

# Ficha — Soluções e equilíbrio de solubilidade: Kps, precipitados e a água

11.º Ano

Física e Química A

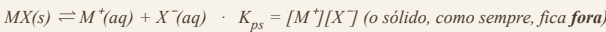
4 páginas

12 exercícios

**Objetivo:** Relacionar a **solubilidade** com o **produto iónico de solubilidade (Kps)**, avaliar a formação de **precipitados** por comparação entre concentrações e Kps, classificar soluções (não saturadas, saturadas, sobressaturadas), aplicar o **ião-comum** e ligar tudo à **água** (dureza, poluentes, precipitação).

## Revisão rápida

**Solubilidade** = quantidade máxima de soluto que se dissolve num solvente num dado T. Em **equilíbrio de solubilidade** (saturação): sólido ⇌ iões em solução:



| Classe         | Relação Q vs Kps           | Caraterística                                                   |
|----------------|----------------------------|-----------------------------------------------------------------|
| Não saturada   | $Q < K_{ps}$               | dissolve ainda mais soluto                                      |
| Saturada       | $Q = K_{ps}$               | equilíbrio: dissolução = precipitação                           |
| Sobressaturada | $Q > K_{ps}$ (metaestável) | mais soluto que o «normal» — precipita ao agitar/semear cristal |

**Formação de precipitado:** calcular  $Q = [M^+][X^-]$  com as concentrações dadas — se  $Q > K_{ps}$ , **precipita** até  $Q = K_{ps}$ .

**Ioão-comum** (Le Châtelier!): acrescentar um ião da dissolução →  $Q > K_{ps}$  → **precipita** (a solubilidade **diminui**).

**Temperatura:** maioria dos **sólidos**: solubilidade **aumenta** com T (exceções existem — é experimental) · **gases**: **diminui** (CO<sub>2</sub> em água fria — o chá/gás abrandam a quente).

**Água:** dissolve CO<sub>2</sub> (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) e sais (dureza: **Ca<sup>2+</sup>**, **Mg<sup>2+</sup>**); **precipitação** remove iões (poluentes:  $Pb^{2+} + S^{2-} \rightarrow PbS\downarrow$ ) — reação de precipitação é filtração química.

**Estratégia:** escrever a dissolução → Kps com expoentes → calcular Q → comparar (precipita? classe?) → se envolver T/ião-comum, usar Le Châtelier.

## Exercícios

1. Completar: uma solução não saturada pode dissolver \_\_\_\_\_ soluto; a saturada está em \_\_\_\_\_ entre dissolução e \_\_\_\_\_; a sobressaturada contém soluto \_\_\_\_\_ e é \_\_\_\_\_ (instável). O que a caracteriza experimentalmente?

2. Escreve a expressão de Kps: (a)  $AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$  · (b)  $PbI_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2I^-$  · (c)  $CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+} + CO_3^{2-}$ . Porque é que o ião iódido tem expoente 2 na expressão?

3. Solubilidade a partir de Kps: o Kps do AgCl a 25 °C é  $1,8 \times 10^{-10}$ . Calcula a solubilidade molar (s) sabendo que  $[Ag^+] = [Cl^-] = s$  — usa  $s = \sqrt{K_{ps}}$  ( $\sqrt{1,8} \approx 1,34$ ).

4. Q vs Kps — precipita? Em AgCl ( $K_{ps} = 1,8 \times 10^{-10}$ ): (a) mistura com  $[Ag^+] = 10^{-4}$  e  $[Cl^-] = 10^{-5}$ . (b) com  $[Ag^+] = [Cl^-] = 10^{-6}$ . Em cada caso calcula Q, compara e decide.

5. Classificação: um sal tem  $K_{ps} = 1,0 \times 10^{-8}$ . Três soluções dão  $Q = 10^{-10}$ ,  $Q = 10^{-8}$ ,  $Q = 10^{-6}$ . Classifica-as e diz o que acontece à terceira se a mexeres com uma vareta.

6. Ião-comum: num equilíbrio de AgCl saturado, acrescentas NaCl concentrado. (a) Que ião perturba o equilíbrio? (b) Prever com Q/K o que acontece (precipita mais AgCl?) — e o que acontece à solubilidade da prata. Liga-o ao Princípio de Le Châtelier.

7. Temperatura: (a) como varia a solubilidade da maioria dos sólidos com o aquecimento? E a dos gases? (b) Um refrigerante aberto e aquecido «perde gás» — que equilíbrio se desloca? (c) Porque é que a regra da maioria é experimental (exceções: há sólidos menos solúveis a quente)?

8. Água e dureza: (a) porque é que a água da torneira é «dura» — que iões? (b) De onde vem o  $CO_2$  que a torna levemente ácida? (c) O que acontece a  $Ca(HCO_3)_2$  quando ferves a água (equação: deposita-se que sal?) — porque a fervura «remove» dureza temporária?

9. Minimizar a dureza: compara dois processos — cal/soda cáustica (precipitação com  $\text{OH}^-$ ) vs troca iônica (resina que troca  $\text{Ca}^{2+}$  por  $\text{Na}^+$ ). Indica o que cada um faz, vantagem e inconveniente (ex.: sódio residual).

10. Poluentes: para remover  $\text{Pb}^{2+}$  das águas residuais usa-se um ião sulfureto:  $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{PbS} \downarrow$ . (a) Porque é que o chumbo sai da solução? (b) O que se faz com o precipitado (filtração) — e porque é que a remoção química é preferível a «diluir»? (c) Liga isto ao Kps: que grandeza terá o PbS de pequena (precipita com facilidade)?

11. Laboratório (AL 25): descreve o experimento do efeito da temperatura: dissolves soluto a quente até saturar, arrefece sem agitar → o que esperas ver? Ao agitar ou semear um cristal → ? Que classe de solução tinhas obtido ao arrefecer e porque é que a cristalização é método de purificação?

12. Síntese: Kps é «só mais um K»? (a) Em que é idêntico à constante de equilíbrio da ficha 9 (sólidos de fora, expoentes, só T)? (b) Em que é especial (é um sólido a dissolver; solubilidade em mols/L)? (c) Fecha o raciocínio: porquê é que toda a química deste ano se resume a Q contra K?

## Soluções — Soluções e equilíbrio de solubilidade

11.º Ano

Física e Química A

Resolução completa

**1. mais · equilíbrio · precipitação** (as duas velocidades iguais) · **além do normal** (do limite de equilíbrio) · **metaestável**. Experimentalmente: instável — um toque (agitar, poeira, um cristal-semente) desencadeia a **cristalização** imediata.

**2.** (a)  $K_{ps} = [Ag^+][Cl^-]$ . (b)  $K_{ps} = [Pb^{2+}][I^-]^2$  — o expoente 2 vem do coeficiente do ião iódido. (c)  $K_{ps} = [Ca^{2+}][CO_3^{2-}]$ . Regra: coeficientes da dissolução → **expoentes** na expressão (como em qualquer K).

**3.**  $K_{ps} = s \cdot s = s^2 \rightarrow s = \sqrt{1,8 \times 10^{-10}} = 1,34 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$  — solubilidade «quase nula»: é por isto que o AgCl é um precipitado típico (basta iões muito diluídos para  $Q > K_{ps}$ ).

**4.** (a)  $Q = (10^{-4})(10^{-5}) = 10^{-9} \rightarrow 10^{-9} > 1,8 \times 10^{-10} \rightarrow Q > K_{ps}$ : **precipita AgCl** (até as concentrações caírem para  $Q = K_{ps}$ ). (b)  $Q = (10^{-6})(10^{-6}) = 10^{-12} < 1,8 \times 10^{-10} \rightarrow Q < K_{ps}$ : **não precipita** — solução subsaturada (dissolveria mais AgCl).

**5.**  $Q = 10^{-10} < K_{ps} \rightarrow$  **não saturada** ·  $Q = 10^{-8} = K_{ps} \rightarrow$  **saturada** (em equilíbrio) ·  $Q = 10^{-6} > K_{ps} \rightarrow$  **sobressaturada** (metaestável) — ao mexeres, o excesso precipita como cristais até voltar a  $Q = K_{ps}$  (é o princípio da fabricação de cristais e da «chuva» num vidro sujo).

**6.** (a) O  $Cl^-$  do NaCl (o  $Na^+$  não participa — espectador). (b) Com mais  $[Cl^-]$ ,  $Q = [Ag^+][Cl^-]$  sobe →  $Q > K_{ps} \rightarrow$  o equilíbrio desloca-se para o **lado do sólido** (para consumir iões) → **precipita mais AgCl** e a **solubilidade da prata diminui**. É o efeito do ião-comum: Le Châtelier aplicado a  $K_{ps}$  (o alvo  $K_{ps}$  não muda — só a posição).

**7.** (a) Sólidos: na maioria, **aumenta** com T (a dissolução é geralmente endotérmica) · gases: **diminui** (a dissolução é exotérmica: o gás escapa com o calor). (b) Aquecer →  $CO_2(g) \rightleftharpoons CO_2(aq)$  desloca-se para a **esquerda** (gás sai) → refrigerante morno «perde» gás e o chá a quente oxigena mal. (c) Porque é **experimental**: depende da dissolução de cada sal ( $\Delta H$ ) — há exceções documentadas (ex.: sulfato de cério menos solúvel a quente); a regra é tendência, não lei.

**8.** (a) Dura pela presença de  $Ca^{2+}$  e  $Mg^{2+}$  (dissolvidos de rochas calcárias/dolomíticas). (b) O  $CO_2$  atmosférico ( $CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3$ ) — o mesmo da chuva normal. (c)  $Ca(HCO_3)_2 \rightarrow$  (fervura)  $CaCO_3 \downarrow + CO_2 \uparrow + H_2O$  — o bicarbonato instável **descompõe-se** com o calor e o carbonato de cálcio precipita (incrustações na chaleira): remove-se a **dureza temporária** (a que vem do  $CO_2$ ).

**9. Cal/soda cáustica:**  $Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2CaCO_3 \downarrow + 2H_2O$  — a cal converte o bicarbonato em carbonato, que **precipita** — *vantagem*: barato, em escala industrial; *inconveniente*: resíduos (lamas) e manuseamento perigoso. **Troca iônica:** resina troca  $Ca^{2+}/Mg^{2+}$  por  $Na^+$  — *vantagem*: água «macia» contínua, simples de operar; *inconveniente*: a água fica rica em sódio (menos ideal para consumo; a resina regenera-se com sal).

**10.** (a) Porque  $[Pb^{2+}]/[S^{2-}]$  salta acima do  $K_{ps}$  do **PbS** (que é minúsculo — praticamente insolúvel) → precipita um sólido que se **filtra**. (b) Com o sólido removido, o **metal sai mesmo da água** (mass balance); diluir só espalha o poluente (mesma massa, menor concentração — e pode voltar a concentrar-se). (c) O PbS tem **Kps extremamente pequena** — por isso precipita mesmo com traços de iões (é por isso que serve para «caçar» metais pesados).

**11.** Ao arrefecer sem agitar, a solução ficou com  $Q > K_{ps}$  (a  $K_{ps}$  caiu com a T) — **sobressaturada**, mas sem núcleo para precipitar → mantém-se límpida (metaestável). Ao **agitar** ou **semear um cristal**: o excesso precipita de uma vez (cristais). Obteve-se uma **sobressaturada** e a cristalização é **purificação** porque o sólido que cristaliza incorpora apenas o soluto — impurezas ficam na **solução restante** (água-mãe) — não entram no cristal.

**12.** (a) Idêntico: é uma **razão de equilíbrio** com sólido excluído, coeficientes em expoentes, dependente **só de T**, e lê-se com **Q** para prever sentidos — a mesma gramática da ficha 9. (b) Especial: o «lado sólido» é puro (constante) e o que interessa é a **solubilidade** (mol/L da fase dissolvida) —  $K_{ps}$  é uma medida indireta de «quanto dissolve». (c) Porque **Q vs K é o julgamento universal**: sentido de reação (fichas 9–10), acidez (11–12), corrosão (14) e agora precipitação (15) — toda a química é perguntar «estamos no alvo? e se não, para onde corrige?».

**Nota:** quatro blocos — **classes** · **Kps** · **s** =  $\sqrt{K_{ps}}$  e **Q vs Kps** · **ião-comum** + **T** + **água** · **poluentes** + **purificação**. Fecha o Organizador 4 (e as 15 fichas) com as fichas 11–14.