Equilibrios de solubilidad

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

Una sal poco soluble y sus iones forman un **equilibrio heterogéneo**; su constante, el **producto de solubilidad** K_s, solo lleva los iones y solo depende de la temperatura. Lo que cae: pasar de K_s a la **solubilidad** s (y a g/L) según la estequiometría, decidir si **precipita** comparando Q con K_s tras diluir, el **ion común** (baja s, no K_s), el **pH** de un hidróxido y cómo disolver precipitados. Sale en **33 de las 68 convocatorias** de 2025 y 2026, en **14 comunidades**; en Andalucía, La Rioja y el País Vasco, en las cuatro.

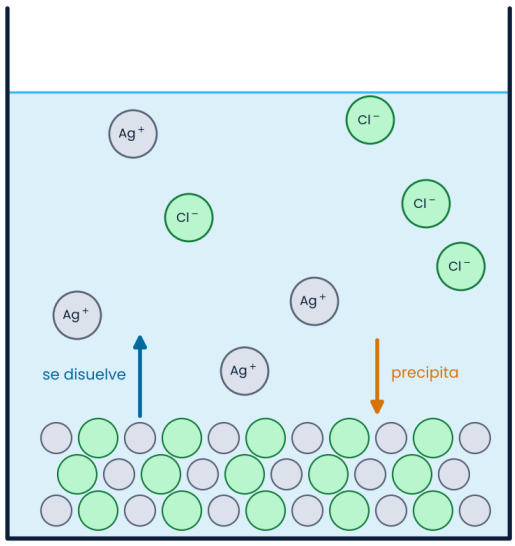
1 Solubilidad y disolución saturada: un equilibrio heterogéneo

Hasta ahora los equilibrios eran entre gases o entre especies disueltas. Aquí tienes un **sólido iónico poco soluble en contacto con su disolución saturada**: el sólido y sus iones disueltos están en equilibrio. Es un equilibrio **heterogéneo** (dos fases) y un caso particular del equilibrio químico del Tema 11. El RD 243/2022 lo recoge como «producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos».

- **Solubilidad (s)**: la máxima cantidad de una sustancia que se disuelve en una cantidad dada de disolución a una temperatura. En este tema se da casi siempre en **mol de sal disuelta por litro de disolución saturada (mol/L)**; también en g/L o mg/L: $s\,(\mathrm{g/L}) = s\,(\mathrm{mol/L}) \cdot M$.
- **Disolución saturada**: contiene la máxima cantidad disuelta; si añades más sólido, se queda en el fondo sin disolverse. **No saturada**: aún admite más soluto. **Sobresaturada**: contiene más soluto disuelto del que permite el equilibrio; es inestable y el exceso acaba precipitando.
- El equilibrio es **dinámico**: los iones siguen pasando del cristal a la disolución y de la disolución al cristal, pero a la misma velocidad, así que las concentraciones ya no cambian.
- Lo poco que se disuelve de una sal iónica está **totalmente disociado** en iones. Por eso el equilibrio se escribe entre el sólido y los iones: $\mathrm{AgCl(s)} \rightleftharpoons \mathrm{Ag^+(aq)} + \mathrm{Cl^-(aq)}$. Si se disuelven s mol/L de AgCl, en la disolución hay $[\mathrm{Ag^+}] = [\mathrm{Cl^-}] = s$.
- Ejemplo de conversión: la solubilidad del AgCl a 25 °C es $s = 1{,}33 \cdot 10^{-5}$ mol/L. Con $M(\mathrm{AgCl}) = 143{,}32$ g/mol, $s = 1{,}33 \cdot 10^{-5} \cdot 143{,}32 = 1{,}9 \cdot 10^{-3}$ g/L: menos de **2 mg por litro**.
- «Poco soluble» no es «insoluble»: en el examen, una sal es «poco soluble» cuando te dan su K_s. Las sales de $\mathrm{Na^+}$, $\mathrm{K^+}$, $\mathrm{NH_4^+}$ y los nitratos se tratan como **muy solubles** y totalmente disociados: son las que aportan los iones en los problemas de mezclas y de ion común.

Escribe el equilibrio con estados y doble flecha

Es lo primero que se puntúa. **Madrid** lo pide en el enunciado («detallando el estado de cada especie», pregunta de solubilidad del modelo 2027) y **Aragón** da 0,2 puntos solo por el equilibrio y 0,1 por formular bien el hidróxido (2026, extraordinaria, 4B). **Canarias** avisa de que no te lo dará: «Solamente se dará la ecuación ajustada en los problemas de equilibrio. No se proporcionará en el caso de equilibrios de solubilidad» (acta de 20-03-2026, curso 2025-26).



AgCl(s): el sólido en exceso

Equilibrio heterogéneo (dinámico)

$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$

$K_s = [Ag^+][Cl^-] = s \cdot s = s^2$

El sólido no aparece en K_s: su «concentración» no cambia por mucho sólido que haya

Saturada: velocidad de disolución = velocidad de precipitación

s = mol de sal disueltos por litro

Disolución saturada de AgCl. El sólido en el fondo y sus iones disueltos están en equilibrio dinámico: se disuelve tanto como precipita. En K_s solo entran los iones.

2 El producto de solubilidad, Ks

Para una sal poco soluble $\mathrm{A}_x\mathrm{B}_y$, el equilibrio de solubilidad es $\mathrm{A}_x\mathrm{B}_y\,(\mathrm{s}) \rightleftharpoons \mathrm{x}\,\mathrm{A}^{y+}\,(\mathrm{aq}) + \mathrm{y}\,\mathrm{B}^{x-}\,(\mathrm{aq})$ y su constante, el **producto de solubilidad**, es el producto de las concentraciones de los iones en la disolución saturada elevadas a sus coeficientes:

$$K_s = [\mathrm{A}^{y+}]^x\,[\mathrm{B}^{x-}]^y$$

- **El sólido no aparece en K_s**: un sólido puro tiene actividad 1, así que su «concentración» no cambia por mucho sólido que haya. Da igual que en el fondo haya 1 mg o 100 g de sólido.
- **K_s solo depende de la temperatura.** No cambia al añadir sólido, ni al añadir un ion común, ni al cambiar el pH: lo que cambia en esos casos es la solubilidad s.
- Se escribe **sin unidades**. Asturias lo hace explícito: escribe $K_{sol} = [\mathrm{Ca}^{2+}][\mathrm{OH}^-]^2/(c^\circ)^3$, con $c^\circ = 1$ mol/L, y trata K_{sol}, K_a y K_b como adimensionales.
- Recibe varios nombres según la comunidad: K_s (Andalucía, Madrid, Galicia…), K_{ps} (Aragón, Comunitat Valenciana, Extremadura, La Rioja…) o K_{sol} (Asturias). Es la misma constante.
- Los valores son muy pequeños (en la tabla de abajo, de 10^{-6} a 10^{-33}): **a menor K_s, menos soluble**, pero **solo si comparas sales del mismo tipo** (las dos AB, o las dos AB_2). Con estequiometrías distintas hay que calcular s: lo ves en la sección siguiente.

Sal	Ks (25 °C)	Tipo	s (mol/L)
AgCl	$1{,}77 \cdot 10^{-10}$	AB	$1{,}33 \cdot 10^{-5}$
AgBr	$5{,}35 \cdot 10^{-13}$	AB	$7{,}31 \cdot 10^{-7}$
AgI	$8{,}52 \cdot 10^{-17}$	AB	$9{,}23 \cdot 10^{-9}$
$BaSO_4$	$1{,}08 \cdot 10^{-10}$	AB	$1{,}04 \cdot 10^{-5}$
$CaCO_3$ (calcita)	$3{,}36 \cdot 10^{-9}$	AB	$5{,}80 \cdot 10^{-5}$
CaF_2	$3{,}45 \cdot 10^{-11}$	AB_2	$2{,}05 \cdot 10^{-4}$
$Mg(OH)_2$	$5{,}61 \cdot 10^{-12}$	AB_2	$1{,}12 \cdot 10^{-4}$
$Ca(OH)_2$	$5{,}02 \cdot 10^{-6}$	AB_2	$1{,}08 \cdot 10^{-2}$
PbI_2	$9{,}8 \cdot 10^{-9}$	AB_2	$1{,}35 \cdot 10^{-3}$

Sal	Ks (25 ºC)	Tipo	s (mol/L)
Ag_2CrO_4	$1{,}12 \cdot 10^{-12}$	A_2B	$6{,}54 \cdot 10^{-5}$
Ag_3PO_4	$8{,}89 \cdot 10^{-17}$	A_3B	$4{,}26 \cdot 10^{-5}$
$Ca_3(PO_4)_2$	$2{,}07 \cdot 10^{-33}$	A_3B_2	$1{,}14 \cdot 10^{-7}$

K_s a 25 °C del *CRC Handbook of Chemistry and Physics* (tabla «Solubility Product Constants»). Los hemos contrastado con las energías de Gibbs de formación de las tablas NBS (1982), $K_s = e^{-\Delta G^\circ/RT}$: coinciden en nueve sales (el $Ca(OH)_2$, con un 7 % de diferencia); en el PbI_2, el $CaCO_3$ y el CaF_2 las fuentes no coinciden (con NBS saldrían $8{,}5 \cdot 10^{-9}$, $5{,}0 \cdot 10^{-9}$ y $1{,}5 \cdot 10^{-10}$), algo frecuente en sales tan poco solubles: por eso cada examen trae su K_s (Aragón 2026 usa $2{,}7 \cdot 10^{-11}$ para el CaF_2). Las s las hemos calculado con la relación de cada tipo (sección siguiente); no tienen en cuenta otros equilibrios (como la hidrólisis del CO_3^{2-} o del PO_4^{3-}), así que la solubilidad real de esas sales es algo mayor. **En el examen usa siempre el K_s que te den**, aunque no coincida con esta tabla.

ESCRIBIR KS DE UNA SAL A_3B_2

Escribe el equilibrio de solubilidad del fosfato de calcio y la expresión de su producto de solubilidad en función de la solubilidad s.

Respuesta modelo

$Ca_3(PO_4)_2\,(s) \rightleftharpoons 3\,Ca^{2+}\,(aq) + 2\,PO_4^{3-}\,(aq)$. Por cada mol que se disuelve pasan 3 mol de Ca^{2+} y 2 mol de PO_4^{3-}: $[Ca^{2+}] = 3s$ y $[PO_4^{3-}] = 2s$. Por tanto, $K_s = [Ca^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2 = (3s)^3(2s)^2 = 27s^3 \cdot 4s^2 = 108\,s^5$.

Por qué puntúa. Los coeficientes hacen dos cosas: multiplican la s y son exponentes. Es el error más frecuente: escribir $(3s)(2s)$ o $3s^3 \cdot 2s^2$.

3 De Ks a s y de s a Ks

Es el cálculo que más cae. Escribes el equilibrio, pones las concentraciones de los iones en función de s con los coeficientes, sustituyes en K_s y despejas. La relación depende solo de la **estequiometría** de la sal.

Escribe el equilibrio con estados: $Mg(OH)_2\,(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq)$.

↓

Pon debajo de cada ion su concentración en la disolución saturada: $[Mg^{2+}] = s$, $[OH^-] = 2s$.

↓

Escribe K_s en general y luego en función de s: $K_s = [Mg^{2+}][OH^-]^2 = s\,(2s)^2 = 4s^3$.

↓

Despeja y calcula s en mol/L; si te la piden en g/L o mg/L, multiplica por la masa molar (y por 1000 para mg).

↓

Si te piden la masa disuelta en un volumen: $m = s \cdot V \cdot M$. Si te piden un ion: $[OH^-] = 2s$, no s.

Tipo	Ejemplos	Ks en función de s	s
AB	AgCl, $BaSO_4$, $CaCO_3$	$K_s = s \cdot s = s^2$	$s = \sqrt{K_s}$
AB_2 o A_2B	$Mg(OH)_2$, PbI_2, Ag_2CrO_4	$K_s = s\,(2s)^2 = 4s^3$	$s = \sqrt[3]{K_s/4}$
AB_3 o A_3B	$Fe(OH)_3$, Ag_3PO_4	$K_s = s\,(3s)^3 = 27s^4$	$s = \sqrt[4]{K_s/27}$
A_3B_2	$Ca_3(PO_4)_2$	$K_s = (3s)^3(2s)^2 = 108s^5$	$s = \sqrt[5]{K_s/108}$

En general, para A_xB_y: $K_s = x^x\,y^y\,s^{x+y}$. Las raíces se hacen con la tecla $\sqrt[x]{}$ o elevando a $1/3$, $1/4$…

DE KS A S (TIPO AB_2)

Calcula la solubilidad del hidróxido de magnesio a 25 °C en mol/L y en g/L. Dato: $K_s = 5{,}61 \cdot 10^{-12}$; $M(\mathrm{Mg(OH)_2}) = 58{,}32$ g/mol.

Respuesta modelo

$\mathrm{Mg(OH)_2\,(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq)}$, con $[\mathrm{Mg^{2+}}] = s$ y $[\mathrm{OH^-}] = 2s$. $K_s = s(2s)^2 = 4s^3 = 5{,}61 \cdot 10^{-12}$, de donde $s = \sqrt[3]{1{,}40 \cdot 10^{-12}} = 1{,}12 \cdot 10^{-4}$ mol/L. En masa: $1{,}12 \cdot 10^{-4} \cdot 58{,}32 = 6{,}53 \cdot 10^{-3}$ g/L.

Por qué puntúa. Comprueba el orden de magnitud: con $K_s \approx 10^{-12}$ y tipo AB_2, s sale cerca de 10^{-4}, no de 10^{-6} (eso sería tratarla como AB).

DE S A KS (TIPO AB)

En un litro de agua a 25 °C se disuelven como máximo 2,4 mg de sulfato de bario. Calcula su K_s. Dato: $M(\mathrm{BaSO_4}) = 233{,}39$ g/mol.

Respuesta modelo

$s = \dfrac{2{,}4 \cdot 10^{-3}\ \mathrm{g/L}}{233{,}39\ \mathrm{g/mol}} = 1{,}03 \cdot 10^{-5}$ mol/L. Con $\mathrm{BaSO_4\,(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}\,(aq) + SO_4^{2-}\,(aq)}$, $K_s = s^2 = (1{,}03 \cdot 10^{-5})^2 = 1{,}06 \cdot 10^{-10}$, muy cerca del valor de la tabla ($1{,}08 \cdot 10^{-10}$).

Por qué puntúa. Si el dato viene en mg y en un volumen distinto de 1 L, pasa primero a g, luego a mol y divide entre el volumen en litros: s siempre en mol/L antes de sustituir en K_s.

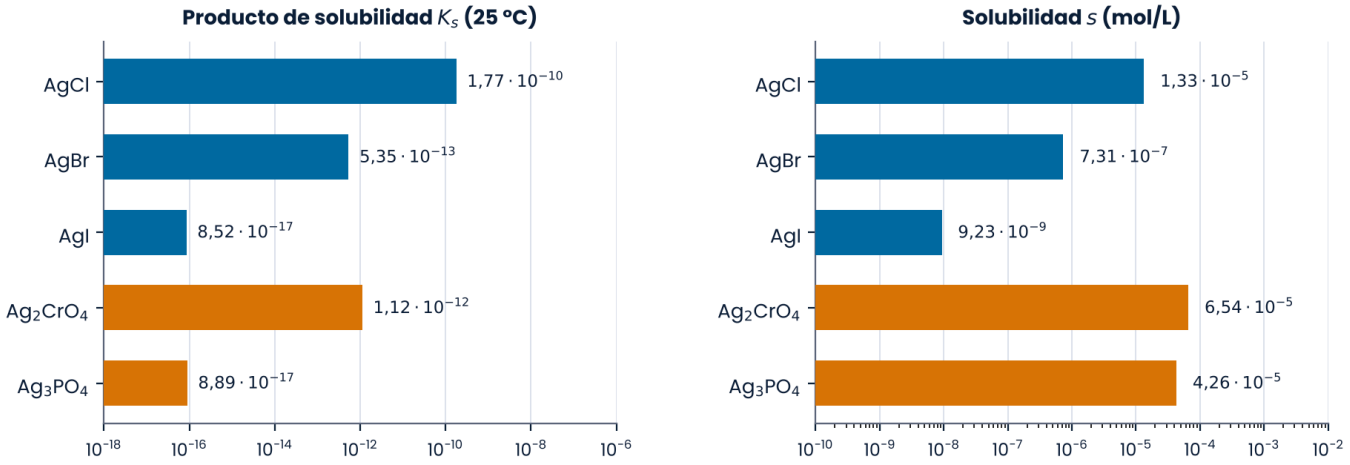
COMPARAR SOLUBILIDADES CON ESTEQUIOMETRÍAS DISTINTAS

El AgCl ($K_s = 1{,}77 \cdot 10^{-10}$) tiene un K_s mayor que el $\mathrm{Ag_2CrO_4}$ ($K_s = 1{,}12 \cdot 10^{-12}$). ¿Es el AgCl más soluble?

Respuesta modelo

No se puede decidir comparando K_s, porque las sales no son del mismo tipo. Hay que calcular s. AgCl (AB): $s = \sqrt{1{,}77 \cdot 10^{-10}} = 1{,}33 \cdot 10^{-5}$ mol/L. $\mathrm{Ag_2CrO_4}$ (A_2B): $s = \sqrt[3]{1{,}12 \cdot 10^{-12}/4} = 6{,}54 \cdot 10^{-5}$ mol/L. **Es falso: el $\mathrm{Ag_2CrO_4}$ es unas cinco veces más soluble**, aunque su K_s sea más de cien veces menor.

Por qué puntúa. Es la trampa de Cantabria 2025 (extraordinaria, AgCl frente a $\mathrm{Ag_3PO_4}$), del País Vasco 2025 y 2026 y de Aragón 2026 ($\mathrm{CaF_2}$ frente a $\mathrm{FeCO_3}$). Escribe la frase «como las sales no tienen la misma estequiometría, comparo sus solubilidades, no sus K_s».



Ag_3PO_4 y AgI tienen casi el mismo K_s, pero el Ag_3PO_4 es unas 4600 veces más soluble: con estequiometrías distintas se comparan las s.

Comparar s, no K_s. Cinco sales de plata (Ks del CRC). Entre las de tipo AB (azul), el orden de K_s y el de s coinciden; el $\mathrm{Ag_2CrO_4}$ y el $\mathrm{Ag_3PO_4}$ (naranja) tienen K_s pequeños pero son más solubles que el AgCl.

4 ¿Precipita o no? El cociente Q frente a Ks

Para saber si se formará un precipitado se calcula el **producto iónico** Q (el cociente de reacción del Tema 11): la misma expresión que K_s, pero con las concentraciones que hay **en ese momento**, no las de equilibrio. Después se

compara con K_s.

- $Q < K_s$: la disolución **no está saturada**; no precipita (y si hubiera sólido, se disolvería más).
- $Q = K_s$: la disolución está **justo saturada**, en equilibrio.
- $Q > K_s$: la disolución está **sobresaturada**; **precipita** sólido hasta que Q baja a K_s.
- **Concentración mínima para que empiece a precipitar**: es la que hace $Q = K_s$. Por ejemplo, con $[Cl^-] = 0{,}10$ mol/L, el AgCl empieza a precipitar cuando $[Ag^+] = K_s/[Cl^-] = 1{,}77 \cdot 10^{-10}/0{,}10 = 1{,}77 \cdot 10^{-9}$ mol/L.

Escribe el equilibrio de la sal que podría precipitar y su K_s.

↓

Calcula los moles de cada ion que aporta cada disolución (las sales solubles están totalmente disociadas).

↓

Suma los volúmenes (se suponen aditivos) y calcula las concentraciones **después de mezclar**: usar las de partida es el error que más puntos quita.

↓

Calcula Q con los mismos exponentes que K_s.

↓

Compara Q con K_s y **concluye con una frase**: «como $Q > K_s$, se forma precipitado de…».

MEZCLA EN LA QUE PRECIPITA

Se mezclan 50,0 mL de $AgNO_3$ $2{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/L con 50,0 mL de NaCl $2{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/L. ¿Precipita AgCl? ($K_s = 1{,}77 \cdot 10^{-10}$)

Respuesta modelo

Volumen total: 100,0 mL. Cada ion se diluye a la mitad: $[Ag^+] = [Cl^-] = \dfrac{2{,}0 \cdot 10^{-4} \cdot 0{,}0500}{0{,}1000} = 1{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/L. $Q = [Ag^+][Cl^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-8} > K_s$: **sí precipita AgCl**.

Por qué puntúa. Es el punto C de la figura de abajo.

MEZCLA EN LA QUE NO PRECIPITA

Lo mismo, pero con las dos disoluciones de concentración $1{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol/L.

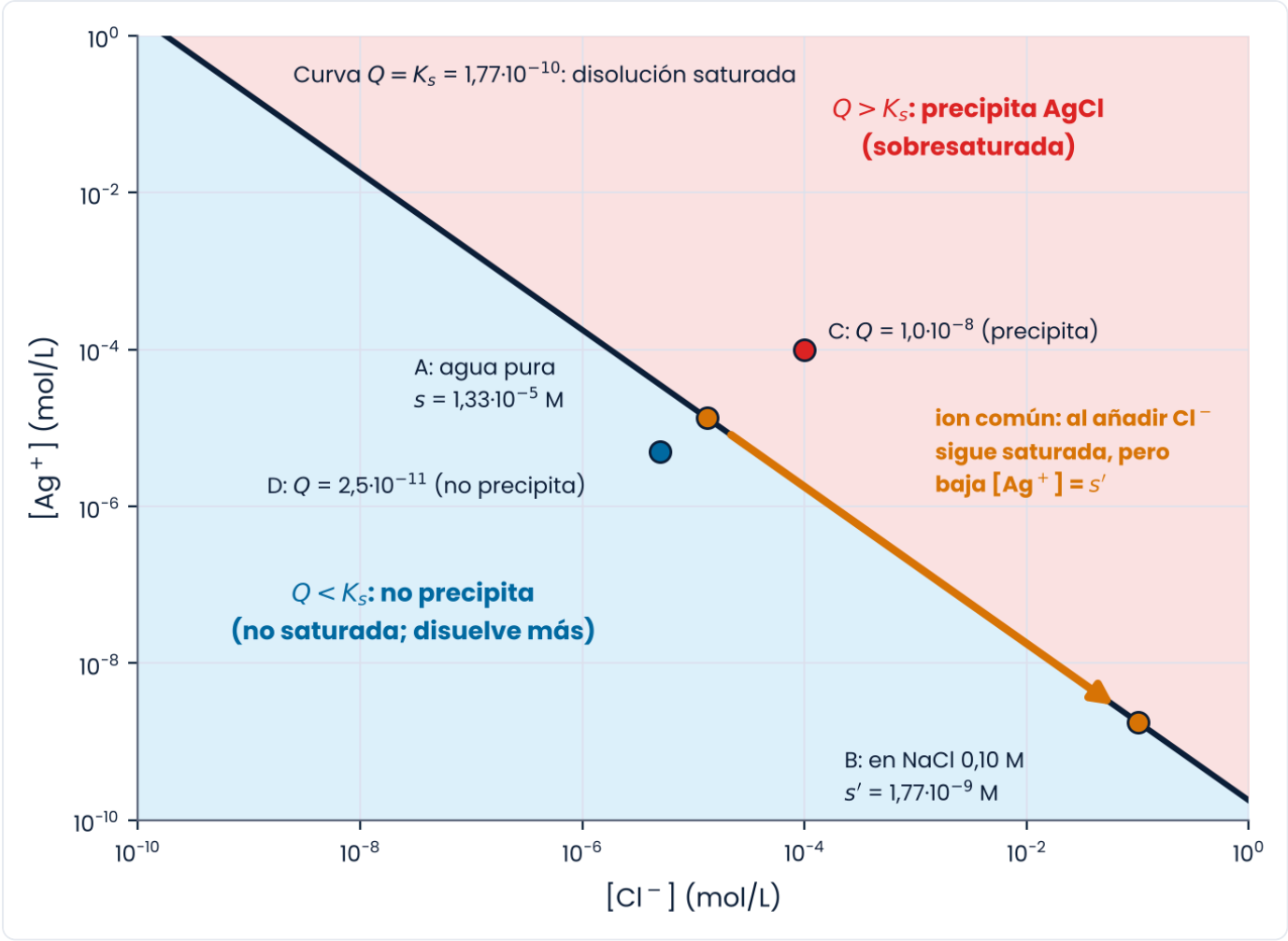
Respuesta modelo

Tras mezclar, $[Ag^+] = [Cl^-] = 5{,}0 \cdot 10^{-6}$ mol/L y $Q = 2{,}5 \cdot 10^{-11} < K_s = 1{,}77 \cdot 10^{-10}$: **no precipita**; la disolución no está saturada.

Por qué puntúa. Fíjate en que Q baja con el cuadrado de la dilución: diluir a la mitad divide Q entre 4 en una sal AB.

Lo que dicen los documentos oficiales de la precipitación al mezclar

Cataluña, Orientacions PAU-2027: «No s'inclou la predicció de la formació d'un precipitat en barrejar dues solucions iòniques a partir de la comparació entre Qps i Kps» (traducido del catalán: no se incluye predecir si se forma precipitado al mezclar dos disoluciones iónicas comparando Q y K_s). **Asturias**: el acta del 13-11-2025 dejó fuera estas cuestiones para «la prueba del curso 25/26» (2025-26; pendiente de confirmar para 2027: no dice nada aún de 2026-27). **Extremadura** lo añade expresamente (Decreto 109/2022, B.3.4): «las condiciones en las que se producirá la precipitación».



Q frente a Ks para el AgCl. La recta es $[\mathrm{Ag^+}][\mathrm{Cl^-}] = K_s$ (en ejes logarítmicos). Por encima, $Q > K_s$ y precipita; por debajo, no. A es la disolución saturada en agua pura; B, la saturada en NaCl 0,10 M (ion común); C y D, las dos mezclas de los ejemplos.

5 Efecto del ion común

Si la disolución ya contiene uno de los iones de la sal (porque añades una sal soluble que lo lleva), la sal poco soluble **se disuelve menos**. Es el principio de Le Châtelier aplicado al equilibrio de solubilidad.

- Razonamiento que puntúa: escribe **las dos reacciones**, la disociación total de la sal soluble ($\mathrm{NaCl(s) \longrightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)}$) y el equilibrio de la poco soluble ($\mathrm{AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)}$). Al aumentar $[\mathrm{Cl^-}]$, el equilibrio **se desplaza hacia la izquierda** (hacia el sólido) y **la solubilidad disminuye**.
- K_s **no cambia** (la temperatura es la misma); cambia s. Galicia lo preguntó tal cual en 2026 (ordinaria, 2.4) y Aragón como verdadero o falso (2026, ordinaria, 5A a): «Si se añade K2CO3 a una disolución saturada de FeCO3 el producto de solubilidad de este último disminuye» es **falso**.
- Cálculo: llama s' a la nueva solubilidad. Para el AgCl en NaCl 0,10 mol/L, $[\mathrm{Ag^+}] = s'$ y $[\mathrm{Cl^-}] = 0{,}10 + s' \approx 0{,}10$, porque s' es muchísimo menor que 0,10. Entonces $K_s = s' \cdot 0{,}10$ y $s' = 1{,}77 \cdot 10^{-10}/0{,}10 = 1{,}77 \cdot 10^{-9}$ mol/L, **unas 7500 veces menos** que en agua pura ($1{,}33 \cdot 10^{-5}$ mol/L).
- **Justifica la aproximación** y compruébala al final: $s' = 1{,}77 \cdot 10^{-9}$ es despreciable frente a 0,10 (menos del 5 %). Si no lo fuera, resuelve la ecuación completa.
- Ojo con los coeficientes: en una sal $\mathrm{AB_2}$ con ion común B, $K_s = s'\,(c + 2s')^2 \approx s'\,c^2$; con ion común A, $K_s = (c + s')(2s')^2 \approx 4c\,s'^2$. Ejemplo: $\mathrm{Mg(OH)_2}$ en NaOH 0,010 mol/L: $s' = 5{,}61 \cdot 10^{-12}/(0{,}010)^2 = 5{,}6 \cdot 10^{-8}$ mol/L.

ION COMÚN EN UNA CUESTIÓN RAZONADA

¿Cómo cambia la solubilidad del CaF_2 si se disuelve en una disolución de $Ca(NO_3)_2$? ¿Y su K_s?

Respuesta modelo

El $Ca(NO_3)_2\,(s)$ es soluble y se disocia totalmente: $Ca(NO_3)_2\,(s) \longrightarrow Ca^{2+}\,(aq) + 2\,NO_3{}^-\,(aq)$. Aporta Ca^{2+}, ion común con el equilibrio $CaF_2\,(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}\,(aq) + 2\,F^-\,(aq)$. Al aumentar $[Ca^{2+}]$, por el principio de Le Châtelier el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y precipita CaF_2: **la solubilidad disminuye**. K_s **no cambia**, porque solo depende de la temperatura.

Por qué puntúa. Las tres ideas (ion común, desplazamiento a la izquierda, s disminuye) valían 0,25 puntos cada una en Extremadura 2025 (ordinaria, 3.2 b).

Dónde el ion común es solo cualitativo

Comunitat Valenciana (Matizaciones): «El efecto del ion común se tratará a nivel cualitativo como un factor que afecta a la solubilidad». **Canarias** (acta del 20-03-2026; 2025-26; pendiente de confirmar para 2027: el acta de septiembre de 2026 no lo repite ni lo anula): «No pedirán cálculos basados en el efecto del ion común, solo de forma cualitativa». **Asturias** (ficha 2025/2026, B.10): «Predice, de forma cualitativa, cómo se altera la solubilidad de una sal sólida por el efecto del ion común». **Murcia** (Orientación PAU 2027): «No serán objeto de examen problemas numéricos relacionados con el efecto del ion común en la solubilidad. Sí podrán hacerse preguntas cualitativas». En el resto de comunidades ningún documento lo limita, y ha caído con cálculo en Castilla-La Mancha y La Rioja (2026).

6 Cómo disolver un precipitado: pH, complejos y otros factores

Para disolver más de una sal poco soluble hay que **retirar uno de sus iones** de la disolución: así $Q < K_s$ y el equilibrio se desplaza hacia la derecha (Le Châtelier). Hay tres formas de hacerlo, y además conviene saber qué no cambia nada.

- **Con un ácido, si el anión es básico.** Los hidróxidos (OH^-), carbonatos ($CO_3{}^{2-}$), sulfuros (S^{2-}), fluoruros (F^-) y fosfatos ($PO_4{}^{3-}$) son más solubles en medio ácido: $H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2\,H_2O$; $CO_3{}^{2-} + 2\,H_3O^+ \longrightarrow CO_2\,(g) + 3\,H_2O$. Al gastarse el anión, el equilibrio se desplaza hacia la derecha y s aumenta. Al revés, en medio básico un hidróxido se disuelve menos (ion común OH^-).
- **No funciona con aniones de ácidos fuertes** (Cl^-, Br^-, I^-, $SO_4{}^{2-}$ en la práctica): son bases conjugadas despreciables y el H_3O^+ no los retira. Por eso el AgCl o el $BaSO_4$ apenas se disuelven en ácido nítrico.
- **Formando un ion complejo.** El amoniaco retira el Ag^+ como complejo $[Ag(NH_3)_2]^+$: $AgCl\,(s) + 2\,NH_3\,(aq) \rightleftharpoons [Ag(NH_3)_2]^+\,(aq) + Cl^-\,(aq)$, y el AgCl se disuelve. Basta saberlo de forma cualitativa.
- **Precipitando el ion con una sal todavía menos soluble.** Si añades Ag^+ a una disolución saturada de PbS, precipita Ag_2S (mucho más insoluble), baja $[S^{2-}]$ y se disuelve más PbS (Murcia 2025, ordinaria, 4B); Cataluña lo planteó con FeS y $AgNO_3$ (2026, extraordinaria).
- **La temperatura** cambia K_s: en muchas sales la disolución es endotérmica y s aumenta al calentar (La Rioja 2025: el K_{ps} del AgCl a 80 °C es mayor que a 25 °C); pero no en todas: la solubilidad del $Ca(OH)_2$ y la del $Mg(OH)_2$ disminuyen al calentar (IUPAC-NIST, *Solubility Data Series*, vol. 52). **Añadir más sólido** a una disolución saturada no cambia nada: ni s ni las concentraciones (Andalucía 2026, Murcia 2025).

POR QUÉ UN ANTIÁCIDO DE HIDRÓXIDO DE MAGNESIO SE DISUELVE EN EL ESTÓMAGO

Calcula la $[Mg^{2+}]$ máxima en una disolución saturada de $Mg(OH)_2$ si el pH se fija en 9,0. ($K_s = 5{,}61 \cdot 10^{-12}$)

Respuesta modelo

pH = 9,0 → pOH = 5,0 → $[OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol/L (lo fija el medio, no la sal). $[Mg^{2+}] = \dfrac{K_s}{[OH^-]^2} = \dfrac{5{,}61 \cdot 10^{-12}}{(1{,}0 \cdot 10^{-5})^2} = 0{,}056$ mol/L, unas 500 veces más que en agua pura ($1{,}12 \cdot 10^{-4}$ mol/L). Cuanto más ácido el medio, más se disuelve.

Por qué puntúa. La Comunitat Valenciana lo preguntó con este contexto (2025, extraordinaria, 2.B), con su propio K_{ps}.

PH DE UNA DISOLUCIÓN SATURADA DE UN HIDRÓXIDO

Calcula el pH de una disolución saturada de $Ca(OH)_2$ (agua de cal) a 25 °C. ($K_s = 5{,}02 \cdot 10^{-6}$)

Respuesta modelo

$K_s = 4s^3 \rightarrow s = \sqrt[3]{5{,}02 \cdot 10^{-6}/4} = 1{,}08 \cdot 10^{-2}$ mol/L. $[OH^-] = 2s = 2{,}16 \cdot 10^{-2}$ mol/L, pOH $= -\log(2{,}16 \cdot 10^{-2}) = 1{,}67$ y **pH = 12,33**.

Por qué puntúa. Si el hidróxido es tan insoluble que $2s$ sale del orden de 10^{-6} mol/L o menos, el OH^- del agua (10^{-7} mol/L) ya no es del todo despreciable; y si $2s$ baja de 10^{-7} mol/L, el pH queda muy cerca de 7 (nunca por debajo): no te sorprendas.

El «efecto salino» del País Vasco y de Cataluña

Los solucionarios oficiales del País Vasco de 2026 dicen que al añadir una sal **sin** iones comunes (NaI al $PbSO_4$ en la ordinaria; NaCl al CdS en la extraordinaria) la solubilidad **aumenta** algo «por el efecto salino»: al subir la fuerza iónica, cada ion queda rodeado de iones de carga contraria que lo apantallan, los iones de la sal poco soluble se atraen menos entre sí y precipitan peor. Es un efecto real, mucho menor que el del ion común. No está en el RD 243/2022 ni en el decreto vasco, pero **Cataluña** lo añade para 2027: sus Orientacions PAU-2027 incluyen predecir la solubilidad con Le Châtelier «per exemple, l'efecte de l'ió comú, l'efecte salí i dissolució de precipitats» [por ejemplo, el efecto del ion común, el efecto salino y la disolución de precipitados]. En el resto de comunidades basta decir que, sin ion común, el equilibrio no se desplaza. Si te examinas en Cataluña o eliges un problema del País Vasco, menciónalo. Y antes comprueba que el ion añadido no forme otro precipitado: el I^- precipita el Pb^{2+} como PbI_2, y eso aumenta la solubilidad del $PbSO_4$ mucho más que el efecto salino (lo ves en el ejercicio resuelto del País Vasco).

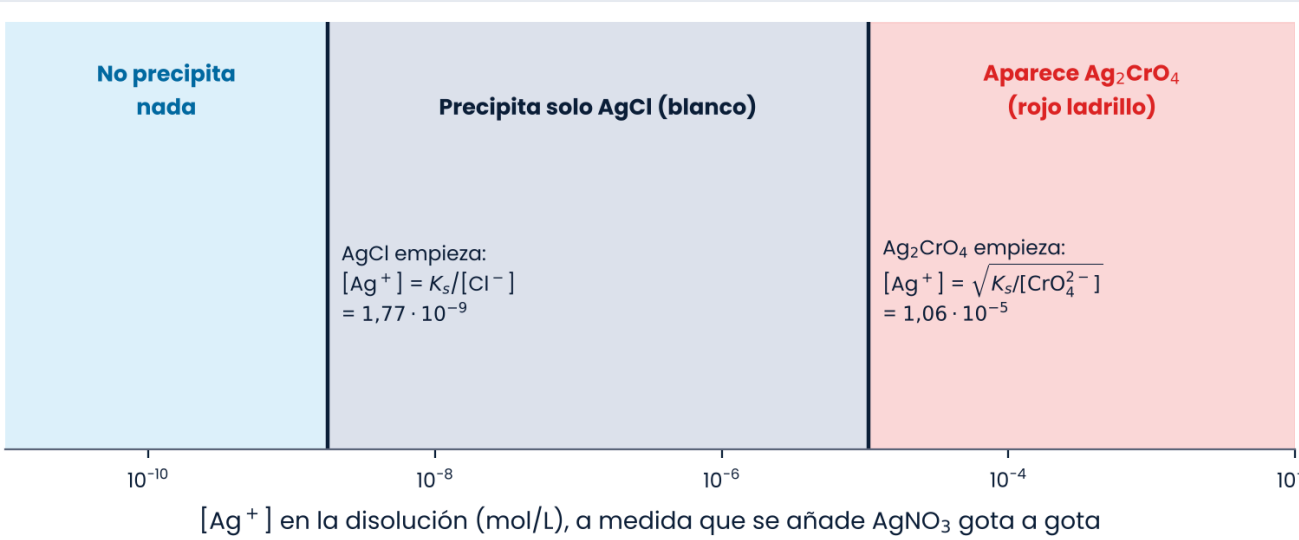
7 Precipitación fraccionada (o selectiva)

Si una disolución contiene dos iones que precipitan con el mismo reactivo (por ejemplo, Cl^- y ${CrO_4}^{2-}$, los dos con Ag^+) y añades el reactivo poco a poco, **precipita primero la sal que necesita menos concentración de reactivo** para que Q llegue a K_s. Así se separan iones.

- Para cada sal, calcula la concentración del ion que añades a la que **empieza** a precipitar ($Q = K_s$). La menor gana.
- Ejemplo con $[Cl^-] = 0{,}10$ M y $[{CrO_4}^{2-}] = 0{,}010$ M, añadiendo Ag^+: el AgCl empieza cuando $[Ag^+] = 1{,}77 \cdot 10^{-10}/0{,}10 = 1{,}77 \cdot 10^{-9}$ M; el Ag_2CrO_4, cuando $[Ag^+] = \sqrt{1{,}12 \cdot 10^{-12}/0{,}010} = 1{,}06 \cdot 10^{-5}$ M. **Precipita antes el AgCl.**
- Cuando empieza el segundo, el primer ion ya casi no está: con $[Ag^+] = 1{,}06 \cdot 10^{-5}$ M queda $[Cl^-] = 1{,}77 \cdot 10^{-10}/1{,}06 \cdot 10^{-5} = 1{,}7 \cdot 10^{-5}$ M, así que ha precipitado el **99,98 %** del cloruro.
- Es el fundamento del **método de Mohr** para valorar cloruros con $AgNO_3$: el cromato es el indicador; el precipitado rojo de Ag_2CrO_4 aparece cuando ya ha precipitado prácticamente todo el Cl^-.
- No decide el K_s más pequeño, sino la concentración que hace falta: en el ejemplo, el Ag_2CrO_4 tiene menor K_s y precipita después.

Cuánto se pide según la comunidad

Madrid (Ámbito de contenidos 2026-27): «Sólo se exigirá explicar la precipitación selectiva cualitativamente». **La Rioja** la incluye en la rúbrica de su guía 2025-26 («ley de acción de masas en equilibrios heterogéneos sólido-líquido como método de separación e identificación de mezclas de sales disueltas»). El **País Vasco** la ha pedido con cálculo en 2025 (extraordinaria, C2) y 2026 (ordinaria, B2: el ejercicio resuelto de abajo).



$[Cl^-]_0$ = 0,10 M y $[CrO_4^{2-}]_0$ = 0,010 M. Cuando aparece el rojo queda $[Cl^-] = 1{,}7 \cdot 10^{-5}$ M: ya ha precipitado el 99,98 % del Cl^-.

Precipitación fraccionada de Cl^- y CrO_4^{2-} con Ag^+. Al añadir $AgNO_3$ gota a gota, $[Ag^+]$ sube y cruza primero el umbral del AgCl y, mucho después, el del Ag_2CrO_4.

8 La solubilidad fuera del examen: salud, agua y laboratorio

Las preguntas con contexto (País Vasco, Galicia, Andalucía en la Pregunta 5, Castilla-La Mancha) sacan casi siempre alguno de estos casos. Te basta reconocer el equilibrio y razonar con Q y K_s.

- **Cálculos renales.** La mayoría son de oxalato de calcio, «aproximadamente entre el 70 y el 80 % del total de los cálculos urinarios» según el diccionario médico de la Clínica Universidad de Navarra: precipita si en la orina $[Ca^{2+}][C_2O_4^{2-}]$ supera K_s; beber más agua diluye y baja Q.
- **Aguas duras y cal.** El agua dura lleva mucho Ca^{2+} y Mg^{2+}. Al calentarla, el hidrogenocarbonato se descompone y precipita carbonato de calcio, la cal de hervidores y tuberías: $Ca(HCO_3)_2\,(aq) \longrightarrow CaCO_3\,(s) + CO_2\,(g) + H_2O\,(l)$. La cal se quita con un ácido (vinagre), que disuelve el carbonato.
- **Caries y flúor.** El esmalte es hidroxiapatita, $Ca_5(PO_4)_3OH$; los ácidos de la placa retiran OH^- y PO_4^{3-} y la disuelven. El fluoruro de la saliva y de la pasta frena esa disolución y, al remineralizarse, el esmalte incorpora flúor (en parte como fluorapatita), una estructura más resistente a los ácidos. En esquema simplificado: $Ca_5(PO_4)_3OH\,(s) + F^-\,(aq) \longrightarrow Ca_5(PO_4)_3F\,(s) + OH^-\,(aq)$.
- **Papilla de bario.** El Ba^{2+} es tóxico, pero el $BaSO_4$ es tan poco soluble ($s \approx 1{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol/L) que se usa como contraste en las radiografías del aparato digestivo. La ficha técnica de la AEMPS lo explica así: «Aunque el bario es un metal pesado, y sus compuestos solubles en agua son a menudo altamente tóxicos, la baja solubilidad del sulfato de bario protege al paciente de absorber cantidades perjudiciales del metal».
- **Tratamiento de aguas.** Los metales pesados (Pb^{2+}, Cd^{2+}, Ni^{2+}) se eliminan haciéndolos precipitar como hidróxidos o sulfuros y filtrando (País Vasco 2025 y 2026; Galicia 2026, extraordinaria).
- **Análisis químico.** Se precipita para identificar iones, para pesarlos (gravimetría) y para valorarlos (método de Mohr).

Precipitar
añade el reactivo en exceso en un vaso de precipitados, agitando con una varilla de vidrio.

↓

Montar la filtración por gravedad
soporte con aro, embudo cónico con papel de filtro doblado y humedecido, y debajo un vaso o un matraz Erlenmeyer.

↓

Filtrar
vierte la mezcla por la varilla para no salpicar y arrastra los restos con el frasco lavador.

↓

Lavar y secar el precipitado sobre el papel (en estufa o al aire) si hay que pesarlo.

Alternativas válidas: **filtración a vacío** (embudo Büchner y matraz Kitasato) o **centrifugación** (los criterios de Galicia 2026 las aceptan).

Galicia: la práctica de precipitación entra en la Pregunta 1

Las Orientacións 2026/2027 de la CiUG incluyen entre las actividades de laboratorio la «formación de precipitados de sales pouco solubles e separación dos mesmos por filtración» y la «disolución de precipitados por modificación do pH» (traducido del gallego: formación de precipitados de sales poco solubles y su separación por filtración; disolución de precipitados cambiando el pH). En 2026 (extraordinaria) cayó: diseñar la separación del $Ni(OH)_2$ con material y dibujo. Lo tienes en «Ponte a prueba».

9 Qué te piden en tu comunidad

Recuento de las convocatorias ordinaria y extraordinaria de 2025 y 2026 (4 por comunidad) y lo que dicen los documentos oficiales sobre este tema. «No ha caído» significa solo eso: si ningún documento lo excluye, puede caer.

Comunidad	Ha caído (2025–2026)	Lo que dice el documento oficial
Andalucía	En las 4: verdadero o falso (Pregunta 2) y apartados de la Pregunta 5 con contexto.	Orientaciones 2026-27: equilibrio químico con producto de solubilidad; sin limitaciones.
Aragón	En 3: $BaCO_3$ (2025), ion común en verdadero o falso y precipitación del $Mg(OH)_2$ (2026).	Currículo, B.3: producto de solubilidad; sin limitaciones.
Asturias	En 1: $Ca(OH)_2$ (2025 extra.).	Ion común solo cualitativo (ficha 2025/2026); precipitación al mezclar fuera (acta 13-11-2025; 2025-26; pendiente de confirmar para 2027).
Baleares	No ha caído (sí en 2024).	Decret 43/2025: «Producte de solubilitat en equilibris heterogenis. Efecte ió comú.» (producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos; efecto del ion común).
Canarias	No ha caído (sí en 2024).	Acta 20-03-2026: ion común solo cualitativo; no dan la ecuación del equilibrio (2025-26; pendiente de confirmar para 2027).
Cantabria	En 1: AgCl frente a Ag_3PO_4 e ion común (2025 extra.).	Concreciones: Ks, solubilidad e ion común.
Castilla-La Mancha	En 1: Ag_2CrO_4 con ion común (2026 ord.); también el modelo 2027.	«Si el ejercicio se resuelve sólo cualitativamente, se puntuará con 0,25 p.» (criterios 2026).
Castilla y León	En 1: Ks del LiF y si precipita (2026 ord.).	Matriz: «Cálculo de la solubilidad de una sal y su modificación al añadir un ion común».
Cataluña	En 1: FeS con Na_2S y $AgNO_3$ (2026 extra.).	Orientacions PAU-2027: s–Kps, ion común, efecto salino (nuevo) y disolución de precipitados; no Q frente a Kps al mezclar.
C. Valenciana	En 3: $Mg(OH)_2$ y pH, $CaSO_4$, AgCl.	Matizaciones: cuantitativo; ion común «a nivel cualitativo».
Extremadura	En 3: s en g/L o Kps, y el ion común.	Decreto 109/2022, B.3.4: solubilidad y condiciones de precipitación.
Galicia	En 3: $Co(OH)_2$, $BaSO_4$ e ion común, $Ni(OH)_2$ en la competencial.	CiUG 2026/2027: problemas de Ks, ion común y precipitación; práctica de filtración.
La Rioja	En las 4: AgCl y temperatura, agua de Logroño, $Pb(IO_3)_2$, hidróxidos y pH.	Guía 2025-26 (rúbrica): separar e identificar sales por precipitación.
Madrid	En 3: $Cr(OH)_3$ y $Cu(OH)_2$ en la Pregunta 1, MgF_2; y el modelo 2027.	Ámbito 2026-27: precipitación selectiva solo cualitativa.
Murcia	En 1: PbS de la galena (2025 ord.).	Orientación PAU 2027: ion común sin problemas numéricos.
Navarra	No ha caído (sí en 2024: PbF_2).	Currículo, B3.2: producto de solubilidad; sin limitaciones.
País Vasco	En las 4: un problema entero con contexto.	Sin limitaciones; los solucionarios de 2026 usan el «efecto salino».

En total, 33 de las 68 convocatorias, en 14 comunidades. Fuentes: los exámenes y criterios oficiales de 2025 y 2026 y los documentos de cada comisión citados en las fuentes.

10 Ejercicio resuelto: solubilidad, masa disuelta y pH de un hidróxido (Madrid 2027)

PAU COMUNIDAD DE MADRID · MODELO 2026-2027 · PREGUNTA 3B EN LA VERSIÓN CORREGIDA DE NOVIEMBRE DE 2026; 5B EN LA DE SEPTIEMBRE, LA DEL ENLACE (A ELEGIR ENTRE A Y B; 2 PUNTOS)

Responda a cada una de las siguientes cuestiones: Datos. A 25 °C, Ks(hidróxido de zinc) = $3{,}0\times10^{-17}$. Masas atómicas (u): H = 1,0; O = 16,0; Zn = 65,4.

a) Formule el equilibrio de solubilidad del hidróxido de zinc en disolución acuosa a 25 °C, detallando el estado de cada especie y determine su solubilidad en mol·L^{-1}. (0,5 puntos)

b) Calcule la masa de hidróxido de zinc disuelta en 500 mL de una disolución saturada a 25 °C. (0,5 puntos)

c) Determine el pH de una disolución saturada de hidróxido de zinc a 25 °C. (0,5 puntos)

d) Justifique cómo afecta a la solubilidad del hidróxido de zinc la adición de una disolución de HCl. (0,5 puntos)

Apartado a)

1. La idea: es una sal tipo AB_2. Escribes el equilibrio con estados, pones las concentraciones en función de s y despejas de K_s.
2. Fórmula: hidróxido de zinc = $\mathrm{Zn(OH)_2}$. Equilibrio: $\mathrm{Zn(OH)_2\,(s) \rightleftharpoons Zn^{2+}\,(aq) + \,2\,OH^-\,(aq)}$, con $[\mathrm{Zn^{2+}}] = s$ y $[\mathrm{OH^-}] = 2s$.
3. $K_s = [\mathrm{Zn^{2+}}][\mathrm{OH^-}]^2 = s\,(2s)^2 = 4s^3 = 3{,}0\cdot10^{-17}$.
4. $s = \sqrt[3]{\dfrac{3{,}0\cdot10^{-17}}{4}} = \sqrt[3]{7{,}5\cdot10^{-18}} = 1{,}96\cdot10^{-6}$ mol/L. La solución oficial escribe $1{,}9\cdot10^{-6}$ (trunca); redondeado a dos cifras es $2{,}0\cdot10^{-6}$ mol/L.

SOLUCIÓN $\mathrm{Zn(OH)_2\,(s) \rightleftharpoons Zn^{2+}\,(aq) + \,2\,OH^-\,(aq)}$; $s = 1{,}96\cdot10^{-6} \approx 2{,}0\cdot10^{-6}$ mol/L: se disuelven unas dos millonésimas de mol por litro.

Apartado b)

1. La idea: s es la concentración de la sal disuelta en la disolución saturada; en 500 mL hay $n = s\cdot V$ y la masa es $n\cdot M$.
2. $M(\mathrm{Zn(OH)_2}) = 65{,}4 + 2\,(16{,}0 + 1{,}0) = 99{,}4$ g/mol.
3. $n = 1{,}96\cdot10^{-6}\ \mathrm{mol/L}\cdot 0{,}500\ \mathrm{L} = 9{,}79\cdot10^{-7}$ mol; $m = 9{,}79\cdot10^{-7}\cdot 99{,}4 = 9{,}7\cdot10^{-5}$ g.
4. La solución oficial da $9{,}4\cdot10^{-5}$ g (0,094 mg) porque arrastra $s = 1{,}9\cdot10^{-6}$; con la s sin truncar sale $9{,}7\cdot10^{-5}$ g. La diferencia es de redondeo y el planteamiento es el mismo.

SOLUCIÓN $m = 9{,}7\cdot10^{-5}$ g $\approx 0{,}097$ mg de $\mathrm{Zn(OH)_2}$ en 500 mL.

Apartado c)

1. La idea: el pH lo fija el $\mathrm{OH^-}$ que aporta el hidróxido disuelto: $[\mathrm{OH^-}] = 2s$, **no** s.
2. $[\mathrm{OH^-}] = 2\cdot1{,}96\cdot10^{-6} = 3{,}91\cdot10^{-6}$ mol/L (el 10^{-7} del agua es despreciable frente a este valor).
3. $\mathrm{pOH} = -\log(3{,}91\cdot10^{-6}) = 5{,}41$; $\mathrm{pH} = 14{,}00 - 5{,}41 = 8{,}59$.

SOLUCIÓN $\mathrm{pH} = 8{,}59 \approx 8{,}6$: básico, pero poco, porque el hidróxido es muy poco soluble.

Apartado d)

1. La idea: el HCl aporta $\mathrm{H_3O^+}$, que neutraliza el $\mathrm{OH^-}$, uno de los iones del equilibrio. Le Châtelier.
2. $\mathrm{HCl\,(aq) + \,H_2O\,(l) \longrightarrow H_3O^+\,(aq) + \,Cl^-\,(aq)}$ y $\mathrm{H_3O^+\,(aq) + \,OH^-\,(aq) \longrightarrow 2\,H_2O\,(l)}$: disminuye $[\mathrm{OH^-}]$.

3. Ahora $Q = [\mathrm{Zn^{2+}}][\mathrm{OH^-}]^2 < K_s$: el equilibrio $\mathrm{Zn(OH)_2\,(s) \rightleftharpoons Zn^{2+}\,(aq) + \,2\,OH^-\,(aq)}$ se desplaza hacia la derecha y se disuelve más sólido.

SOLUCIÓN La solubilidad del hidróxido de zinc **aumenta** al añadir HCl.

Lo que puntúa. Madrid publica la puntuación máxima por apartado («Puntuación máxima: a) 0,5 puntos; b) 0,5 puntos; c) 0,5 puntos; d) 0,5 puntos») y una solución orientativa, sin reparto interno. Sus criterios generales valoran el «Uso correcto de formulación, nomenclatura y lenguaje químico» y el «Desarrollo de la resolución de forma coherente y uso correcto de unidades». En a) el enunciado exige los estados («detallando el estado de cada especie»); en d) la solución razona con la reacción $\mathrm{H_3O^+/OH^-}$ y Le Châtelier: «aumenta la solubilidad del hidróxido de zinc».

Error típico que te quita puntos. Escribir $K_s = s \cdot 2s = 2s^2$ (sin elevar al cuadrado): sale $s = 3{,}9 \cdot 10^{-9}$ mol/L y arrastra el error a b) y c). En c), usar $[\mathrm{OH^-}] = s$ en vez de $2s$ (da pH 8,29). En b), olvidar multiplicar por 0,500 L.

11 Ejercicio resuelto: ¿precipita al mezclar dos disoluciones? (Aragón 2026)

PAU ARAGÓN 2026 · CONVOCATORIA EXTRAORDINARIA · PREGUNTA 4, APARTADO 4B (A ELEGIR ENTRE 4A Y 4B; 2 PUNTOS)

El producto de solubilidad del hidróxido de magnesio es $1{\cdot}10^{-11}$ a 25°C. Masas atómicas: Mg = 24,3; O = 16; H = 1.

a) Escriba el equilibrio de solubilidad del hidróxido de magnesio y la expresión de su producto de solubilidad. (0,5 puntos)

b) ¿Cuántos gramos de hidróxido de magnesio habría que añadir para obtener un litro de una disolución saturada de esta sal a 25°C? (0,5 puntos)

c) Determine si se formará precipitado de hidróxido de magnesio al mezclar 150 mL de una disolución de cloruro de magnesio 10^{-3} M y 250 mL de una disolución de hidróxido de sodio 10^{-4} M. Considere los volúmenes aditivos. (1 punto)

Apartado a)

1. La idea: formular bien la sal y escribir el equilibrio heterogéneo con estados.
2. Hidróxido de magnesio = $\mathrm{Mg(OH)_2}$. $\mathrm{Mg(OH)_2\,(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}\,(aq) + \,2\,OH^-\,(aq)}$.
3. $K_{ps} = [\mathrm{Mg^{2+}}][\mathrm{OH^-}]^2$; el sólido no aparece.

SOLUCIÓN $\mathrm{Mg(OH)_2\,(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}\,(aq) + \,2\,OH^-\,(aq)}$; $K_{ps} = [\mathrm{Mg^{2+}}][\mathrm{OH^-}]^2 = 1 \cdot 10^{-11}$.

Apartado b)

1. La idea: los gramos que se disuelven en 1 L de disolución saturada son la solubilidad en g/L. Primero s en mol/L, luego por M.
2. $[\mathrm{Mg^{2+}}] = s$, $[\mathrm{OH^-}] = 2s$: $K_{ps} = s\,(2s)^2 = 4s^3 = 1 \cdot 10^{-11}$, $s = \sqrt[3]{2{,}5 \cdot 10^{-12}} = 1{,}36 \cdot 10^{-4}$ mol/L.
3. $M(\mathrm{Mg(OH)_2}) = 24{,}3 + 2\,(16 + 1) = 58{,}3$ g/mol; $m = 1{,}36 \cdot 10^{-4}\ \mathrm{mol} \cdot 58{,}3\ \mathrm{g/mol} = 7{,}9 \cdot 10^{-3}$ g.
4. Con más de 7,9 mg por litro, el exceso se queda sin disolver en el fondo.

SOLUCIÓN Hay que añadir (como mínimo) $7{,}9 \cdot 10^{-3}$ g de $\mathrm{Mg(OH)_2}$, unos 8 mg, por litro (la solución oficial da $7{,}93 \cdot 10^{-3}$ g).

Apartado c)

1. La idea: comparar Q con K_{ps}, pero con las concentraciones **después de mezclar**. Las dos sales de partida son solubles y están totalmente disociadas: $\mathrm{MgCl_2 \longrightarrow Mg^{2+} + 2\,Cl^-}$ y $\mathrm{NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-}$.
2. Volumen total: $0{,}150 + 0{,}250 = 0{,}400$ L.

3. $[Mg^{2+}] = \frac{10^{-3} \cdot 0{,}150}{0{,}400} = 3{,}75 \cdot 10^{-4}$ M; $[OH^-] = \frac{10^{-4} \cdot 0{,}250}{0{,}400} = 6{,}25 \cdot 10^{-5}$ M.
4. $Q = [Mg^{2+}][OH^-]^2 = 3{,}75 \cdot 10^{-4} \cdot (6{,}25 \cdot 10^{-5})^2 = 1{,}46 \cdot 10^{-12}$.
5. $Q = 1{,}46 \cdot 10^{-12} < K_{ps} = 1 \cdot 10^{-11}$: la disolución no llega a saturarse.

SOLUCIÓN **No se forma precipitado** de $Mg(OH)_2$: $Q = 1{,}46 \cdot 10^{-12} < K_{ps}$.

Lo que puntúa. Aragón publica la solución con el reparto paso a paso: a) «Formulación del Mg(OH)2 (0,1 puntos)», el equilibrio (0,2) y la expresión de K_{ps} (0,2); b) la solubilidad molar (0,3) y los gramos (0,2); c) concentraciones iniciales y volumen total (0,2), $[OH^-]$ tras mezclar (0,2), $[Mg^{2+}]$ tras mezclar (0,2) y la comparación con la conclusión «No se formará precipitado de Mg(OH)2» (0,4). Fíjate en que la conclusión vale casi la mitad del apartado c).

Error típico que te quita puntos. No diluir. Con las concentraciones de partida sale $Q = 10^{-3} \cdot (10^{-4})^2 = 1 \cdot 10^{-11}$, justo igual que K_{ps}, y concluirías que está saturada: mal. También es típico olvidar elevar $[OH^-]$ al cuadrado en Q.

12 Ejercicio resuelto: qué sal es más soluble, ion común y qué precipita antes (País Vasco 2026)

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

El PbI_2 y el $PbSO_4$ se han empleado para la fabricación de pigmentos amarillos y blancos, respectivamente, debido a la insolubilidad de ambas sales. Sus valores de Kps son $1{,}39 \cdot 10^{-8}$ y $1{,}60 \cdot 10^{-8}$, respectivamente.

a) Determinar cuál de las dos es más soluble en agua pura. (0,75 puntos)

b) Razonar cómo variará la solubilidad de ambas sales en una disolución acuosa 0,1 M de NaI. (0,50 puntos)

c) Se mezclan 20 mL de una disolución 0,5 M de NaI con 20 mL de una disolución 1 M de Na2SO4. Sobre esta mezcla se añade una disolución de Pb(NO3)2 gota a gota (suponer que el volumen total no se modifica). Calcular cuál será la concentración del catión Pb2+ cuando comience a precipitar cada una de las sales. (0,75 puntos)

Apartado a)

1. La idea: las dos sales tienen estequiometrías distintas (AB_2 y AB), así que **no basta con comparar K_{ps}**: hay que calcular las dos solubilidades.
2. $PbI_2\,(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}\,(aq) + 2\,I^-\,(aq)$: $K_{ps} = s(2s)^2 = 4s^3 = 1{,}39 \cdot 10^{-8} \rightarrow s = \sqrt[3]{3{,}475 \cdot 10^{-9}} = 1{,}51 \cdot 10^{-3}$ M.
3. $PbSO_4\,(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}\,(aq) + SO_4{}^{2-}\,(aq)$: $K_{ps} = s^2 = 1{,}60 \cdot 10^{-8} \rightarrow s = 1{,}26 \cdot 10^{-4}$ M.
4. $1{,}51 \cdot 10^{-3}$ M > $1{,}26 \cdot 10^{-4}$ M: el PbI_2 es unas 12 veces más soluble, **aunque su K_{ps} sea menor**.

SOLUCIÓN **Es más soluble el** PbI_2 ($s = 1{,}51 \cdot 10^{-3}$ M frente a $1{,}26 \cdot 10^{-4}$ M).

Apartado b)

1. La idea: el NaI es soluble y aporta I^-, ion común **solo con el** PbI_2: $NaI\,(s) \longrightarrow Na^+\,(aq) + I^-\,(aq)$.
2. PbI_2: al aumentar $[I^-]$, el equilibrio $PbI_2\,(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}\,(aq) + 2\,I^-\,(aq)$ se desplaza hacia la izquierda (Le Châtelier) y **la solubilidad disminuye**. Como orden de magnitud, $s' \approx 1{,}39 \cdot 10^{-8}/(0{,}1)^2 = 1{,}39 \cdot 10^{-6}$ M, unas mil veces menos.
3. $PbSO_4$: el NaI no tiene iones comunes con él, así que por ion común no cambia. El solucionario oficial dice que su solubilidad **aumentará** «por el efecto salino»: al aumentar la fuerza iónica, los iones Pb^{2+} y $SO_4{}^{2-}$ se atraen menos.

4. Pero hay un efecto mucho mayor que el solucionario no menciona: el I^- precipita el Pb^{2+}. Con el Pb^{2+} que da el $PbSO_4$ en agua pura, $Q(PbI_2) = 1{,}26 \cdot 10^{-4} \cdot (0{,}1)^2 = 1{,}3 \cdot 10^{-6} > 1{,}39 \cdot 10^{-8}$: precipita PbI_2, baja $[Pb^{2+}]$ y se disuelve más $PbSO_4$, que se va transformando en PbI_2: $PbSO_4\,(s) + 2\,I^-\,(aq) \rightleftharpoons PbI_2\,(s) + {SO_4}^{2-}\,(aq)$, con $K = 1{,}60 \cdot 10^{-8}/1{,}39 \cdot 10^{-8} = 1{,}15$. Resolviendo, se disuelven unos $8 \cdot 10^{-3}$ mol/L de $PbSO_4$, unas 60 veces más que en agua pura. Es el mecanismo de «precipitar el ion con una sal menos soluble» de la sección de disolución de precipitados. En el examen, da la explicación del solucionario y añade esta, que es la que pesa.

SOLUCIÓN La solubilidad del PbI_2 **disminuye** (ion común). La del $PbSO_4$ **aumenta**: el solucionario lo atribuye al efecto salino, pero sobre todo porque el I^- precipita el Pb^{2+} como PbI_2.

Apartado c)

1. La idea: precipitación fraccionada. Para cada sal, la $[Pb^{2+}]$ a la que empieza a precipitar es la que hace $Q = K_{ps}$. Antes, las concentraciones tras mezclar.
2. Volumen total: 40 mL. $[I^-] = \dfrac{0{,}5 \cdot 20}{40} = 0{,}25$ M; $[{SO_4}^{2-}] = \dfrac{1 \cdot 20}{40} = 0{,}5$ M.
3. PbI_2 empieza cuando $[Pb^{2+}] = \dfrac{K_{ps}}{[I^-]^2} = \dfrac{1{,}39 \cdot 10^{-8}}{(0{,}25)^2} = 2{,}22 \cdot 10^{-7}$ M.
4. $PbSO_4$ empieza cuando $[Pb^{2+}] = \dfrac{K_{ps}}{[{SO_4}^{2-}]} = \dfrac{1{,}60 \cdot 10^{-8}}{0{,}5} = 3{,}20 \cdot 10^{-8}$ M.
5. Al añadir Pb^{2+} gota a gota se alcanza antes la concentración menor: **precipita primero el $PbSO_4$**. Cuando empieza el PbI_2, aún queda $[{SO_4}^{2-}] = 1{,}60 \cdot 10^{-8}/2{,}22 \cdot 10^{-7} = 0{,}072$ M: la separación no es completa.

SOLUCIÓN PbI_2: $[Pb^{2+}] = 2{,}22 \cdot 10^{-7}$ M; $PbSO_4$: $[Pb^{2+}] = 3{,}20 \cdot 10^{-8}$ M. Precipita antes el $PbSO_4$.

Lo que puntúa. El solucionario de la UPV/EHU da la puntuación máxima de cada apartado (a 0,75; b 0,50; c 0,75) y la resolución completa, sin reparto interno. Sus criterios generales avisan: «Si no escribe y ajusta correctamente la/s ecuación/es, la cuestión o problema no podrá ser calificado con la máxima puntuación», y los específicos: «La presentación de una mera secuencia de expresiones matemáticas, sin ningún tipo de razonamiento o explicación, no podrá dar lugar a una puntuación máxima». Escribe los dos equilibrios y explica con palabras cada comparación.

Error típico que te quita puntos. En a), decidir con los K_{ps} («el $PbSO_4$ tiene mayor K_{ps}, luego es más soluble»): es justo al revés. En c), no dividir entre el volumen total (40 mL) o no elevar $[I^-]$ al cuadrado.

Conceptos clave

Solubilidad (s)
Máxima cantidad de una sustancia que se disuelve en una cantidad dada de disolución a una temperatura. En este tema, mol de sal disuelta por litro de disolución saturada (mol/L); también en g/L.

Disolución saturada
La que contiene disuelta la máxima cantidad de soluto a esa temperatura; está en equilibrio con el sólido sin disolver.

Disolución sobresaturada
La que contiene más soluto disuelto del que permite el equilibrio (Q > Ks); es inestable y el exceso precipita.

Equilibrio heterogéneo
Equilibrio entre especies en fases distintas; en solubilidad, entre el sólido iónico y sus iones en disolución acuosa.

Producto de solubilidad (Ks, Kps o Ksol)
Constante del equilibrio de solubilidad: producto de las concentraciones de los iones en la disolución saturada elevadas a sus coeficientes. No incluye el sólido y solo depende de la temperatura.

Producto iónico (Q)
La misma expresión que Ks con las concentraciones de un momento cualquiera. Si Q > Ks, precipita; si Q < Ks, no precipita; si Q = Ks, la disolución está saturada.

Precipitado

Sólido poco soluble que se forma en una disolución cuando el producto iónico supera Ks.

Efecto del ion común

Disminución de la solubilidad de una sal poco soluble cuando la disolución ya contiene uno de sus iones; se explica con el principio de Le Châtelier. Ks no cambia.

Efecto salino

Aumento de la solubilidad de una sal poco soluble al añadir una sal soluble sin iones comunes, por aumento de la fuerza iónica. No está en el RD 243/2022; lo usan los solucionarios del País Vasco y entra en las Orientacions PAU-2027 de Cataluña.

Precipitación fraccionada (selectiva)

Separación de iones que precipitan con el mismo reactivo: al añadirlo poco a poco, precipita primero la sal que necesita menor concentración de reactivo para que Q alcance Ks.

Disolución de un precipitado

Aumento de la solubilidad al retirar uno de los iones de la disolución: con un ácido si el anión es básico (hidróxidos, carbonatos, sulfuros), formando un complejo o precipitando el ion con una sal más insoluble.

Filtración

Separación de un sólido de un líquido haciendo pasar la mezcla por un papel de filtro (por gravedad o a vacío); se usa para recoger los precipitados.

MODO PAU

Ocho claves que valen puntos

Equilibrio con estados

Empieza siempre por $\mathrm{AB_2\,(s)} \rightleftharpoons \mathrm{A^{2+}\,(aq) + 2\,B^-\,(aq)}$ con **(s)**, **(aq)** y doble flecha. Madrid lo pide en el enunciado y Canarias no te lo da.

El sólido fuera

K_s solo lleva los iones. Escribir el sólido en el denominador es un error de concepto (Andalucía lo pregunta como verdadero o falso).

Coeficientes

Multiplican la s **y** son exponentes: AB_2 → $K_s = 4s^3$; A_3B → $27s^4$; A_3B_2 → $108s^5$.

Compara s

Con estequiometrías distintas, la sal más soluble es la de mayor s, no la de mayor K_s.

Unidades que piden

Si te la piden en g/L o mg/L, multiplica por M. En Extremadura 2025, dejarla en mol/L valía la mitad: «0,375 puntos si se deja como $1{,}62\cdot10^{-2}$ mol·L^{-1}».

Mezclas

Antes de calcular Q, **diluye**: moles de cada ion entre el volumen total. Después, una frase de conclusión.

Ion común

Dos reacciones, Le Châtelier, s **disminuye y** K_s **no cambia**. Si calculas, justifica que desprecias s' frente a la concentración añadida.

Hidróxidos y pH

$[\mathrm{OH^-}] = 2s$ (o $3s$), no s. En ácido se disuelven más; en medio básico, menos.

Cómo te lo pueden preguntar

- **El tema entero** sale en **33 de las 68 convocatorias** ordinarias y extraordinarias de 2025 y 2026, en **14 comunidades** (no ha caído en Baleares, Canarias ni Navarra). En Andalucía, La Rioja y el País Vasco ha caído en las cuatro. En 8 de esas convocatorias estaba en una pregunta obligatoria sin elección (en la Comunitat Valenciana 2026 extraordinaria, en un apartado a elegir de la obligatoria). Los recuentos por tipo que siguen son nuestros, apartado por apartado, sobre esas 33 convocatorias oficiales (una convocatoria puede contar en varios tipos).
- **Calcula la solubilidad (en mol/L, g/L o mg/L) a partir de K_s, o K_s a partir de la solubilidad**: de esas 33, en **28**, en las **14 comunidades** en las que ha caído el tema. Es el apartado seguro.
- **Efecto del ion común**, razonado o con cálculo: en **16** de las 33, en **9 comunidades** (Andalucía, Aragón, Cantabria, Castilla-La Mancha, Cataluña, Extremadura, Galicia, La Rioja y País Vasco).
- **¿Se formará precipitado al mezclar dos disoluciones?** (Q frente a K_s con dilución) o **concentración mínima para que precipite** (sin contar la precipitación fraccionada): en **10** de las 33, en **8 comunidades**.
- **Cuestiones de verdadero o falso o razonadas** sobre la expresión de K_s, añadir más sólido o el efecto de la temperatura: en **4** de las 33, en **4 comunidades** (Andalucía, Aragón, La Rioja y Murcia). Escribir el equilibrio y la expresión de K_s se pide además en muchos problemas (Aragón, Castilla-La Mancha y Madrid, por ejemplo).

- **pH de la disolución saturada de un hidróxido o efecto del pH en la solubilidad**: en **6** de las 33, en **5 comunidades** (Andalucía, Comunitat Valenciana, Galicia, La Rioja y Madrid), y en el modelo 2027 de Madrid.
- **Comparar la solubilidad de dos sales** con K_s y estequiometrías distintas: en **5** de las 33, en **4 comunidades** (Aragón, Cantabria, La Rioja y País Vasco).
- **Precipitación fraccionada** (qué sal precipita antes y a qué concentración): en **2** de las 33, las dos en el **País Vasco** (2025 extraordinaria y 2026 ordinaria). Madrid la pide solo explicada (ámbito 2026-27).

No lo confundas

- **K_s con s**: K_s es una constante (solo depende de T); s es una concentración que cambia con el ion común o el pH. Se relacionan con la estequiometría: $K_s = s^2$, $4s^3$, $27s^4$…
- **K_s con Q**: K_s usa concentraciones de equilibrio (disolución saturada); Q, las de un momento cualquiera. Comparar Q con K_s dice si precipita.
- **Disolución saturada con disolución concentrada**: una disolución saturada de AgCl tiene menos de 2 mg/L; está saturada pero es diluidísima.
- **Ion común con efecto salino**: el ion común baja la solubilidad (comparte un ion); el efecto salino la sube un poco (iones distintos, más fuerza iónica). Solo el primero está en el RD.
- **Añadir sólido con añadir un ion**: más sólido no cambia nada en una disolución saturada; un ion común sí desplaza el equilibrio.
- **Menor K_s con «precipita antes»**: en la precipitación fraccionada precipita antes la sal que necesita menos concentración del reactivo, que depende de K_s **y** de cuánto ion hay en disolución.
- **$[\mathrm{OH^-}] = 2s$ con $[\mathrm{OH^-}] = s$**: en un hidróxido $M(OH)_2$ cada mol disuelto da dos de $\mathrm{OH^-}$.
- **Ácido que disuelve con ácido que no disuelve**: el HCl disuelve un hidróxido o un carbonato (su anión es básico), pero no el AgCl ni el $\mathrm{BaSO_4}$.

Ponte a prueba

PAU Andalucía 2026 (extraordinaria), Pregunta 2, opción 2B (a elegir entre 2A y 2B; 2 puntos: 0,5 puntos cada apartado). El $PbCl_2$ es una sustancia muy poco soluble en agua (K_S = 1,2·10⁻⁵ a 25 °C). Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas para una disolución saturada de esta sal: a) La constante de equilibrio se expresa como $K_S = \dfrac{[\mathrm{Pb^{2+}}][\mathrm{Cl^-}]^2}{[\mathrm{PbCl_2}]}$ b) Se puede aumentar la concentración de iones en disolución añadiendo más sólido. c) Se puede alterar la concentración de iones en disolución modificando la temperatura. d) Al añadir NaCl(s) la concentración de Pb^{2+} disminuye.

Solución: Equilibrio: $\mathrm{PbCl_2\,(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}\,(aq) + \,2\,Cl^-\,(aq)}$. **a) Falsa.** Es un equilibrio heterogéneo: el sólido no aparece en la constante, porque su concentración es constante. $K_S = [\mathrm{Pb^{2+}}][\mathrm{Cl^-}]^2$. **b) Falsa.** La disolución ya está saturada: el sólido añadido se queda en el fondo y las concentraciones de los iones no cambian (el sólido no está en K_S, así que no desplaza el equilibrio). **c) Verdadera.** K_S depende de la temperatura; al cambiarla cambian K_S, la solubilidad y las concentraciones de los iones. **d) Verdadera.** El NaCl es soluble, $\mathrm{NaCl\,(s) \longrightarrow Na^+\,(aq) + \,Cl^-\,(aq)}$, y aumenta $[\mathrm{Cl^-}]$ (ion común): por Le Châtelier el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, precipita $\mathrm{PbCl_2}$ y $[\mathrm{Pb^{2+}}]$ disminuye. En Andalucía «la falta de justificación o razonamiento cuando se solicite se penalizará con el 100 %»: el verdadero o falso sin razonar vale 0.

PAU Galicia 2026 (extraordinaria), Pregunta 1 (Destrezas básicas de la química / Reacciones químicas; obligatoria; 2,5 puntos). En el mundo se generan cerca de 50 millones de toneladas de residuos electrónicos al año, los cuales contienen materiales peligrosos como el plomo, níquel, cadmio o arsénico, entre otros, que pueden causar graves daños al medioambiente y a nuestra salud. El níquel está presente en las baterías de los teléfonos móviles, y cuando estos dispositivos se desechan incorrectamente, el níquel puede disolverse y contaminar el agua en forma de cloruro de níquel(II) (NiCl2), sal soluble que libera iones Ni2+. Se estima que una sola batería de un teléfono móvil puede llegar a contaminar hasta 20.000 litros de agua. 1.1. En un laboratorio se está diseñando un procedimiento para eliminar del agua el níquel que se encuentra disuelto como ion Ni+2, procedente del cloruro de níquel(II). El método consiste en partir de una muestra de agua que contiene iones Ni+2, y añadir una especie soluble en agua, el hidróxido de sodio (NaOH), con el objetivo de formar un precipitado de hidróxido de níquel(II), que resulta ser una sustancia muy poco soluble. Determine si podría formarse un precipitado de hidróxido de níquel(II) al mezclar una muestra de 200 mL de disolución $5{\cdot}10^{-3}$ M de cloruro de níquel(II) con 200 mL de disolución 0,1 M de hidróxido de sodio, a 25 °C y 1 atmosfera de presión. (1 punto) Nota: dada la pequeña concentración de las disoluciones empleadas podemos suponer que los volúmenes son aditivos. Dato: Ks(Ni(OH)2) = $6{,}0{\cdot}10^{-16}$ 1.2. Si el método resulta ser válido y se consigue precipitar el níquel disuelto en la muestra de agua como hidróxido de níquel(II), diseñe un procedimiento para llevar a cabo la separación de este precipitado de la muestra analizada, indicando el material que considere necesario y describiendo detalladamente los pasos a seguir. Puede detallar el procedimiento apoyándose en la elaboración de un dibujo o esquema si lo considera necesario. (1 punto) 1.3. ¿Cómo se podría incrementar la cantidad de hidróxido de níquel(II) precipitado durante el anterior procedimiento, sin modificar las condiciones de temperatura ni presión? (0,5 puntos)

Solución: 1.1 Equilibrio: $\mathrm{Ni(OH)_2\,(s) \rightleftharpoons Ni^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq)}$, $K_s = [\mathrm{Ni^{2+}}][\mathrm{OH^-}]^2$. Moles: $n(\mathrm{Ni^{2+}}) = 0{,}200 \cdot 5 \cdot 10^{-3} = 1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol; $n(\mathrm{OH^-}) = 0{,}200 \cdot 0{,}1 = 2{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol. Volumen total 400 mL: $[\mathrm{Ni^{2+}}] = 2{,}5 \cdot 10^{-3}$ M y $[\mathrm{OH^-}] = 5{,}0 \cdot 10^{-2}$ M. $Q = 2{,}5 \cdot 10^{-3} \cdot (5{,}0 \cdot 10^{-2})^2 = 6{,}25 \cdot 10^{-6}$ (los criterios escriben $6{,}2{\cdot}10^{-6}$), muchísimo mayor que $K_s = 6{,}0 \cdot 10^{-16}$: **sí precipita** $\mathrm{Ni(OH)_2}$. Además, como el $\mathrm{OH^-}$ está en exceso (quedan 0,045 M), el níquel que sigue disuelto es solo $[\mathrm{Ni^{2+}}] = 6{,}0 \cdot 10^{-16}/(0{,}045)^2 = 3 \cdot 10^{-13}$ M: el método elimina prácticamente todo. **1.2** Filtración por gravedad: soporte con aro, embudo cónico, papel de filtro, matraz Erlenmeyer o vaso de precipitados debajo, varilla de vidrio y frasco lavador. Se dobla el papel en cono, se coloca en el embudo y se humedece para que se adhiera; se vierte la mezcla con ayuda de la varilla; el precipitado queda en el papel y el líquido pasa al matraz; se arrastran los restos con el frasco lavador, se retira el papel y se deja secar. Los criterios aceptan también filtración a vacío o centrifugación, y un dibujo del montaje con el material rotulado. **1.3** Añadiendo más NaOH (más $\mathrm{OH^-}$, totalmente disociado): por el efecto del ion común y Le Châtelier, el equilibrio $\mathrm{Ni^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq) \rightleftharpoons Ni(OH)_2\,(s)}$ se desplaza hacia la formación del sólido y precipita más hidróxido de níquel(II).

PAU Castilla-La Mancha 2026 (ordinaria), Problema 3, opción 3A (a elegir entre 3A y 3B; 2 puntos). En un laboratorio de control de calidad de aguas, se emplea el equilibrio de precipitación del cromato de plata (Ag2CrO4) para detectar la presencia de iones plata en muestras contaminadas. Para ello, se trabaja con disoluciones que ya contienen cromato potásico (K2CrO4) como reactivo, a una concentración de 0,01 M. a) (1 punto) Escriba el equilibrio de disolución del Ag2CrO4 en agua pura, la expresión de su producto de solubilidad y la solubilidad de Ag2CrO4 en mol/L. b) (1 punto) La solubilidad del Ag2CrO4 en presencia de la sal de K2CrO4, expresada en mol/L y en g/L. Dato: Ks (Ag2CrO4) = 3,9 × 10⁻¹² Masas atómicas: O= 16 u; Ag= 107,87 u; Cr= 52 u.

Solución: a) $\mathrm{Ag_2CrO_4\,(s) \rightleftharpoons 2\,Ag^+\,(aq) + \,CrO_4{}^{2-}\,(aq)}$; $K_s = [\mathrm{Ag^+}]^2[\mathrm{CrO_4{}^{2-}}] = (2s)^2 s = 4s^3 = 3{,}9 \cdot 10^{-12}$, de donde $s = \sqrt[3]{9{,}75 \cdot 10^{-13}} = 9{,}9 \cdot 10^{-5}$ mol/L. (Errata de los criterios: dan como resultado «s = 1,09 × 10⁻⁴ mol/L ó 9,9 x 10⁻⁵ mol/L»; solo el segundo sale con este K_s: $1{,}09 \cdot 10^{-4}$ mol/L correspondería a $K_s \approx 5{,}2 \cdot 10^{-12}$.) **b)** El $\mathrm{K_2CrO_4}$ se disocia totalmente y aporta $[\mathrm{CrO_4{}^{2-}}] = 0{,}010$ M, ion común. Con $[\mathrm{Ag^+}] = 2s'$ y $[\mathrm{CrO_4{}^{2-}}] = 0{,}010 + s' \approx 0{,}010$ (porque s' es mucho menor): $3{,}9 \cdot 10^{-12} = (2s')^2 \cdot 0{,}010 = 0{,}04\,s'^2$, $s' = 9{,}874 \cdot 10^{-6} \approx 9{,}87 \cdot 10^{-6}$ mol/L, diez veces menos que en agua pura. $M(\mathrm{Ag_2CrO_4}) = 2 \cdot 107{,}87 + 52 + 4 \cdot 16 = 331{,}74$ g/mol, así que $s' = 9{,}874 \cdot 10^{-6} \cdot 331{,}74 = 3{,}28 \cdot 10^{-3}$ g/L (los criterios dan $3{,}27 \cdot 10^{-3}$ porque multiplican la s' ya redondeada, $9{,}87 \cdot 10^{-6}$). (Otra errata de los criterios: escriben «5,24 × 10⁻⁶ · 331,74», pero el resultado, $3{,}27 \cdot 10^{-3}$ g/L, es el de $9{,}87 \cdot 10^{-6}$.) Ojo: «Si el ejercicio se resuelve sólo cualitativamente, se puntuará con 0,25 p.».

Fuentes

1. Real Decreto 243/2022, de 5 de abril, enseñanzas mínimas del Bachillerato (Química: «producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos»)
2. CRC Handbook of Chemistry and Physics (84.ª ed.), tabla «Solubility Product Constants» (Ks a 25 °C de la tabla de la sección 2 y de los ejemplos)
3. Examen y soluciones PAU Química Madrid, modelo 2026-2027
4. Examen y criterios PAU Química Aragón 2026 (extraordinaria)
5. Examen PAU Química País Vasco 2026 (ordinaria)
6. Solucionario y criterios PAU Química País Vasco 2026 (ordinaria)
7. Examen PAU Química Andalucía 2026 (extraordinaria)
8. Criterios de corrección PAU Química Andalucía 2026 (extraordinaria)
9. Examen PAU Química Galicia 2026 (extraordinaria)
10. Criterios de corrección PAU Química Galicia 2026 (extraordinaria, en gallego)
11. Examen PAU Química Castilla-La Mancha 2026 (ordinaria)
12. Criterios de corrección PAU Química Castilla-La Mancha 2026 (ordinaria)
13. Comisión de Materia de Química de las universidades públicas de Madrid: Ámbito de contenidos de Química para la PAU 2026-2027, con el modelo 2027 (versión corregida publicada por la UAM, 6-11-2026)
14. Cataluña: Orientacions per a l'examen de la matèria Química de les PAU-2027 (versión de 12-11-2026)
15. Universidad de Murcia: Orientación sobre los contenidos del examen de Química (PAU 2027)
16. Comunitat Valenciana: Matizaciones de la Comisión de Química sobre el programa
17. Canarias: acta de la 2.ª reunión de coordinación de Química (20-03-2026) · curso 2025-26
18. Universidad de Oviedo: Información sobre la PAU 2025/2026, Química (ficha)
19. Universidad de Oviedo: acta de la reunión de coordinación de Química 2025-2026 (13-11-2025)
20. CiUG: Orientacións PAU 2026/2027 (Química, bloque 3 y actividades de laboratorio)
21. Decreto 109/2022 de Extremadura, currículo del Bachillerato (Química, saber B.3.4)
22. Universidad de La Rioja: Guía de calificación de Química, PAU 2025-2026
23. Decret 43/2025 de les Illes Balears, currículum del batxillerat (Química)
24. UPV/EHU: Solucionario de Química, PAU 2026 extraordinaria (efecto salino)
25. Wagman et al., The NBS Tables of Chemical Thermodynamic Properties, J. Phys. Chem. Ref. Data 11, supl. 2 (1982) (ΔfG° con los que hemos contrastado los Ks de la tabla)
26. IUPAC-NIST Solubility Data Series, vol. 52: Alkaline Earth Hydroxides in Water and Aqueous Solutions (1992)
27. AEMPS (CIMA): ficha técnica de Sulfato de bario ROVI TAC 5 g/100 ml suspensión oral
28. Clínica Universidad de Navarra, Diccionario médico: litiasis de oxalato cálcico
29. CDC, Recommendations for Using Fluoride to Prevent and Control Dental Caries in the United States (MMWR 50, RR-14, 2001)

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: 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.