_4 (con su Ka, como ácido débil), concentración inicial de HNO_2 a partir del pH, HClO.	Unidades: -10 %. Error de cálculo con resultado lógico: conservas el 80 %.
Castilla-La Mancha	En las 4: pH de ácidos y bases fuertes y débiles (metilamina en la obligatoria de 2025 extraordinaria).	Criterios de 2025-2026: «Sólo se penalizará cuando tengan 3 errores de calculadora, y se les quitará 0,25 puntos»; por unidades solo restan si faltan a la vez en Kc y Kp.
Castilla y León	En las 4: Ka, pH y $[OH^-]$ de un ácido HA; α y pH del HF; pH de KOH y de NH_3 (Apartado 2, obligatorio); amoniaco comercial diluido.	«La resolución de problemas numéricos sin razonamiento supondrá una disminución de hasta el 25 %».
Cataluña	En las 4: ácido débil con Ka (pH del salicílico y del metanoico en 2025; masa de ácido cítrico para un pH dado y concentraciones en una disolución de NH_4NO_3 en 2026).	Con o sin aproximación, las dos valen. Unidades: -0,10 por resultado.
C. Valenciana	En las 4: pH de ácidos y bases débiles con Ka o Kb y grado de disociación.	Solo especies monopróticas (Matizaciones de la Comisión, 2024-25). Resultado absurdo (α > 1) = 0 si no lo comentas.
Extremadura	En las 4: pH y α de un ácido o una base débiles (vinagre, amoniaco), Ka a partir de α.	Unidades: -25 %; resultado absurdo: -100 %; desde 2027, «No se penalizará un mal redondeo de resultados».
Galicia	En las 4: HClO, pH del agua de lluvia, ácido HA 0,02 M, ácido benzoico.	La CiUG anuncia problemas de «Ácidos ou bases fortes e débiles. Cálculos do pH. Constantes de acidez ou basicidade». Unidades: -25 %.
La Rioja	En las 4: HClO al 5 % (m/V), piridina, HCl comercial, trietilamina, hidróxidos.	Unidades: hasta -25 %. Si piden concentraciones y solo das el pH, como máximo la mitad.
Comunidad de Madrid	En las 4: pH de débiles y fuertes, Ka, Kb, α, concentración inicial a partir del pH.	No dan Kw: pH + pOH = 14,0. El examen coincidente de 2026 preguntó ácidos y bases de Lewis.
Región de Murcia	En las 4: ácido fórmico de hormigas y abejas, ácido benzoico conservante, metilamina, HF diluido con ecuación de segundo grado.	Indica la simplificación. Unidades: -10 a -25 %. Mezclas de fuertes, sí con números.

Comunidad	Qué ha caído (ordinaria y extraordinaria 2025–2026)	Normas oficiales que te afectan
Navarra	En las 4 (Bloque 3): pH de base fuerte y de NH_3, ácido débil, Ka a partir del pH, α.	La justificación vale el 50–75 % del apartado; unidades o nombres mal, −25 % (una vez por pregunta).
País Vasco	En las 4: pH de ácidos débiles con Ka y α (leche, aspirina e ibuprofeno, hormiga), ácido fuerte y diluciones, anfóteros (HCO_3^-).	No dan Kw. Escribe y ajusta todas las ecuaciones aunque no te lo pidan.

Fuentes: la investigación de los documentos oficiales de cada comisión (estructuras, actas, orientaciones y criterios de 2025-26 y 2026-27) y los exámenes con sus criterios.

10 Ejercicio resuelto: concentración inicial a partir del pH, sin aproximar (Aragón 2026)

PAU ARAGÓN 2026 · CONVOCATORIA ORDINARIA · PREGUNTA 2, OPCIÓN 2B (A ELEGIR ENTRE 2A Y 2B; 2 PUNTOS)

«Se quiere preparar una disolución de ácido fluorhídrico (HF) con un pH = 3.» Datos: $K_a(\mathrm{HF}) = 6{,}4 \cdot 10^{-4}$; masas atómicas: N = 14; O = 16; H = 1.

a) Calcule la concentración molar inicial de ácido fluorhídrico. (1 punto)

b) Calcule el grado de disociación del ácido fluorhídrico en esta disolución. (0,5 puntos)

c) ¿Cuántos gramos de $\mathrm{HNO_3}$ sería necesario disolver en 500 mL de agua para obtener una disolución con un pH = 2,5? (0,5 puntos)

Apartado a)

1. **La idea**: es el problema inverso. Te dan el pH, así que conoces $x = [\mathrm{H_3O^+}]$, y la incógnita es c_0. **No hay que aproximar nada**.
2. $[\mathrm{H_3O^+}] = 10^{-\mathrm{pH}} = 10^{-3} = 1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L.
3. Equilibrio y tabla: $\mathrm{HF\,(aq)} + \mathrm{H_2O\,(l)} \rightleftharpoons \mathrm{F^-\,(aq)} + \mathrm{H_3O^+\,(aq)}$. Inicial: c_0, 0, 0. Equilibrio: $c_0 - x$, x, x, con $x = [\mathrm{F^-}] = [\mathrm{H_3O^+}] = 1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L.
4. $K_a = \dfrac{[\mathrm{F^-}][\mathrm{H_3O^+}]}{[\mathrm{HF}]} = \dfrac{x^2}{c_0 - x} \rightarrow c_0 = x + \dfrac{x^2}{K_a} = 1{,}0 \cdot 10^{-3} + \dfrac{(1{,}0 \cdot 10^{-3})^2}{6{,}4 \cdot 10^{-4}} = 1{,}0 \cdot 10^{-3} + 1{,}5625 \cdot 10^{-3}$.
5. **Por qué aquí no se aproxima**: $c_0/K_a \approx 4$, muy por debajo de 400. Si hubieras escrito $K_a \approx x^2/c_0$, saldría $c_0 = 1{,}56 \cdot 10^{-3}$ mol/L, un 39 % menos, y con ese valor α sería 0,64: el HF estaría ionizado en casi dos tercios, lo contrario de «x despreciable».

SOLUCIÓN $c_0 = 2{,}56 \cdot 10^{-3} \approx 2{,}6 \cdot 10^{-3}$ mol/L de HF (la solución oficial da $2{,}6 \cdot 10^{-3}$ M). Hace falta muy poco HF porque, tan diluido, se ioniza mucho.

Apartado b)

1. $\alpha = \dfrac{x}{c_0} = \dfrac{1{,}0 \cdot 10^{-3}}{2{,}5625 \cdot 10^{-3}} = 0{,}390.$
2. Arrastra el valor sin redondear: la solución oficial escribe «0,38 o 38 %» porque divide entre $2{,}6 \cdot 10^{-3}$ ya redondeado ($1/2{,}6 = 0{,}385$). Es una diferencia de redondeo, no de planteamiento.

SOLUCIÓN $\alpha = 0{,}39$ (39 %). Un ácido débil muy diluido puede estar muy disociado: por eso no se podía despreciar x.

Apartado c)

1. **La idea**: el HNO_3 es un ácido fuerte, $HNO_3 + H_2O \longrightarrow NO_3^- + H_3O^+$, totalmente ionizado: $[HNO_3]_0 = [H_3O^+]$.
2. $[H_3O^+] = 10^{-2{,}5} = 3{,}16 \cdot 10^{-3}$ mol/L; en 0,500 L, $n(HNO_3) = 3{,}16 \cdot 10^{-3} \cdot 0{,}500 = 1{,}58 \cdot 10^{-3}$ mol (suponiendo que el volumen no cambia al disolver).
3. $M(HNO_3) = 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 63$ g/mol → $m = 1{,}58 \cdot 10^{-3} \cdot 63 = 0{,}0996$ g.

SOLUCIÓN $m \approx 0{,}10$ g (100 mg) de HNO_3, como la solución oficial.

Lo que puntúa. Los criterios específicos de Aragón 2026 reparten así: en a), «Cálculo de la [H3O+]. (0,2 puntos)», «Planteamiento del equilibrio. (0,3 puntos)» y «Cálculo de CO: (0,5 puntos)»; b), 0,5; c), 0,25 por los moles y 0,25 por los gramos. Además: «Se exigirá que los resultados de los distintos ejercicios sean obtenidos paso a paso y que estén debidamente razonados» y un error algebraico con resultado coherente resta «0,25 puntos como máximo». Si en otro ejercicio desprecias x, Aragón pide justificarlo o resta 0,1.

Error típico que te quita puntos. Aplicar por costumbre $c_0 - x \approx c_0$ cuando el pH es un dato: da $c_0 = 1{,}56 \cdot 10^{-3}$ mol/L y $\alpha = 0{,}64$, dos resultados mal. Y en c), tratar el HNO_3 como débil o calcular la masa con el pH en vez de con $[H_3O^+]$.

11 Ejercicio resuelto: grado de disociación y Ka de un desinfectante (Canarias 2026)

PAU CANARIAS 2026 · CONVOCATORIA ORDINARIA (JUNIO) · PREGUNTA 4, PROPUESTA 4A (A ELEGIR ENTRE 4A Y 4B; 2 PUNTOS)

«El ácido hipocloroso ($HClO$) es un ácido muy débil y sus disoluciones acuosas han demostrado su utilidad como desinfectante en diversas afecciones de la piel. Se disuelven 1,31 g de este compuesto en agua hasta alcanzar un volumen de 250 mL. El pH de la disolución resultante es 4,26.» Datos: masas atómicas: H = 1 u; O = 16 u; Cl = 35,5 u. Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

a) De acuerdo con la teoría de Brönsted y Lowry, escriba el equilibrio ácido-base de la disolución de ese compuesto en agua, indicando los pares ácido-base conjugados. (0,5 puntos)

b) Calcule el grado de disociación (α). (0,5 puntos)

c) Calcule la concentración de ácido hipocloroso sin disociar presente en el equilibrio. (0,5 puntos)

d) El valor de la constante de acidez (Ka). (0,5 puntos)

Apartado a)

1. El $HClO$ cede un protón al agua: $HClO\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons ClO^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)$.
2. Pares conjugados: $HClO$ (ácido 1) / ClO^- (base conjugada 1) y H_2O (base 2) / H_3O^+ (ácido conjugado 2).

SOLUCIÓN Equilibrio con $\rightleftharpoons$ (es un ácido débil) y los dos pares: $HClO/ClO^-$ y H_3O^+/H_2O.

Apartado b)

1. **La idea**: con la masa sacas c_0; con el pH, x. Las dos son datos, así que $\alpha = x/c_0$ sale directo, sin aproximar.
2. $M(\mathrm{HClO}) = 1 + 35{,}5 + 16 = 52{,}5$ g/mol; $n = 1{,}31/52{,}5 = 0{,}02495$ mol; $c_0 = 0{,}02495/0{,}250 = 0{,}0998$ mol/L.
3. $[\mathrm{H_3O^+}] = 10^{-4{,}26} = 5{,}50 \cdot 10^{-5}$ mol/L $= [\mathrm{ClO^-}] = x$.
4. $\alpha = \dfrac{x}{c_0} = \dfrac{5{,}50 \cdot 10^{-5}}{0{,}0998} = 5{,}51 \cdot 10^{-4}$.

SOLUCIÓN $\alpha = 5{,}5 \cdot 10^{-4}$ (0,055 %): solo una de cada 1 800 moléculas de HClO está ionizada. Es «un ácido muy débil», como dice el enunciado.

Apartado c)

1. $[\mathrm{HClO}]_{eq} = c_0(1 - \alpha) = 0{,}0998 \cdot (1 - 5{,}51 \cdot 10^{-4}) = 0{,}0998 - 5{,}50 \cdot 10^{-5} = 0{,}09975$ mol/L.
2. **Errata en la solución oficial**: escribe «0,1(1-5,5·10-5) = 0,0999M», con un α diez veces menor que el que acaba de calcular en b) ($5{,}5 \cdot 10^{-4}$). Es una errata en el exponente: el resultado 0,0999 sí sale con $5{,}5 \cdot 10^{-4}$ ($0{,}1 \cdot (1 - 5{,}5 \cdot 10^{-4}) = 0{,}09995$), mientras que con $5{,}5 \cdot 10^{-5}$ saldría 0,1000. La solución oficial usa además $c_0 = 0{,}1$ redondeado; con los datos sin redondear sale 0,0998 mol/L. La diferencia es mínima porque α es muy pequeño.

SOLUCIÓN $[\mathrm{HClO}]_{eq} = 0{,}0998$ mol/L ($9{,}98 \cdot 10^{-2}$ M): prácticamente la inicial, y nunca mayor que ella.

Apartado d)

1. $K_a = \dfrac{[\mathrm{ClO^-}][\mathrm{H_3O^+}]}{[\mathrm{HClO}]} = \dfrac{(5{,}50 \cdot 10^{-5})^2}{0{,}09975} = 3{,}03 \cdot 10^{-8}$.
2. Con $c_0 = 0{,}10$ redondeado, como hace la solución oficial, sale $3{,}02 \cdot 10^{-8}$: los dos valores son el mismo con dos cifras significativas, $3{,}0 \cdot 10^{-8}$.

SOLUCIÓN $K_a = 3{,}0 \cdot 10^{-8}$ (sin unidades), el valor habitual del HClO a 25 °C en los manuales y en los exámenes ($\mathrm{p}K_a \approx 7{,}5$).

Lo que puntúa. Criterios específicos de Canarias (junio de 2026), Propuesta 4A: a) «Por el equilibrio ácido-base correcto 0,25 puntos» y «Por indicar el ácido, ácido conjugado, base, base conjugada 0,25 puntos»; b) «Por el cálculo correcto del grado de disociación 0,50 puntos»; c) «Por el cálculo correcto de la concentración de ácido sin disociar 0,50 puntos»; d) «Por el cálculo correcto de la constante de acidez 0,50 puntos». Y una regla que te puede costar el ejercicio entero: «Si el planteamiento de equilibrio ácido-base está mal, se considera mal todo el problema» (acta de 30-9-2026).

Error típico que te quita puntos. Los que señaló la propia comisión al analizar este ejercicio (acta de 30-9-2026): «NO HACEN EL EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE CONJUGADO», «NO SABEN USAR SUS CALCULADORAS» (el acta no dice en qué paso; aquí, el delicado es $10^{-4{,}26}$) y dar una «CONCENTRACIÓN DE ÁCIDO HIPOCLOROSO SIN DISOCIAR» que «no puede ser mayor que la inicial» (por sumar x en vez de restarla).

12 Ejercicio resuelto: amoniaco comercial y mezcla con base en exceso (Madrid 2026)

PAU COMUNIDAD DE MADRID 2026 · CONVOCATORIA ORDINARIA · PREGUNTA 4B (A ELEGIR ENTRE 4A Y 4B; 2,5 PUNTOS)

«Conteste a las siguientes cuestiones:» Datos. A 25 °C, $K_b(\mathrm{NH_3}) = 1{,}8 \times 10^{-5}$. Masas atómicas (u): H = 1,0; N = 14,0.

a) En una planta industrial de síntesis de amoniaco se preparan disoluciones para su comercialización mezclándolo con agua. Calcule la molaridad de la disolución de amoniaco comercial preparada sabiendo que se almacena en botellas de 1,0 L, al 8,0% en masa, y siendo la densidad de la disolución de 0,85 g·cm⁻³. (0,5 puntos)

b) Calcule el pH y el grado de disociación de la disolución del apartado anterior. (1 punto)

c) Se hacen reaccionar 15,00 mL de una disolución acuosa de HCl 2,50 M con 25,00 mL de otra disolución acuosa de NaOH 1,70 M, ambas a 25 °C. Escriba la ecuación de la reacción que ocurre y calcule el pH de la disolución resultante. Considere volúmenes aditivos. (1 punto)

Apartado a)

1. **La idea**: de riqueza y densidad a molaridad; toma 1,0 L de disolución (el volumen de la botella).
2. Masa de disolución: $1\,000\ \mathrm{cm^3} \cdot 0{,}85\ \mathrm{g/cm^3} = 850\ \mathrm{g}$. Masa de $\mathrm{NH_3}$: $850 \cdot 0{,}080 = 68\ \mathrm{g}$.
3. $M(\mathrm{NH_3}) = 14{,}0 + 3 \cdot 1{,}0 = 17{,}0$ g/mol → $n = 68/17{,}0 = 4{,}0$ mol en 1,0 L.

SOLUCIÓN $[\mathrm{NH_3}]_0 = 4{,}0$ mol/L (la solución oficial lo hace en una línea: $d \cdot \text{riqueza}/M = 0{,}85 \cdot 10^3 \cdot 0{,}080/17{,}0$).

Apartado b)

1. **La idea**: base débil; el método es el del ácido débil con K_b y $x = [\mathrm{OH^-}]$.
2. $\mathrm{NH_3\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons NH_4^+\,(aq) + OH^-\,(aq)}$. Inicial: 4,0; equilibrio: $4{,}0 - x$, x, x.
3. $K_b = \dfrac{[\mathrm{NH_4^+}][\mathrm{OH^-}]}{[\mathrm{NH_3}]} = \dfrac{x^2}{4{,}0 - x} = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$.
4. **Justificación de la aproximación**: K_b es muy pequeña y la disolución está muy concentrada ($c_0/K_b = 2{,}2 \cdot 10^5 \gg 400$), así que $x \ll 4{,}0$ y $4{,}0 - x \approx 4{,}0$: $x = \sqrt{1{,}8 \cdot 10^{-5} \cdot 4{,}0} = 8{,}5 \cdot 10^{-3}$ mol/L.
5. $\mathrm{pOH} = -\log(8{,}49 \cdot 10^{-3}) = 2{,}07$ → $\mathrm{pH} = 14{,}00 - 2{,}07 = 11{,}93$.
6. $\alpha = \dfrac{x}{c_0} = \dfrac{8{,}49 \cdot 10^{-3}}{4{,}0} = 2{,}1 \cdot 10^{-3}$. **Comprobación**: 0,21 % < 5 %, la aproximación es válida.

SOLUCIÓN pH = 11,93 (la solución oficial, con menos decimales, da 11,9) y $\alpha = 0{,}0021$ (**0,21 %**). Aunque la disolución es muy concentrada, casi todo el amoniaco sigue como $\mathrm{NH_3}$.

Apartado c)

1. **La idea**: ácido fuerte con base fuerte. Se neutralizan mol a mol y el que sobra fija el pH.
2. $\mathrm{HCl\,(aq) + NaOH\,(aq) \longrightarrow NaCl\,(aq) + H_2O\,(l)}$.

3. $n(\mathrm{HCl}) = 2{,}50 \cdot 0{,}01500 = 0{,}0375$ mol; $n(\mathrm{NaOH}) = 1{,}70 \cdot 0{,}02500 = 0{,}0425$ mol. Sobra NaOH: $0{,}0425 - 0{,}0375 = 0{,}0050$ mol.
4. Volumen total: $15{,}00 + 25{,}00 = 40{,}00$ mL. El NaOH es una base fuerte, $\mathrm{NaOH} \longrightarrow \mathrm{Na^+} + \mathrm{OH^-}$: $[\mathrm{OH^-}] = 0{,}0050/0{,}04000 = 0{,}125$ mol/L.
5. $\mathrm{pOH} = -\log 0{,}125 = 0{,}90 \rightarrow \mathrm{pH} = 14{,}00 - 0{,}90 = 13{,}10$. El NaCl formado no cambia el pH: sus iones son conjugados despreciables de un ácido y una base fuertes (Tema 14).

SOLUCIÓN pH = 13,10: disolución básica por el exceso de NaOH (la solución oficial da 13,1).

Lo que puntúa. Madrid publica la puntuación máxima por apartado (a 0,5; b 1; c 1) y unas soluciones como «Documento de trabajo orientativo», sin desglose más fino. Sus criterios generales valoran la «Claridad de comprensión y exposición de conceptos», el «Uso correcto de formulación, nomenclatura y lenguaje químico» y el «Desarrollo de la resolución de forma coherente y uso correcto de unidades». La solución oficial desprecia x sin justificarlo aparte («$x^2/(4{,}0 - x) \approx x^2/4{,}0$»), pero escribir la justificación no resta y te cubre. Madrid no da K_w: usa pH + pOH = 14,0.

Error típico que te quita puntos. En b), dar como pH el $-\log[\mathrm{OH^-}] = 2{,}07$ (eso es el pOH: una base no puede tener pH 2). En c), dividir los moles sobrantes entre 25 mL en vez de entre los 40 mL totales, o restar los moles al revés y concluir que sobra ácido.

Conceptos clave

Ácido y base de Arrhenius

Ácido: sustancia que en agua libera iones $\mathrm{H^+}$ ($\mathrm{H_3O^+}$). Base: sustancia que en agua libera iones $\mathrm{OH^-}$. Solo vale para disoluciones acuosas.

Ácido y base de Brønsted-Lowry

Ácido: especie que cede un protón ($\mathrm{H^+}$). Base: especie que lo acepta. Toda reacción ácido-base es una transferencia de protón entre dos pares conjugados.

Par ácido-base conjugado

Dos especies que se diferencian en un solo protón, como $\mathrm{HClO/ClO^-}$ o $\mathrm{NH_4^+/NH_3}$.

Sustancia anfótera

La que puede actuar como ácido o como base según con quién reaccione: $\mathrm{H_2O}$, $\mathrm{HCO_3^-}$, $\mathrm{HPO_4^{2-}}$.

Producto iónico del agua (Kw)

$K_w = [\mathrm{H_3O^+}][\mathrm{OH^-}] = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C. Aumenta con la temperatura.

pH y pOH

$\mathrm{pH} = -\log[\mathrm{H_3O^+}]$; $\mathrm{pOH} = -\log[\mathrm{OH^-}]$; a 25 °C suman 14.

Ácido (o base) fuerte

El que está totalmente ionizado en agua (α = 1); se escribe con flecha simple y no tiene constante útil.

Ácido (o base) débil

El que se ioniza solo en parte; llega a un equilibrio caracterizado por Ka (o Kb).

Constante de acidez (Ka)

Constante del equilibrio $\mathrm{HA} + \mathrm{H_2O} \rightleftharpoons \mathrm{A^-} + \mathrm{H_3O^+}$: $K_a = [\mathrm{A^-}][\mathrm{H_3O^+}]/[\mathrm{HA}]$. Solo depende de la temperatura; mayor K_a, ácido más fuerte.

Constante de basicidad (Kb)

Constante del equilibrio $\mathrm{B} + \mathrm{H_2O} \rightleftharpoons \mathrm{BH^+} + \mathrm{OH^-}$: $K_b = [\mathrm{BH^+}][\mathrm{OH^-}]/[\mathrm{B}]$.

pKa

$\mathrm{p}K_a = -\log K_a$. Cuanto menor, más fuerte el ácido. Para un par conjugado, $\mathrm{p}K_a + \mathrm{p}K_b = 14$ a 25 °C.

Grado de disociación (α)

Fracción del ácido o la base que se ioniza: $\alpha = x/c_0$. Aumenta al diluir.

Aproximación de x despreciable

Tomar $c_0 - x \approx c_0$ cuando el ácido o la base están poco ionizados ($\alpha \leq 5$ %, es decir, $c_0/K_a \geq 400$). Hay que justificarla y comprobarla.

Indicador ácido-base

Ácido débil orgánico cuya forma ácida y cuya base conjugada tienen colores distintos; cambia de color en un intervalo de unas dos unidades de pH.

MODO PAU

Siete claves que valen puntos

Equilibrio con el agua

Empieza siempre escribiendo $\mathrm{HA} + \mathrm{H_2O} \rightleftharpoons \mathrm{A^-} + \mathrm{H_3O^+}$ con la doble flecha. En Canarias, un planteamiento mal **anula todo el problema**.

Fuerte o débil

Fuerte: flecha simple y $[\mathrm{H_3O^+}] = c$. Débil: equilibrio, tabla y K_a. Apréndete la lista de **ácidos y bases fuertes**.

Aproximación

Si desprecias x, **justifícalo** («K_a muy pequeña y disolución no muy diluida») y **comprueba** que $\alpha \leq 5$ %. Aragón resta 0,1 si no; Canarias y Murcia piden que lo digas.

Si no vale

Con $c_0/K_a < 400$, ecuación de segundo grado y **raíz positiva**. Con el pH o α como dato no aproximes nunca: $c_0 = x + x^2/K_a$.

Bases

Con una base calculas $[\mathrm{OH^-}]$: **pH = 14 − pOH**. Una base nunca da pH < 7.

Todo lo que piden

Si piden «concentraciones en el equilibrio», da **todas** ($[\mathrm{HA}]$, $[\mathrm{A^-}]$, $[\mathrm{H_3O^+}]$ y $[\mathrm{OH^-}]$): en La Rioja, solo el pH vale como mucho la mitad.

¿Tiene sentido?

α entre 0 y 1, $[\mathrm{HA}]_{eq} \leq c_0$, ácido con pH < 7. Un resultado absurdo sin comentar vale 0 en Galicia, la C. Valenciana, Canarias y Extremadura.

Cómo te lo pueden preguntar

- Calcular el pH, el grado de disociación, Ka o Kb de un ácido o una base débiles, o al revés, la concentración inicial o la masa necesarias para un pH dado: sale en 56 de las 68 convocatorias ordinarias y extraordinarias de 2025 y 2026, en 16 comunidades (todas menos Andalucía, donde en esas convocatorias solo cayó el pH de ácidos y bases fuertes; el débil salió en sus reservas de 2025 y 2026 y en el modelo 2027).
- pH de ácidos y bases fuertes, diluciones para igualar un pH y mezclas de ácido fuerte con base fuerte: sale en 32 de las 68 convocatorias, en 13 comunidades.
- Teoría de Brønsted-Lowry (escribir el equilibrio con el agua, pares conjugados, anfóteros, autoionización del agua): sale en 16 de las 68 convocatorias, en 8 comunidades (Asturias, Illes Balears, Canarias, Castilla-La Mancha, Galicia, La Rioja, Región de Murcia y País Vasco).
- El tema completo sale en 66 de las 68 convocatorias, en las 17 comunidades: es el que más cae de toda la Química de la PAU. Solo faltó en la extraordinaria de 2026 de Andalucía y de Cantabria.
- Cuestiones razonadas sin cálculo: qué ácido es más fuerte o qué disolución tiene menor pH comparando Ka o Kb, cómo cambian α y el pH al diluir, si una base conjugada es más fuerte que otra (Ka·Kb = Kw). Suelen ser apartados de 0,3-0,5 puntos dentro de los problemas anteriores.

No lo confundas

- **Ácido fuerte** con **ácido concentrado**: «fuerte» es que se ioniza del todo; «concentrado», que hay mucho soluto. Un HCl 10^{-4} mol/L es fuerte y diluido; un acético 4 mol/L, débil y concentrado.
- K_a con α: K_a solo depende de la temperatura; α depende también de la concentración y aumenta al diluir.
- **pH** con **pOH**: con una base calculas $[\mathrm{OH^-}]$ y su logaritmo da el pOH; el pH es $14 - \mathrm{pOH}$.
- $\mathrm{H_3O^+/H_2O}$ (par conjugado) con $\mathrm{H_3O^+/OH^-}$ (no lo es: se diferencian en dos protones).
- c_0 (concentración inicial, la que se prepara) con $[\mathrm{HA}]_{eq}$ (lo que queda sin ionizar): $[\mathrm{HA}]_{eq} = c_0 - x$, nunca mayor que c_0.
- **Neutro** con **pH 7**: neutro es $[\mathrm{H_3O^+}] = [\mathrm{OH^-}]$; solo a 25 °C coincide con pH 7.
- **Diluir un ácido** con **neutralizarlo**: diluir acerca el pH a 7 sin cruzarlo; neutralizar con una base puede llevarlo más allá de 7.
- **Ácido más fuerte** con **base conjugada más fuerte**: van al revés. El ácido más débil tiene la base conjugada más fuerte.

Ponte a prueba

PAU Galicia 2026 (ordinaria), Pregunta 4, apartado 4.1 (a elegir entre 4.1 y 4.2; 2,5 puntos). «Una disolución de un ácido débil HA de concentración 0,02 M tiene una constante de ionización $K_a = 3 \cdot 10^{-6}$: 4.1.1. Calcule las concentraciones en el equilibrio de todas las especies. (1 punto) 4.1.2. Determine el pH de dicha disolución y la constante K_b de su base conjugada. (1 punto) 4.1.3. Si tenemos un ácido HB con una $K_a = 10^{-10}$, y lo comparamos con el ácido anterior HA, discuta razonadamente si podríamos afirmar que $\mathrm{A^-}$ es una base conjugada más fuerte que $\mathrm{B^-}$. (0,5 puntos)» Dato del examen: $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$.

Solución: 4.1.1 $\mathrm{HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+}$; equilibrio $0{,}02 - x$, x, x; $K_a = \dfrac{x^2}{0{,}02 - x} = 3 \cdot 10^{-6}$. Como $c_0/K_a \approx 6\,700 > 400$, $0{,}02 - x \approx 0{,}02$: $x = \sqrt{6 \cdot 10^{-8}} = 2{,}45 \cdot 10^{-4}$ mol/L ($\alpha = 1{,}2\ \% < 5\ \%$, válida; con la ecuación completa, $2{,}43 \cdot 10^{-4}$). $[\mathrm{A^-}] = [\mathrm{H_3O^+}] = 2{,}45 \cdot 10^{-4}$ mol/L; $[\mathrm{HA}] = 0{,}02 - 2{,}45 \cdot 10^{-4} = 0{,}0198$ mol/L (los criterios oficiales escriben 0,019 M, truncado); $[\mathrm{OH^-}] = K_w/[\mathrm{H_3O^+}] = 4{,}1 \cdot 10^{-11}$ mol/L. **4.1.2** $\mathrm{pH} = -\log(2{,}45 \cdot 10^{-4}) = 3{,}61$ (oficial: 3,6). $K_b(\mathrm{A^-}) = K_w/K_a = 1{,}0 \cdot 10^{-14}/3 \cdot 10^{-6} = 3{,}3 \cdot 10^{-9}$. **4.1.3 Falso**: HB ($K_a = 10^{-10}$) es un ácido más débil que HA, y cuanto más débil es un ácido más fuerte es su base conjugada; por tanto $\mathrm{B^-}$ es una base más fuerte que $\mathrm{A^-}$ ($K_b(\mathrm{B^-}) = 10^{-4} > 3{,}3 \cdot 10^{-9}$).

PAU Región de Murcia 2026 (extraordinaria, julio), Bloque 3, cuestión 3B (a elegir entre 3A y 3B; 2 puntos). «I) Calcule el grado de disociación del ácido fluorhídrico en una disolución preparada al diluir 10 mL de una disolución 0,22 M en HF hasta un volumen final de 100 mL. Dato: $K_a(\mathrm{HF}) = 6{,}8 \cdot 10^{-4}$ (1,5 puntos) II) Se dispone de una disolución de $\mathrm{NH_3}$ y otra de piridina ($\mathrm{C_5H_5N}$), ambas de concentración 0,1 M. Explique razonadamente cual presentará un valor menor de pH, sabiendo que $K_b(\mathrm{NH_3}) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$ y $K_b(\mathrm{C_5H_5N}) = 1{,}7 \cdot 10^{-9}$. No es necesario hacer cálculos (0,5 puntos)»

Solución: I) Dilución: $c = \dfrac{0{,}22 \cdot 10}{100} = 0{,}022$ mol/L. $\mathrm{HF} + \mathrm{H_2O} \rightleftharpoons \mathrm{F^-} + \mathrm{H_3O^+}$; equilibrio $c(1-\alpha)$, $c\alpha$, $c\alpha$; $K_a = \dfrac{c\alpha^2}{1-\alpha}$ → $0{,}022\,\alpha^2 + 6{,}8 \cdot 10^{-4}\alpha - 6{,}8 \cdot 10^{-4} = 0$. Aquí **la aproximación no es buena**: $c/K_a = 32 < 400$ (con la aproximación saldría $\alpha = \sqrt{6{,}8 \cdot 10^{-4}/0{,}022} = 0{,}176$, más del 5 % y un 9 % por encima del valor real). Raíz positiva: $\alpha = 0{,}161$ **(16,1 %)**, como la solución oficial, que resuelve la ecuación de segundo grado. (Los Consejos de Murcia para 2026 dicen que «se admitirá siempre la simplificación (x << c, α<<1), debiéndose indicar si se utiliza», pero aquí da un 9 % de error: resuelve la ecuación completa.) **II)** $\mathrm{NH_3 + \ H_2O \rightleftharpoons {NH_4}^+ + \ OH^-}$ y $\mathrm{C_5H_5N + \ H_2O \rightleftharpoons C_5H_5NH^+ + \ OH^-}$. A igual concentración, la piridina tiene K_b mucho menor (es una base más débil): produce menos $\mathrm{OH^-}$, su pOH es mayor y su **pH es menor**.

PAU País Vasco 2025 (extraordinaria), Bloque C, ejercicio C1 (a elegir entre C1 y C2; 2,5 puntos). «El ácido acetil salicílico (aspirina) y el ibuprofeno son dos ácidos monopróticos débiles ($K_a = 3{,}24 \cdot 10^{-4}$ y $K_a = 3{,}55 \cdot 10^{-5}$, respectivamente) de fórmula molecular $\mathrm{C_9H_8O_4}$ y $\mathrm{C_{13}H_{18}O_2}$, que se emplean como analgésicos. a) Calcular el pH de la disolución si se disuelven 980 mg de aspirina en 25 mL de agua. (1,00) b) Calcular la masa de ibuprofeno que se necesita disolver en el mismo volumen para preparar una disolución con el mismo pH. (1,00) c) Calcular el grado de disociación porcentual de cada ácido en esas condiciones. (0,50)» Datos generales del examen: masas atómicas H (1,0), C (12,0), O (16,0).

Solución: a) $M(\mathrm{C_9H_8O_4}) = 180$ g/mol; $c_0 = \dfrac{0{,}980/180}{0{,}025} = 0{,}218$ mol/L.

$\mathrm{HA} + \mathrm{H_2O} \rightleftharpoons \mathrm{A^-} + \mathrm{H_3O^+}$, $K_a = \dfrac{x^2}{0{,}218 - x}$. Con $c_0/K_a = 670 > 400$ se puede despreciar x: $x = \sqrt{3{,}24 \cdot 10^{-4} \cdot 0{,}218} = 8{,}4 \cdot 10^{-3}$ mol/L y **pH = 2,08**. **Errata del solucionario oficial**: escribe «-log[8,4·10-3] = 2,10»; el logaritmo de $8{,}4 \cdot 10^{-3}$ da 2,08 (con la ecuación completa también sale 2,08). **b)** Mismo pH → misma $x = 8{,}4 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Ahora x es dato: $c_0 = x + \dfrac{x^2}{K_a} = 8{,}4 \cdot 10^{-3} + \dfrac{(8{,}4 \cdot 10^{-3})^2}{3{,}55 \cdot 10^{-5}} = 2{,}0$ mol/L; en 25 mL, $n = 0{,}050$ mol y, con $M(\mathrm{C_{13}H_{18}O_2}) = 206$ g/mol, **m = 10,3 g** de ibuprofeno (como el oficial, aunque en una línea intermedia escribe 0,005 mol en vez de 0,05, y antes «x = [H3O+] = 3,9·10-3 M» aunque luego calcula con $8{,}4 \cdot 10^{-3}$: otras dos erratas). **c)** Aspirina: $\alpha = 8{,}4 \cdot 10^{-3}/0{,}218 = 3{,}9$ % (el oficial, con 0,22 M, da 3,82 %); ibuprofeno: $\alpha = 8{,}4 \cdot 10^{-3}/2{,}0 = 0{,}42$ %. El ibuprofeno, más débil, necesita casi diez veces más concentración para dar el mismo pH.

Fuentes

1. Real Decreto 243/2022, de 5 de abril, por el que se establecen la ordenación y las enseñanzas mínimas del Bachillerato (Química, saberes básicos B.4 «Reacciones ácido-base»)

2. PAU Aragón 2026, ordinaria: examen y criterios específicos de corrección
3. PAU Aragón 2025, ordinaria: examen y criterios (justificación de la aproximación, −0,1)
4. PAU Aragón 2026, extraordinaria: examen y criterios ($HClO_3$ como ácido fuerte; justificación con Kb)
5. PAU Comunidad de Madrid 2026, coincidente de la ordinaria: examen y soluciones (ácidos y bases de Lewis, 2B c)
6. Canarias: Acta de la 2.ª reunión de coordinación de Química para la PAU 2025 (28-3-2025) · curso 2024-25
7. Govern de les Illes Balears: Decret 43/2025, currículum del Batxillerat (Química, sabers bàsics «Reaccions àcid-base»)
8. PAU Canarias 2026, ordinaria: examen
9. PAU Canarias 2026, ordinaria: criterios específicos de corrección
10. PAU Canarias 2026, ordinaria: soluciones
11. Canarias: Acta de la 2.ª reunión de coordinación de Química para la PAU (20-3-2026) · curso 2025-26
12. Canarias: Acta de la 1.ª reunión de coordinación de Química para la PAU 2027 (30-9-2026)
13. PAU Comunidad de Madrid 2026, ordinaria: examen, criterios y soluciones
14. PAU Galicia 2026, ordinaria: examen
15. PAU Galicia 2026, ordinaria: criterios de avaliación (en gallego)
16. PAU Región de Murcia 2026, extraordinaria: examen y soluciones
17. Universidad de Murcia: Consejos para el examen de Química (PAU 2026)
18. Universidad de Murcia: Orientación sobre los contenidos del examen de Química (PAU 2027)
19. PAU País Vasco 2025, extraordinaria: examen
20. PAU País Vasco 2025, extraordinaria: solucionario
21. PAU Andalucía, modelo 2027 (orientaciones de Química 2026-27 con modelo de examen)
22. PAU Canarias 2025, extraordinaria: examen y soluciones (ácido glicólico)
23. PAU Navarra 2025, ordinaria: examen
24. PAU Asturias 2025, ordinaria: examen y criterios
25. PAU Illes Balears 2026, ordinaria: examen (en catalán; tabla de indicadores)
26. PAU Cataluña 2026, extraordinaria: criterios de corrección (en catalán)
27. Comunitat Valenciana: Matizaciones de la Comisión de Química sobre el programa (PAU 2024-25)
28. Universidad de Oviedo: Información sobre la PAU 2025/2026. Química (ficha de la materia)
29. IUPAC, Compendium of Chemical Terminology (Gold Book): «Brønsted acid», «Brønsted base», «acidity constant», «pH»
30. R. H. Petrucci, F. G. Herring, J. D. Madura y C. Bissonnette, Química general, 11.ª ed., Pearson, 2017, capítulo «Ácidos y bases» (aproximación de x despreciable y su comprobación)
31. PAU La Rioja, modelo 2026: examen y solucionario

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).

Apuntes de Farmeando PAU · farmeandopau.com · Revisados frente a fuentes. Última revisión: 1 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.