Ficha — Solubilidade e Equilíbrio de Solubilidade

11.º Ano | Física e Química A | 4 páginas | 12 exercícios

Competências que desenvolve: Ler a curva de solubilidade contra a temperatura, classificar soluções em sub/saturadas e supersaturadas, escrever expressões de Kps, calcular solubilidades a partir da constante e prever precipitações pelo efeito ião-comum.

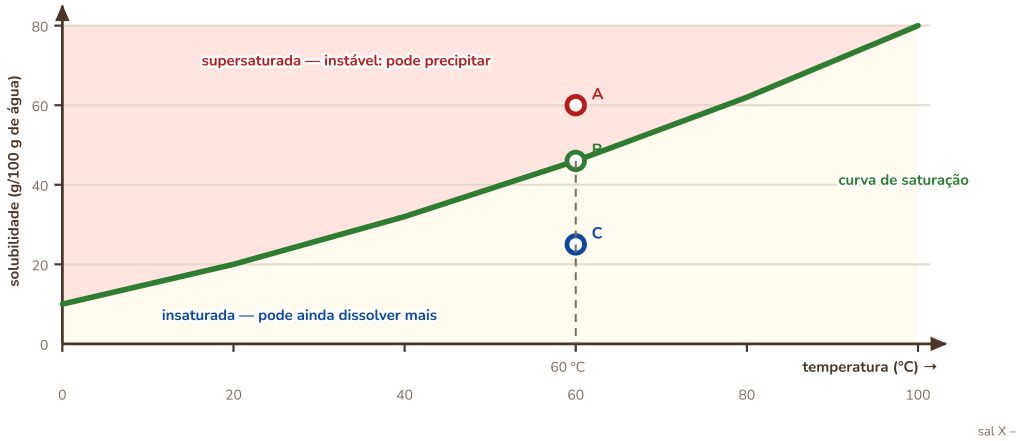


Figura 17 — Curva de solubilidade de um sal: acima da curva a solução está supersaturada (pode precipitar), na curva está saturada (equilíbrio) e por baixo está insaturada. Em geral, aquecer aumenta a solubilidade.

1. Leitura da curva: lê a solubilidade do sal X a 20 °C e a 60 °C (g/100 g de água). Qual é a tendência ao aquecer?

2. Os três pontos: classifica A, B e C (super-saturada, saturada, insaturada) e diz o que acontece em cada caso (precipita / equilíbrio / pode dissolver mais).

3. Porque sobe a curva: a dissociação de muitos sais é endotérmica. Com Le Châtelier explica porque o aquecimento desloca o equilíbrio de solubilidade no sentido da dissolução.

© 2026 Estudantices

4. Preparar uma saturada: a 60 °C, quanta massa de sal X é necessária para saturar 200 g de água? (usa a leitura da curva: 46 g/100 g)

5. Arrefecer: a solução do exercício 4 (a 60 °C) é arrefecida a 20 °C. Quanta massa precipita? (capacidade a 20 °C: 20 g/100 g — mostra o cálculo)

6. Expressão de Kps: escreve o produto de solubilidade para $AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^{+} + Cl^{-}$ e explica porque o sólido não entra na expressão.

7. Kps → solubilidade: para AgCl, Kps = $1{,}6\times10^{-10}$. Como $[Ag^+] = [Cl^-] = s$, resolve $s^2 = Kps$ e calcula s em mol/L ($s \approx 1{,}3\times10^{-5}$).

© 2026 Estudantices

8. Comparar Kps: $BaSO_4$ (1×10^{-10}) e AgCl ($1,6\times10^{-10}$). Qual é menos solúvel? E se os dois tiverem a mesma estequiometria ($s = \sqrt{Kps}$), o que se conclui?

9. Efeito ião-comum: adiciona-se NaCl a uma suspensão de AgCl. Com Q vs Kps explica porque é que precipita mais AgCl (o Cl^- comum desloca o equilíbrio para a esquerda).

10. Classes de saturação: descreve as três situações da figura pelas palavras da própria curva e indica, para cada, o que se observa num copo (cristais / nenhum / pode receber mais sal).

11. Dureza da água: a água dura contém Ca^{2+} e Mg^{2+}. Por que é que o sabão «borra» nela? (dica: precipitado insolúvel de sabão de cálcio — é um problema de solubilidade)

12. Produção: como se obtêm cristais puros de um sal a partir de uma solução saturada quente? Desenvolve em 3 frases (evaporação/arrefecimento e a curva).

© 2026 Estudantices

Soluções — Solubilidade e Equilíbrio de Solubilidade

1. a 20 °C: **20 g/100 g** · a 60 °C: **46 g/100 g** · a tendência é **crescente** — o sal é mais solúvel em água quente.

2. A = **supersaturada** (acima da curva: instável, pode precipitar) · B = **saturada** (na curva: equilíbrio dissolução/cristalização) · C = **insaturada** (abaixo: ainda pode dissolver sal).

3. Se a dissolução é **endotérmica** (absorve calor), aquecer é acrescentar reagente pela esquerda: Le Châtelier desloca o equilíbrio no sentido da **dissolução** — mais sal passa a solução, daí a curva subir.

4. 46 g/100 g × 2 = **92 g** de sal X.

5. a 20 °C cabem 20 × 2 = 40 g; precipita 92 − 40 = **52 g** de cristais (é a base da cristalização por arrefecimento).

6. $Kps = [Ag^+]\cdot[Cl^-]$ — o AgCl(s) é um **sólido puro**: a sua «concentração» (densidade) é constante e absorve-se na constante, não aparece na expressão.

7. $s^2 = 1{,}6\times10^{-10} \rightarrow s = \sqrt{(1{,}6\times10^{-10})} \approx \mathbf{1{,}3\times10^{-5}}$ **mol/L** — uma solubilidade minúscula: praticamente insolúvel.

8. ambos têm a mesma estequiometria (1:1), logo quem tem **Kps menor é menos solúvel: o $BaSO_4$** — a comparação direta de Kps só é válida com estequiometrias iguais; caso contrário, calcula-se s de cada.

9. Com Cl^- acrescentado, o quociente Q = $[Ag^+][Cl^-]$ **supera o Kps** → a reação vai no sentido inverso (precipitação) até Q = Kps outra vez — é o efeito ião-comum: um ião comum diminui a solubilidade.

10. insaturada: ainda **pode receber mais sal** (dissolve) · saturada: está no equilíbrio — mais sal fica sólido no fundo · supersaturada: instável, **precipitam cristais** ao menor perturbar (semente ou evaporação).

11. O Ca^{2+} da água dura reage com o anião do sabão formando **stearato de cálcio insolúvel** — o mesmo problema de Kps: um precipitado que fica nas roupas e nos tubos, em vez da espuma solúvel da água mole.

12. (modelo) Aquece-se a água até perto do ebulição para dissolver **mais sal** (curva a subir) e satura-se a solução quente. Ao **arrefecer devagar**, a capacidade cai pela curva e o excesso precipita em cristais bem formados — é a cristalização por arrefecimento. (Alternativa: evaporar parte da água e cristalizar por evaporação.)

© 2026 Estudantices