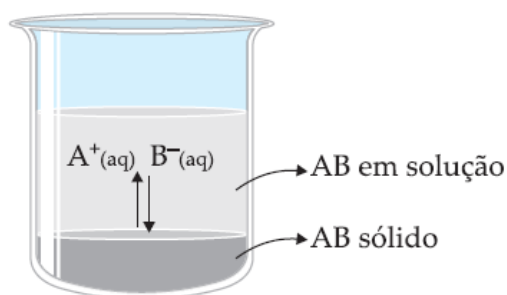
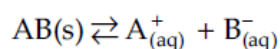


Produto de Solubilidade

É definido para soluções saturadas de uma substância muito pouco solúvel em água.



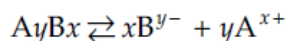
Verifica-se que ocorre um equilíbrio da dissolução do sal $AB_{(s)}$ em água.



$$K = \frac{[B^-] \cdot [A^+]}{[AB]} \text{ como } [AB] = \text{cte, temos}$$

$$K \cdot [AB] = [B^-] \cdot [A^+] \Rightarrow \boxed{PS = [B^-] \cdot [A^+]}$$

Generalizando para um eletrólito qualquer A_yB_x , temos:



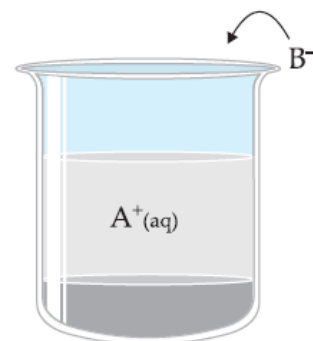
$$\boxed{PS = [B^{y-}]^x \cdot [A^{x+}]^y}$$

Observações

a) Quanto menor o valor do PS, menos solúvel é a substância, desde que os íons presentes na solução encontrem-se numa mesma proporção. Caso o fato não seja observado, o menos solúvel é o de menor solubilidade.

b) O PS varia com a temperatura.

Ocorrência de precipitação



$[A^+] \cdot [B^-] < K_{PS}$: Solução não saturada.

$[A^+] \cdot [B^-] = K_{PS}$: Solução saturada.

$[A^+] \cdot [B^-] > K_{PS}$: Solução supersaturada. Como são instáveis, ocorre a precipitação da quantidade que exceder o PS.

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

01 (UFPI-PI) A solubilidade do fluoreto de cálcio, a 18 °C, é $2 \cdot 10^{-5}$ mol/litro. O produto de solubilidade desta substância na mesma temperatura é:

- a) $8,0 \times 10^{-15}$
- b) $3,2 \times 10^{-14}$
- c) 4×10^{-14}
- d) 2×10^{-5}
- e) 4×10^{-5}

02 O produto de solubilidade de um certo cloreto, $MC\ell_2$, é 4×10^{-9} a 25 °C. Calcule sua solubilidade em mol/L.

03 (UNICAMP-SP) *Será então que poderia cair alguma questão ligada a Ecologia na prova de Química? - sugere Chuá.*

- É uma boa! - responde Naná. - Veja aqui nesta notícia de jornal: Uma indústria foi autuada pelas autoridades por poluir um rio com efluentes contendo íons Pb^{2+} . O chumbo provoca no ser humano graves efeitos toxicológicos. Acho que uma boa pergunta estaria relacionada ao possível tratamento desses efluentes para retirar o chumbo. Ele poderia ser precipitado na forma de um sal muito pouco solúvel e, a seguir, separado por filtração ou decantação.

a) Considerando apenas a constante de solubilidade dos compostos a seguir, escreva a fórmula do ânion mais indicado para a precipitação do Pb^{2+} . Justifique.

Dados: Sulfato de chumbo, $K_s = 2 \cdot 10^{-8}$;

Carbonato de chumbo, $K_s = 2 \cdot 10^{-13}$;

Sulfeto de chumbo, $K_s = 4 \cdot 10^{-28}$.

b) Se num certo efluente aquoso há $1 \cdot 10^{-3}$ mol/L de Pb^{2+} e se a ele for adicionada a quantidade estequiométrica do ânion que você escolheu no item a, qual é a concentração final de íons Pb^{2+} que sobra neste efluente? Admita que não ocorra diluição significativa do efluente.

04 (FEI-SP) Sabendo que o produto de solubilidade do cloreto de prata vale $1,80 \cdot 10^{-10}$, podemos dizer que a solubilidade desse sal em água é (em mol/L)

- a) $3,26 \times 10^{-20}$
- b) $0,90 \times 10^{-10}$
- c) $1,80 \times 10^{-10}$
- d) $3,60 \times 10^{-5}$
- e) $1,34 \times 10^{-5}$

05 (UFSC-SC) Para uma única solução aquosa, na qual está dissolvida igual quantidade em mols dos seguintes minerais, cujos produtos de solubilidade são

	Sal	Kps (mol/L) ²
01	BaCO ₃	$5,3 \cdot 10^{-9}$
02	CaCO ₃	$4,7 \cdot 10^{-9}$
04	FeCO ₃	$2,0 \cdot 10^{-11}$
08	PbCO ₃	$1,0 \cdot 10^{-13}$
16	MgCO ₃	$4,0 \cdot 10^{-5}$
32	CdCO ₃	$5,2 \cdot 10^{-12}$
64	CoCO ₃	$8,0 \cdot 10^{-13}$

adiciona-se Na₂CO₃, gota a gota, à solução. Qual dos sais precipitará em primeiro lugar? E qual em segundo lugar?

06 (VUNESP-SP) Fosfato de cálcio, Ca₃(PO₄)₂ é um dos principais constituintes dos cálculos renais (“pedras nos rins”). Esse composto precipita e se acumula nos rins. A concentração média de íons Ca²⁺ excretados na urina é igual a $2 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Calcule a concentração de íons PO₄³⁻, em mol/L, que deve estar presente na urina, acima da qual começa a precipitar fosfato de cálcio.

(Produto de solubilidade de Ca₃(PO₄)₂ = $1 \cdot 10^{-25}$; massas atômicas: Ca = 40, P = 31, O = 16)

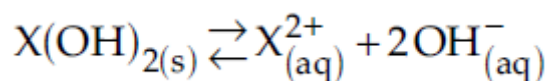
07 (EFEI-MG 2001) Em alguns países da Europa, a fluoretação das águas de abastecimento produzem uma concentração final de íons fluoreto de $5 \cdot 10^{-5}$ mol/L. Em geral, as águas europeias são consideradas “duras”, ou seja, possuem uma concentração significativa de íons Ca²⁺ e Mg²⁺. Se o K_{ps} do CaF₂ é igual a $4,0 \cdot 10^{-11}$, qual a concentração máxima de Ca²⁺ que pode existir nessas águas sem que ocorra precipitação durante o processo acima citado?

08 (PUCCAMP-SP) Não devem ser lançadas em cursos d’água naturais, soluções aquosas contendo altas concentrações de íons Hg²⁺(aq). Uma recomendação para “remover” tais íons, altamente poluidores e tóxicos, é precipitá-los sob forma de sulfeto de mercúrio (II), HgS.

O produto de solubilidade desse sal em água é da ordem de 10^{-54} . Sendo assim, a “remoção” é tal que, estatisticamente, para dissolver-se um único íon Hg²⁺ contido no HgS, seria necessário um volume de água da ordem de (constante de Avogadro aproximada: 10^{24} mol⁻¹)

- a) dez mil litros.
- b) mil litros.
- c) cem litros.
- d) dez litros.
- e) um litro.

09 (PUC-SP) Uma solução saturada de base, representada por $X(OH)_2$ cuja reação de equilíbrio é



tem um pH = 10 a 25 °C. O produto de solubilidade (K_{ps}) do $X(OH)_2$ é:

- a) 5×10^{-13}
- b) 2×10^{-13}
- c) 6×10^{-12}
- d) 1×10^{-12}
- e) 3×10^{-10}

10 (MACKENZIE-SP) O produto de solubilidade do carbonato de cálcio ($CaCO_3$), que apresenta solubilidade de 0,013 g/L a 20°C, é:

- a) $1,69 \times 10^{-4}$
- b) $1,69 \times 10^{-8}$
- c) $1,30 \times 10^{-2}$
- d) $1,30 \times 10^{-8}$
- e) $1,69 \times 10^{-2}$

11 (PUCCAMP-SP) Nas estações de tratamento da água, comumente provoca-se a formação de flocos de hidróxido de alumínio para arrastar partículas em suspensão. Suponha que o hidróxido de alumínio seja substituído pelo hidróxido férrico. Qual a menor concentração de íons Fe^{3+} , em mol/L, necessária para provocar a precipitação da base, numa solução que contém $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L íons OH^- ?

Dado: Produto de solubilidade do $Fe(OH)_3 = 6,0 \cdot 10^{-38}$

- a) $2,0 \times 10^{-41}$
- b) $2,0 \times 10^{-38}$
- c) $2,0 \times 10^{-35}$
- d) $6,0 \times 10^{-35}$
- e) $6,0 \times 10^{-29}$

12 (FUVEST-SP) Em um béquer foram misturadas soluções aquosas de cloreto de potássio, sulfato de sódio e nitrato de prata, ocorrendo, então, a formação de um precipitado branco, que se depositou no fundo do béquer. A análise da solução sobrenadante revelou as seguintes concentrações:

$[Ag^+] = 1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L

$[SO_4^{2-}] = 1,0 \cdot 10^{-1}$ mol/L

$[Cl^-] = 1,6 \cdot 10^{-7}$ mol/L

De que é constituído o sólido formado? Justifique.

Composto	Produto de solubilidade	Cor
AgCl	$1,6 \cdot 10^{-10} \text{ (mol/L)}^2$	branca
Ag ₂ SO ₄	$1,4 \cdot 10^{-5} \text{ (mol/L)}^3$	branca

13 (UEFS-BA) Uma solução aquosa, obtida pela adição de óxido de magnésio à água, está saturada em relação ao hidróxido formado, quando:

- a) $[Mg^{2+}] \cdot [2(OH)^-] = K_{ps}$
- b) $[Mg^{2+}] \cdot [O_2^-] = K_{ps}$
- c) $[Mg^{2+}] \cdot [(OH)^-]^2 = K_{ps}$
- d) $[Mg^{2+}] \cdot [2(OH)^-]^2 < K_{ps}$
- e) $[Mg^{2+}] \cdot [2(OH)^-] > K_{ps}$

14 (FEI-SP) Os sulfetos metálicos são encontrados em grande quantidade na natureza. Sabendo-se que a 25°C o produto de solubilidade do sulfeto de Zn (ZnS) vale $1,3 \cdot 10^{-23}$, determine sua solubilidade, em mol/L, nessa temperatura.

- a) $3,6 \cdot 10^{-12}$
- b) $3,6 \cdot 10^{-8}$
- c) $3,49 \cdot 10^2$
- d) $360 \cdot 10^1$
- e) $3,49 \cdot 10^5$

15 (ESAM-RN) Em qual dos compostos a seguir o produto de solubilidade (K_{ps}) é calculado pela equação

$$K_{ps} = [cátion]^2 \cdot [ânion]^3$$

- a) Sulfeto de Fe (III)
- b) Sulfeto de Fe (II)
- c) Hidróxido de Fe (III)
- d) Hidróxido de Fe (II)
- e) Fosfato de Fe (III)

16 (FCC-SP) Em uma solução aquosa saturada de HgS encontrou-se $[Hg^{2+}] = 1 \cdot 10^{-26}$ mol/L. Assim, o valor do K_{ps} dessa substância resulta do cálculo:

- a) $(1 \cdot 10^{-26}) + 2$
- b) $2 \cdot 10^{-26}$
- c) $1 + (1 \cdot 10^{-26})$
- d) $(1 \cdot 10^{-26})^{1/2}$
- e) $(1 \cdot 10^{-26})^2$

17 (FUVEST-SP) A determinada temperatura, a solubilidade do sulfato de prata em água é $2,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L. O produto de solubilidade (K_{ps}) desse sal à mesma temperatura é:

- a) $4,0 \cdot 10^{-4}$
- b) $8,0 \cdot 10^{-4}$
- c) $6,4 \cdot 10^{-5}$
- d) $3,2 \cdot 10^{-5}$
- e) $8,0 \cdot 10^{-6}$

18 (FGV-SP) A 25°C, qual dos sais é o mais solúvel em água?

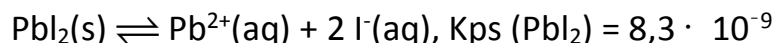
Sal	Produtos de solubilidade (25 °C)
Sulfeto de cobre (II)	$4 \cdot 10^{-38}$
Sulfeto de ferro (II)	$1 \cdot 10^{-19}$
Carbonato de bário	$2 \cdot 10^{-9}$
Carbonato de cálcio	$5 \cdot 10^{-9}$
Cloreto de cobre (I)	$3 \cdot 10^{-7}$

- a) CuS
- b) FeS
- c) BaCO₃
- d) CuCl
- e) CaCO₃

19 (VUNESP-SP) Pb₃(SbO₄)₂ é um pigmento alaranjado empregado em pinturas a óleo.

- a) Escreva o nome oficial do pigmento e indique a classe de compostos a que pertence.
- b) Escreva a equação química balanceada da “ionização” desse pigmento pouco solúvel em água e a expressão da constante do seu produto de solubilidade (K_{ps}).

20 (UFF-RJ) O seguinte equilíbrio ocorre em meio aquoso:



Pode-se afirmar que:

- a) se $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2 = K_{\text{ps}}$, então a solução é insaturada.
- b) se $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2 > K_{\text{ps}}$, então a solução é saturada.
- c) se $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2 < K_{\text{ps}}$, então a solução é supersaturada.
- d) se $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2 = K_{\text{ps}}$, então a solução é saturada.
- e) se $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2 > K_{\text{ps}}$, então a solução é insaturada.

21 (UNIMEP-SP) A solubilidade do cloreto plumboso em água é $1,6 \cdot 10^{-2}$ M a 25°C. O Kps nesta temperatura será aproximadamente igual a:

- a) $1,64 \cdot 10^{-6}$
- b) $2,24 \cdot 10^{-4}$
- c) $1,60 \cdot 10^{-2}$
- d) $3,28 \cdot 10^{-4}$
- e) $1,64 \cdot 10^{-5}$

22 (UCDB-MS) Com base nos valores do produto de solubilidade (K_{ps}) de sais com água, da tabela, podemos afirmar que o sal mais solúvel é:

Sal	K_{ps} (25 °C)
CaSO_4	$2,4 \cdot 10^{-5}$
PbI_2	$8,3 \cdot 10^{-9}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$
AgBr	$5,0 \cdot 10^{-13}$
ZnS	$1,0 \cdot 10^{-20}$

- a) CaSO_4
- b) PbI_2
- c) AgCl
- d) AgBr
- e) ZnS

23 (UEM-PR) Assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

(01) Uma reação química atinge o equilíbrio quando a velocidade da reação inversa for máxima e a velocidade da reação direta for mínima.

(02) Dada a reação em equilíbrio $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ $\Delta H = +57 \text{ kJ/mol}$, um aumento na temperatura do sistema deslocará o equilíbrio na direção da formação de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$.

(04) Um aumento de pressão desloca o equilíbrio químico da reação $\text{FeO}(\text{s}) + \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$.

(08) Se o pH de uma solução é igual a 14, a concentração de OH^- nessa solução é 1,0 mol/L.

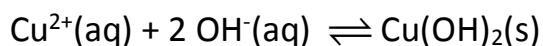
(16) A uma mesma temperatura e em um mesmo solvente, o valor do K_{ps} do AgCl é igual a $0,6 \cdot 10^{-10}$ e o do AgI é igual a $1,0 \cdot 10^{-16}$, portanto o AgI é mais solúvel que o AgCl , nessas condições.

Some os números dos itens corretos.

24 (UNIMEP-SP) Sabe-se que a solubilidade do cromato de prata (Ag_2CrO_4) é de $2,5 \cdot 10^{-2} \text{ g/L}$, a determinada temperatura. O produto de solubilidade, K_{ps} , do sal é da ordem de: Dados: massas atômicas: $\text{Ag} = 108$; $\text{Cr} = 52$; $\text{O} = 16$.

- a) 10^{-9}
- b) 10^{-8}
- c) 10^{-10}
- d) 10^{-14}
- e) 10^{-12}

25 (UEL-PR) Uma forma de identificar a presença de íons Cu^{2+} em solução aquosa, mesmo em baixas concentrações, é acrescentar amônia. Forma-se um íon complexo que confere à solução uma cor azul intensa. Dessa forma, quando a amônia é acrescentada a um sistema químico no qual ocorre o equilíbrio de solubilidade



o mesmo:

- a) mantém-se inalterado, mas a solução sobrenadante torna-se ácida.
- b) mantém-se inalterado, mas a solução sobrenadante fica mais básica.
- c) sofre perturbação e estabelece-se outro estado de equilíbrio no qual a quantidade de precipitado é maior.
- d) sofre perturbação e estabelece-se outro estado de equilíbrio no qual a quantidade de precipitado é menor ou inexistente.
- e) sofre perturbação e estabelece-se outro estado de equilíbrio no qual a concentração de íons $\text{OH}^{-}(\text{aq})$ é menor ou inexistente.

26 (UCMG-MG) Considere uma solução do eletrólito abaixo, assinale verdadeiro (V) ou falso (F).

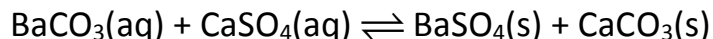


- () Quanto menor o K_{ps} do eletrólito, menos solúvel será esse eletrólito.
- () Se $[B^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y > K_{ps}$, haverá precipitação.
- () Se $[B^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y < K_{ps}$, haverá dissolução do precipitado.
- () Se $[B^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y = K_{ps}$, a solução é saturada.
- () Um aumento do eletrólito sólido na solução saturada não altera o K_{ps} .

27 (PUCCAMP-SP) O produto de solubilidade do hidróxido férrico, $Fe(OH)_3$, é expresso pela relação:

- a) $[Fe^{3+}] \cdot 3 [OH^-]$
- b) $[Fe^{3+}] + [OH^-]^3$
- c) $[Fe^{3+}] \cdot [OH^-]^3$
- d) $[Fe^{3+}]/[OH^-]^3$
- e) $[Fe^{3+}]/[OH^{3+}]$

28 (UEM-PR) Em meados de maio de 2003, a Anvisa (Agência Nacional de Vigilância Sanitária) foi informada de casos graves de intoxicação associados ao uso de um medicamento à base de sulfato de bário. A matéria-prima usada na preparação do sulfato é o carbonato de bário, que pode também ser usado em venenos para ratos. A causa da morte de pacientes que usaram os medicamentos supostamente à base de sulfato de bário foi, segundo laudos médicos, a intoxicação por carbonato de bário. Uma das formas de sintetizar o sulfato de bário é através da reação entre carbonato de bário e sulfato de cálcio em meio aquoso, como mostra a reação abaixo.



Assinale o que for correto.

Dados: Ca = 40; C = 12; Ba = 137; S = 32; O = 16

- (01) A reação descrita acima é uma reação de dupla troca.
- (02) A separação entre os produtos $BaSO_4(s)$ e $CaCO_3(s)$ pode ser feita por filtração simples.
- (04) Supondo que a solubilidade do $CaCO_3$ em água, a uma dada temperatura, seja igual a 10 mg/L, seu K_{ps} é igual a 10^{-8} .

29 (UFRN-RN) Em um béquer que contém água a 25°C, adiciona-se, sob agitação, $BaSO_4$ até que se obtenha uma solução saturada.

- a) Escreva a expressão do produto de solubilidade para o $BaSO_4$ em água.
- b) Calcule o valor do produto de solubilidade do $BaSO_4$ a 25°C, sabendo que sua solubilidade em água é $1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L.

30 (VUNESP-SP) Considere 100 mililitros de solução saturada de cloreto de prata a 25°C. Qual a massa de sal nela contida?

Dados: $K_{ps} AgCl = 1 \cdot 10^{-10}$; Ag = 108 u ; Cl = 35,5 u

- a) $1,43 \cdot 10^{-4}$ gramas.
- b) $1,43 \cdot 10^{-5}$ gramas.
- c) $1,43 \cdot 10^{-6}$ gramas.
- d) $1,43 \cdot 10^{-7}$ gramas.
- e) $1,43 \cdot 10^{-8}$ gramas.

31 (UERJ-RJ) O hidróxido de magnésio, Mg(OH)_2 , é uma base fraca pouco solúvel em água, apresentando constante de produto de solubilidade (K_{ps}) igual a $4 \cdot 10^{-12}$. Uma suspensão desta base em água é conhecida comercialmente como “leite de magnésia”, sendo comumente usada no tratamento de acidez no estômago.

a) Calcule, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, a solubilidade do Mg(OH)_2 , numa solução desta base.

b) Escreva a equação balanceada da reação de neutralização total do hidróxido de magnésio com ácido clorídrico (HCl).

32 (VUNESP-SP) A cada um de quatro frascos foi adicionado um mol de hidróxido de metal alcalino terroso, conforme a tabela seguinte. A cada um deles foi adicionada água, até que os volumes finais em todos os frascos fossem de 1 litro. A tabela também apresenta os valores para a solubilidade de cada um dos hidróxidos à mesma temperatura.

Frasco	Hidróxido	Solubilidade (mol/L)
1	Mg(OH)_2	0,00015
2	Ca(OH)_2	0,023
3	Sr(OH)_2	0,063
4	Ba(OH)_2	0,216

a) Escreva a equação para a reação de dissociação e calcule a concentração dos íons hidroxila, em mol/L, para a solução resultante no frasco 2.

b) Em qual dos frascos a solução terá valor de pH mais elevado? Justifique.

33 (VUNESP-SP) O leite de magnésia, utilizado para combater a acidez estomacal, é uma suspensão de hidróxido de magnésio (Mg(OH)_2) em água. O hidróxido de magnésio é um composto pouco solúvel em água, que apresenta a constante do produto de solubilidade (K_{ps}), a 25°C , igual a $3,2 \cdot 10^{-11}$.

a) Calcule a solubilidade do Mg(OH)_2 em água pura, expressa em mol/L. Considere desprezível a concentração de íons OH^- proveniente da dissociação da água e $K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$.

b) Explique, utilizando cálculos, o que acontece com a solubilidade do Mg(OH)_2 em solução que apresente $\text{pH} = 12$. Admita que a concentração de íons OH^- da dissociação do Mg(OH)_2 seja desprezível nesse valor de pH.

34 (UNIFOR-CE) A 25°C , numa solução saturada de cromato de estrôncio, a concentração de íons Sr^{2+} , em mol/L, vale: (Dado: produto de solubilidade do SrCrO_4 , a $25^\circ\text{C} = 3,5 \cdot 10^{-5}$)

a) $6 \cdot 10^{-3}$

b) $3 \cdot 10^{-3}$

c) $2 \cdot 10^{-4}$

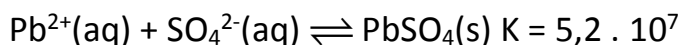
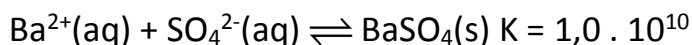
d) $6 \cdot 10^{-5}$

e) $3 \cdot 10^{-6}$

35 (E. E. Mauá-SP) São dadas as substâncias abaixo e seus respectivos produtos de solubilidade: AgCl : $2,0 \cdot 10^{-10}$; AgBr : $5,0 \cdot 10^{-13}$; AgI : $8,1 \cdot 10^{-17}$

Qual dos compostos formará uma solução aquosa saturada de maior concentração em quantidade de matéria?

36 (PUC-SP) Considere os equilíbrios abaixo:

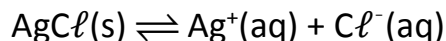


- a) Qual dos sulfatos acima é mais solúvel? Justifique sua resposta.
b) Calcule a concentração de íons de bário em uma solução saturada de BaSO_4 .

37 (UFV-MG) O sulfato de bário (BaSO_4) é uma substância pouco solúvel em água.

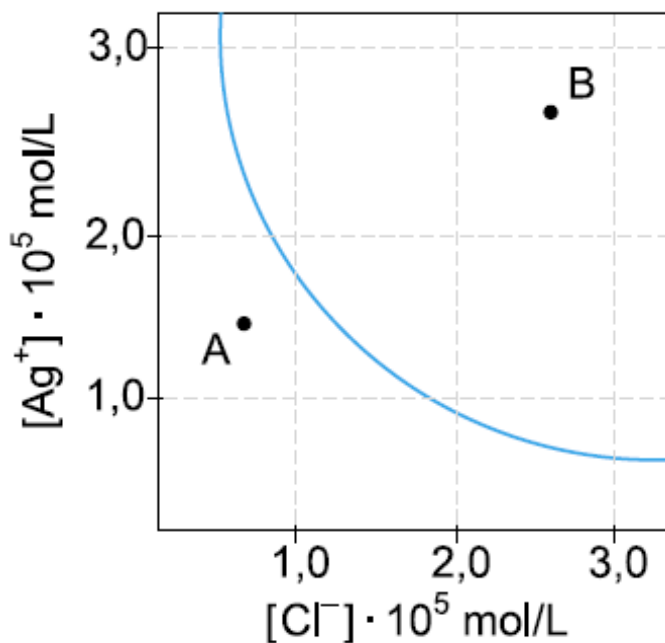
- a) Escreva a equação que representa o equilíbrio de solubilidade do BaSO_4 em solução aquosa.
b) Escreva a expressão que representa a constante de equilíbrio para a dissolução do BaSO_4 .
c) Sabendo que, a certa temperatura, a solubilidade do BaSO_4 é $1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, calcule o valor da constante de equilíbrio (produto de solubilidade).

38 (UFG-GO) A dissolução do cloreto de prata em água pode ser representada pela equação:



O gráfico da concentração de íons prata e íons cloreto, que satisfaz a expressão para a constante do produto de solubilidade, é representado a seguir.

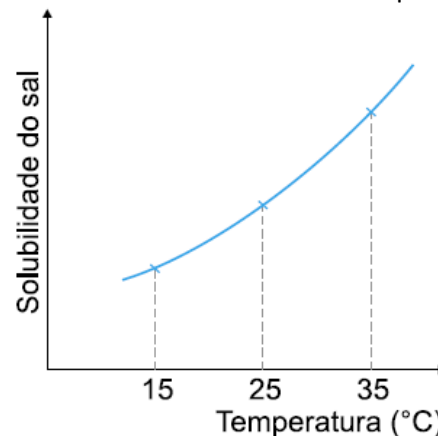
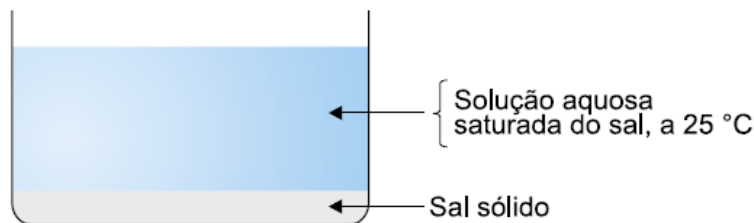
Analizando esse gráfico, julgue as proposições abaixo.



- (1) A curva representa as combinações de concentrações de íons cloreto e íons prata, em que o equilíbrio é alcançado.
(2) Partindo-se do ponto A até o ponto B (segmento AB), o sistema passa de solução para bifásico (estável).
(3) O valor de K_{ps} está entre $1,5 \cdot 10^{-10}$ e $2,0 \cdot 10^{-10}$

(4) O valor da K_{ps} não varia acima da curva.

39 (UFBA-BA) Considere o sistema representado abaixo e a correspondente curva de solubilidade do sal em questão.



Para aumentar a massa de sal não-dissolvido, basta:

- (01) adicionar mais água à solução saturada.
- (02) retirar uma porção da solução saturada.
- (04) deixar o sistema em ambiente ventilado.
- (08) elevar de cinco a dez graus a temperatura do sistema.
- (16) tampar o recipiente.

40 (VUNESP-SP) A dose letal de íons Ba^{2+} para o ser humano é de $2 \cdot 10^{-3}$ mols de íons Ba^{2+} por litro de sangue. Para se submeter a um exame de raios X, um paciente ingeriu 200 mL de uma suspensão de $BaSO_4$. Supondo-se que os íons Ba^{2+} solubilizados na suspensão foram integralmente absorvidos pelo organismo e dissolvidos em 5 litros de sangue, discuta se esta dose coloca em risco a vida do paciente.

(Constante do produto de solubilidade do $BaSO_4 = 1 \cdot 10^{-10}$)

41 (UFMG-MG) Considere os seguintes produtos de solubilidade a 25°C:

$$PbSO_4 = K_{ps} = 1,1 \cdot 10^{-8}$$

$$PbCO_3 = K_{ps} = 3,3 \cdot 10^{-14}$$

- a) Descreva o que ocorrerá ao serem misturados volumes iguais das soluções saturadas desses sais. Justifique sua resposta.
- b) A solubilidade do carbonato de chumbo em ácido nítrico é maior do que a do sulfato de chumbo. Justifique.

42 (FUVEST-SP) São necessários aproximadamente $7,5 \text{ m}^3$ de água para dissolver 1 kg de sulfato de cálcio a aproximadamente 20°C. Calcule o valor aproximado do produto de solubilidade (K_{ps}) desse sal nesta temperatura.

Dados: O = 16 μ , S = 32 μ ; Ca = 40 μ

43 (PUC-SP) Dissolve-se 0,002 mol de $Pb(NO_3)_2$ sólido em um litro de ácido sulfúrico 0,001 mol/L. Haverá precipitação de sulfato de chumbo? (Admita que não há variação no volume do ácido com a adição do sólido). Dado: produto de solubilidade do sulfato de chumbo = $1,3 \cdot 10^{-8}$

44 (FUVEST-SP) Medidas efetuadas em laboratório indicam, para o produto de solubilidade do carbonato de cálcio (calcita), o valor $4,9 \cdot 10^{-9}$. A análise de uma água do mar revelou as concentrações:

$[\text{Ca}^{2+}] = 0,01 \text{ mol/L}$

$[\text{CO}_3^{2-}] = 0,002 \text{ mol/L}$

a) Pode haver precipitação de calcita nessa água do mar? Justifique.

b) Calcule a massa, em g, de calcita contida em 100 litros dessa água do mar.

c) Calcule a massa, em g, de calcita contida em 100 litros de uma solução saturada de CaCO_3 .

Dado: massa molar do $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol}$.

45 (UNICAMP-SP) A presença do íon de mercúrio II, Hg^{2+} , em água de rios, lagos e oceanos, é bastante prejudicial aos seres vivos. Uma das maneiras de se diminuir a quantidade de Hg^{2+} dissolvido é provocar a sua reação com o íon sulfeto, já que a constante do produto de solubilidade do HgS é $9 \cdot 10^{-52}$ a 25°C . Trata-se portanto de um sal pouquíssimo solúvel.

Baseando-se somente nesse dado responda ao que se pede.

a) Que volume de água, em dm^3 , seria necessário para que se pudesse encontrar um único íon Hg^{2+} em uma solução saturada de HgS ?

b) O volume de água existente na Terra é de, aproximadamente, $1,4 \cdot 10^{21} \text{ dm}^3$. Esse volume é suficiente para solubilizar um mol de HgS ? Justifique.

46 (UFU-MG) Quando soluções aquosas diluídas de nitrato de chumbo (II) e de cloreto de potássio são misturadas em um béquer, um precipitado amarelo é observado.

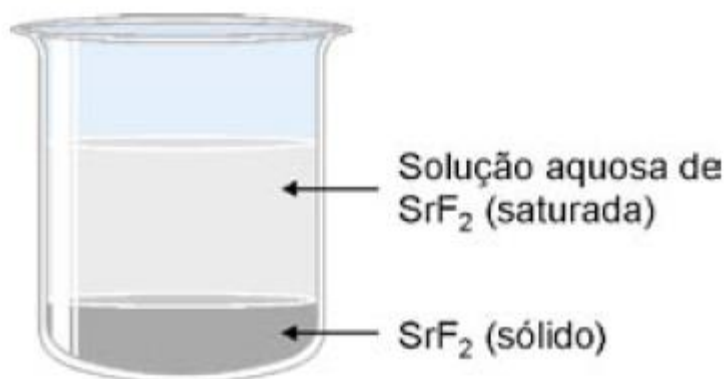
A respeito da reação química ocorrida, responda as questões propostas.

a) Quais são as espécies químicas encontradas no béquer?

b) Dê o nome do precipitado formado.

c) Escreva a expressão do produto de solubilidade para o precipitado formado.

47 (UEL-PR) Considere a adição de fluoreto de cálcio (CaF_2) a uma solução aquosa de fluoreto de estrôncio (SrF_2), contendo como corpo de fundo SrF_2 sólido, contidos em um béquer.



Nessa adição, com agitação, quantos mols de CaF_2 se dissolverão, considerando 1 litro de solução saturada de SrF_2 ? (Desprezar a contribuição de F^- proveniente da dissolução do CaF_2).

Dados: Solubilidade do $\text{SrF}_2 = 9 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ Kps, $\text{CaF}_2 = 3,2 \cdot 10^{-11}$

a) $1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

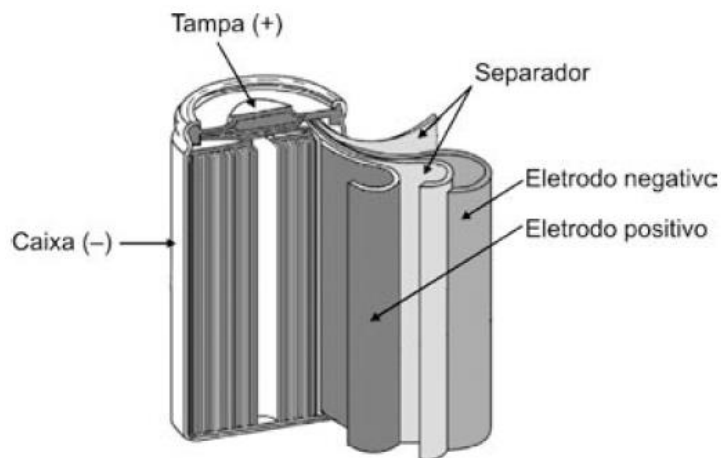
b) $2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

c) $3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

d) $4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

e) $5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

48 (UERJ-RJ) Aparelhos eletrônicos sem fio, tais como máquinas fotográficas digitais e telefones celulares, utilizam, como fonte de energia, baterias recarregáveis. Um tipo comum de bateria recarregável é a bateria de níquel-cádmio, que fornece uma d.d.p. padrão de 1,25 V e cujos componentes apresentam baixa solubilidade em água. A ilustração a seguir representa uma dessas baterias.



Admita que:

- a reação global desta bateria seja representada pela equação: $\text{Cd} + 2 \text{NiOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cd(OH)}_2 + 2 \text{Ni(OH)}_2$;
- a semi-reação de oxidação apresenta um potencial igual a 0,76 V e que seja representada pela equação:
 $\text{Cd} + 2 \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Cd(OH)}_2 + 2\text{e}^-$

- Escreva a equação que representa a semi-reação de redução e seu respectivo potencial padrão.
- Sabendo que o produto de solubilidade do hidróxido de cádmio vale $3,2 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}$ a 25°C , determine sua solubilidade, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, nessa temperatura.

49 (VUNESP-SP) Apesar dos efeitos tóxicos do íon Ba^{2+} , sais de bário são ingeridos por pacientes para servirem como material de contraste em radiografias de estômago. A dose letal para seres humanos é de 25 mg de íons Ba^{2+} , por quilograma de massa corporal.

Supondo que todos os íons Ba^{2+} , solubilizados em uma solução aquosa saturada do sal pouco solúvel BaSO_4 , sejam absorvidos pelo paciente, pergunta-se:

- Um paciente de 60 kg corre risco de vida se ingerir 200 mL da referida solução saturada? Justifique a sua resposta, mostrando os cálculos efetuados.

- Que volume da referida solução corresponderia à dose letal para um paciente de 40 kg?

Massa molar do bário = 137 g/mol. Constante do produto de solubilidade do BaSO_4 : $K_{\text{ps}} = 1 \cdot 10^{-10}$.

50 (FUVEST-SP) Preparam-se duas soluções saturadas, uma de oxalato de prata ($\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$) e outra de tiocianato de prata (AgSCN). Esses dois sais têm, aproximadamente, o mesmo produto de solubilidade (da ordem de 10^{-12}).

Na primeira, a concentração de íons prata é $[\text{Ag}^+]_1$ e, na segunda, $[\text{Ag}^+]_2$; as concentrações de oxalato e tiocinato são, respectivamente, $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$ e $[\text{SCN}^-]$.

Nesse caso, é correto afirmar que:

- $[\text{Ag}^+]_1 = [\text{Ag}^+]_2$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] < [\text{SCN}^-]$
- $[\text{Ag}^+]_1 > [\text{Ag}^+]_2$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] > [\text{SCN}^-]$
- $[\text{Ag}^+]_1 > [\text{Ag}^+]_2$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = [\text{SCN}^-]$
- $[\text{Ag}^+]_1 < [\text{Ag}^+]_2$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] < [\text{SCN}^-]$
- $[\text{Ag}^+]_1 = [\text{Ag}^+]_2$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] > [\text{SCN}^-]$

51 (UFMT-MT) Leia atentamente o texto.

O principal componente do esmalte dos dentes é a hidroxiapatita, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$. Seu equilíbrio de dissociação pode ser representado pela equação química:



Na boca, existem bactérias que aderem à superfície dos dentes formando um biofilme. Alimentadas pelos açúcares e outros nutrientes provenientes dos alimentos, essas bactérias se multiplicam rapidamente, e, quando não removidas pela escovação, dão origem à placa bacteriana. Os açúcares, ao serem metabolizados pelas bactérias, são transformados em ácidos orgânicos como o lático (ácido 2-hidroxipropânico), o acético, o fórmico e o succínico (ácido butanodióico). Esses ácidos se ionizam formando o íon H_3O^+ , que altera o pH da saliva e é considerado um dos principais responsáveis pela deterioração dos dentes.

Adaptado de SILVA, R.R. et al. In Química Nova na Escola, n° 13, Maio 2001, p. 3-8.

A partir das informações do texto, julgue os itens.

() As fórmulas estruturais abaixo, identificadas por A, B, C, D, referem-se, respectivamente, aos ácidos lático, acético, fórmico e succínico.

A	B	C	D
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{COOH} \\ \\ \text{OH} \end{array}$	$\text{CH}_3 - \text{COOH}$	$\text{H} - \text{COOH}$	$\text{HOOC} - (\text{CH}_2)_2 - \text{COOH}$

() A ionização dos ácidos orgânicos monopróticos formados pelas bactérias da placa bacteriana pode ser representada pela equação geral: $\text{R} - \text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{R} - \text{COO}^-(\text{aq})$

() Na boca, íons H_3O^+ provenientes da ionização dos ácidos orgânicos reagem com íons OH^- , diminuem sua concentração e, conseqüentemente, deslocam o equilíbrio desmineralização/mineralização da hidroxiapatita para a direita, propiciando perda de material do dente.

() O produto de solubilidade da hidroxiapatita é expresso pela equação $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}]^5 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^3 \cdot [\text{OH}^-]$.

52 (UFTM-MG) Os cálculos renais, popularmente conhecidos como “pedra nos rins”, surgem pela deposição lenta de material insolúvel. Os responsáveis mais frequentes são o oxalato de cálcio (CaC_2O_4) e o fosfato de cálcio ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), substâncias muito pouco solúveis.

Considerando que a concentração de íons Ca^{2+} excretados na urina de uma pessoa seja $5,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$, a concentração máxima, em mol/L, de íons oxalato ($\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$) que deve estar presente na urina, para que não haja formação de pedras, é, aproximadamente: Dado: produto de solubilidade de $\text{CaC}_2\text{O}_4 = 2,6 \cdot 10^{-9}$

- a) $1,0 \cdot 10^{-4}$
- b) $1,0 \cdot 10^{-6}$
- c) $2,0 \cdot 10^{-8}$
- d) $5,0 \cdot 10^{-8}$
- e) $5,0 \cdot 10^{-11}$

53 (ITA-SP) A 25°C, o produto de solubilidade do $\text{CaSO}_4(\text{s})$ em água é $2,4 \cdot 10^{-5}$ (a concentração de $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ na solução saturada é $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$). A um copo contendo 10 mL de uma solução aquosa $3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ de cloreto de cálcio, a 25°C, foram adicionados, gota a gota, 10 mL de uma solução aquosa $3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ de sulfato de cálcio a 25°C. Em relação às espécies químicas existentes, ou que podem passar a existir no copo, à medida que a adição avança, é correto afirmar que:

- a) a quantidade (mol) dos íons $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ diminuirá.
- b) a concentração, em mol/L, dos íons $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ diminuirá.
- c) a concentração, em mol/L, dos íons $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ permanecerá constante.
- d) a quantidade (mol) dos íons $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ diminuirá.
- e) poderá precipitar a fase sólida $\text{CaSO}_4(\text{s})$.

54 (ITA-SP) Uma solução aquosa saturada em fosfato de estrôncio $[\text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2]$ está em equilíbrio químico à temperatura de 25°C, e a concentração de equilíbrio do íon estrôncio, nesse sistema, é de $7,5 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$. Considerando-se que ambos os reagentes (água e sal inorgânico) são quimicamente puros, assinale a alternativa CORRETA com o valor do $\text{pKPS}(25^\circ\text{C})$ do $\text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2$. Dado: K_{PS} = constante do produto de solubilidade.

- a) 7,0 b) 13,0 c) 25,0 d) 31,0 e) 35,0

55 Dissolve-se oxalato de prata, $\text{Ag}_2(\text{C}_2\text{O}_4)$, em água destilada. Uma análise revela que a concentração do íon Ag^+ na solução saturada é $2,2 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{litro}^{-1}$. Qual é o produto de solubilidade desse sal de prata?

- a) $2,4 \times 10^{-8}$
- b) 11×10^{-11}
- c) 5×10^{-8}
- d) $5,3 \times 10^{-12}$
- e) $2,2 \times 10^{-4}$

56 (PUCCAMP-SP) Um composto pouco solúvel, de fórmula $\text{B}(\text{OH})_2$, cuja concentração na sua solução saturada, em dada temperatura, vale $x \text{ mol/L}$, terá constante do produto de solubilidade calculada pela expressão:

- a) $K_{\text{ps}} = 2x^2$
- b) $K_{\text{ps}} = 4x^3$
- c) $K_{\text{ps}} = x^2$
- d) $K_{\text{ps}} = 2x^3$
- e) $K_{\text{ps}} = 27x^4$

57 (FCC-SP) A solubilidade do hidróxido de magnésio em água é $5,0 \times 10^{-4} \text{ mol/litro}$. O seu produto de solubilidade é:

- a) $1,0 \times 10^{-7}$
- b) $2,5 \times 10^{-7}$
- c) $5,0 \times 10^{-8}$
- d) $2,5 \times 10^{-9}$
- e) $5,0 \times 10^{-10}$

58 (MACKENZIE-SP) Uma solução aquosa é 0,10 mol/L com respeito a cada um dos cátions seguintes: Cu^{++} ; Mn^{++} ; Zn^{++} ; Hg^{++} e Fe^{++} . As constantes do produto de solubilidade (K_{ps}) para o CuS , MnS , ZnS , HgS e FeS são, respectivamente, $8,5 \times 10^{-45}$; $1,4 \times 10^{-15}$; $4,5 \times 10^{-24}$; 3×10^{-53} e $3,7 \times 10^{-19}$.

Se íons de sulfeto ($\text{S}^{=}$) forem introduzidos gradualmente na solução acima, o cátion que primeiro precipitará será o:

- a) Cu^{++}
- b) Mn^{++}
- c) Zn^{++}
- d) Hg^{++}
- e) Fe^{++}

59 (MACKENZIE-SP) A concentração mínima de íons SO_4^{2-} necessária para ocorrer a precipitação de PbSO_4 , numa solução que contém $1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ de íons Pb^{2+} , deve ser: (Dado: K_{ps} do $\text{PbSO}_4 = 1,3 \cdot 10^{-8}$, a 25°C)

- a) superior a $1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$.
- b) inferior a $1,3 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$.
- c) igual a $1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$.
- d) igual a $1,3 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$.
- e) igual a $1,3 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$.

60 O K_s do CaF_2 é $1,7 \times 10^{-10}$. Qual é a solubilidade do CaF_2 em uma solução que contém $0,35 \text{ mol/litro}$ de íons F^- ?

- a) $2,4 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$.
- b) $4,9 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$.
- c) $1,4 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$.
- d) $1,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$.
- e) $2,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$.

GABARITO

01- Alternativa B

Equilíbrio químico: $\text{CaF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^-(\text{aq})$

Solubilidade: $2 \cdot 10^{-5} \text{M}$ $4 \cdot 10^{-5} \text{M}$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2$

Cálculo do K_{ps} : $K_{ps} = (2 \cdot 10^{-5}) \cdot (4 \cdot 10^{-5})^2 = 2 \cdot 10^{-5} \cdot 16 \cdot 10^{-10} = 3,2 \cdot 10^{-14}$

02-

Equilíbrio químico: $\text{MCl}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{M}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$

Solubilidade: X $2X$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2$

Cálculo da solubilidade: $4 \cdot 10^{-9} = (X) \cdot (2X)^2 \rightarrow 4 \cdot 10^{-9} = 4X^3 \rightarrow X = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

03-

a) Para sais com a mesma proporção estequiométrica de cátions e ânions (1:1), o sal que precipitará primeiro, com a adição do ânion, será o menos solúvel, ou seja, que apresenta o menor K_{ps} , já que a solubilidade e o produto de solubilidade são grandezas diretamente proporcionais. Sendo assim, o íon Sulfeto é o mais indicado para precipitar Pb^{2+} .

b) Equilíbrio químico: $\text{PbS}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + \text{S}^{2-}(\text{aq})$

Solubilidade: X X

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Hg}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$

Cálculo da solubilidade: $4 \cdot 10^{-28} = (X) \cdot (X) \rightarrow X^2 = 4 \cdot 10^{-28} \rightarrow X = 2 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L}$

04- Alternativa E

Equilíbrio químico: $\text{AgCl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

Solubilidade: X X

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$

Cálculo da solubilidade: $1,8 \cdot 10^{-10} = (X) \cdot (X) \rightarrow X^2 = 1,8 \cdot 10^{-10} \rightarrow X = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

05-

Resposta: 08 e 64

Menor K_s , menor solubilidade (proporção entre cátion e ânion é 1 : 1)

06-

Equilíbrio químico: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) \rightleftharpoons 3 \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$

Solubilidade: $2 \cdot 10^{-3} \text{M}$ X

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$

Cálculo da $[\text{PO}_4^{3-}]$ da solução saturada: $10^{-25} = (2 \cdot 10^{-3})^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}] \rightarrow [\text{PO}_4^{3-}] = 3,5 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$

07-

Equilíbrio químico: $\text{CaF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^{-}(\text{aq})$

Solubilidade: X $5 \cdot 10^{-5} \text{M}$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^{-}]^2$

Cálculo da $[\text{Ca}^{2+}]$ da solução saturada: $4 \cdot 10^{-11} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot (5 \cdot 10^{-5})^2 \rightarrow [\text{Ca}^{2+}] = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

08- Alternativa B

Equilíbrio químico: $\text{HgS}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + \text{S}^{2-}(\text{aq})$

Solubilidade: X X

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Hg}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$

Cálculo da solubilidade: $10^{-54} = (\text{X}) \cdot (\text{X}) \rightarrow \text{X}^2 = 10^{-54} \rightarrow \text{X} = 10^{-27} \text{ mol/L}$

Cálculo do volume de água para dissolver 1 íon Hg^{2+} :

$$1 \text{ íon } \text{Hg}^{2+} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Hg}^{2+}}{10^{24} \text{ íons } \text{Hg}^{2+}} \cdot \frac{1 \text{ L água do mar}}{10^{-27} \text{ mol } \text{Hg}^{2+}} = 1000 \text{ L de água}$$

09- Alternativa A

Para $\text{pH} = 10$, sabendo que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, logo ficamos com $\text{pOH} = 4$, e com isso temos: $[\text{OH}^{-}] = 10^{-4} \text{ mol/L}$

Equilíbrio químico: $\text{X}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{X}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq})$

Solubilidade: $0,5 \cdot 10^{-4} \text{M}$ $1 \cdot 10^{-4} \text{M}$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{X}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2$

Cálculo do K_{ps} : $K_{ps} = (0,5 \cdot 10^{-4}) \cdot (10^{-4})^2 = 0,5 \cdot 10^{-4} \cdot 10^{-8} \rightarrow K_{ps} = 5 \cdot 10^{-13}$

10- Alternativa B

$$\text{Cálculo da concentração molar: } \frac{0,013 \text{ g } \text{CaCO}_3}{1 \text{ L de solução}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3}{100 \text{ g } \text{CaCO}_3} = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Equilíbrio químico: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$

Solubilidade: $1,3 \cdot 10^{-4} \text{M}$ $1,3 \cdot 10^{-4} \text{M}$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$

Cálculo do K_{ps} : $K_{ps} = (1,3 \cdot 10^{-4}) \cdot (1,3 \cdot 10^{-4}) = 1,69 \cdot 10^{-8}$

11- Alternativa E

Equilíbrio químico: $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^{-}(\text{aq})$

Solubilidade: X $1 \cdot 10^{-3} \text{M}$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^3$

Cálculo da $[\text{Fe}^{3+}]$ na solução saturada: $6 \cdot 10^{-38} = [\text{Fe}^{3+}] \cdot (10^{-3})^3 \rightarrow [\text{Fe}^{3+}] = 6 \cdot 10^{-29} \text{ mol/L}$

12-

Equilíbrio químico: $\text{AgCl}(s) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$

Solubilidade: 10^{-3} M $1,6 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

Cálculo do quociente de solubilidade: $Q_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] \rightarrow Q_{ps} = (10^{-3}) \cdot (1,6 \cdot 10^{-7}) = 1,6 \cdot 10^{-10}$

Com isso ficamos com: $Q_{ps} = K_{ps}$, neste caso teremos solução saturada.

Equilíbrio químico: $\text{Ag}_2\text{SO}_4(s) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+(aq) + 1 \text{SO}_4^{2-}(aq)$

Solubilidade: $1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ $1 \cdot 10^{-1} \text{ M}$

Cálculo do quociente de solubilidade: $Q_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \rightarrow Q_{ps} = (10^{-3})^2 \cdot (10^{-1}) = 1 \cdot 10^{-7}$

Com isso ficamos com: $Q_{ps} < K_{ps}$, neste caso teremos solução insaturada.

Desta forma concluímos que o sólido formado é constituído de AgCl , onde os íons encontram-se em solução com a concentração máxima dissolvidos originando uma solução saturada com corpo de fundo.

13- Alternativa C

Reação entre o óxido de magnésio e água: $\text{MgO}(s) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2(s)$

Equilíbrio químico: $\text{Mg}(\text{OH})_2(s) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(aq) + 2 \text{OH}^-(aq)$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$

14- Alternativa A

Equilíbrio químico: $\text{ZnS}(s) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(aq) + \text{S}^{2-}(aq)$

Solubilidade: X X

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$

Cálculo da solubilidade: $1,3 \cdot 10^{-23} = (X) \cdot (X) \rightarrow X^2 = 13 \cdot 10^{-22} \rightarrow X = 3,6 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$

15- Alternativa A

Equilíbrio químico: $\text{Fe}_2\text{S}_3(s) \rightleftharpoons 2 \text{Fe}^{3+}(aq) + 3 \text{S}^{2-}(aq)$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}]^2 \cdot [\text{S}^{2-}]^3$

16- Alternativa E

Para solução saturada temos: $[\text{Hg}^{2+}] = [\text{S}^{2-}] = 1 \cdot 10^{-26} \text{ mol/L}$

Equilíbrio químico: $\text{HgS}(s) \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+}(aq) + \text{S}^{2-}(aq)$

Solubilidade: 10^{-26} M 10^{-26} M

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Hg}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$

Cálculo do K_{ps} : $K_{ps} = (10^{-26}) \cdot (10^{-26}) = (10^{-26})^2$

17- Alternativa D

Equilíbrio químico: $\text{Ag}_2\text{SO}_4(s) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+(aq) + 1 \text{SO}_4^{2-}(aq)$

Solubilidade: $4 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ $2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$

Cálculo do K_{ps} : $K_{ps} = (4 \cdot 10^{-2})^2 \cdot (2 \cdot 10^{-2}) = 16 \cdot 10^{-4} \cdot 2 \cdot 10^{-2} = 32 \cdot 10^{-6} = 3,2 \cdot 10^{-5}$

18- Alternativa D

Para sais com a mesma proporção estequiométrica de cátions e ânions (1:1), o sal mais solúvel é o que apresenta maior K_{ps} , já que a solubilidade e o produto de solubilidade são grandezas diretamente proporcionais.

19- a) Antimoniato de chumbo II (plumboso); sal normal.

b) Equilíbrio químico: $\text{Pb}_3(\text{SbO}_4)_2(\text{s}) \rightleftharpoons 3 \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}]^3 \cdot [\text{SO}_4^{2-}]^2$

20- Alternativa D

Equilíbrio químico: $\text{PbI}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^{-}(\text{aq})$, $K_{ps}(\text{PbI}_2) = 8,3 \cdot 10^{-9}$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2$

Quando: $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2 = K_{ps} \rightarrow$ solução saturada; $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2 < K_{ps} \rightarrow$ solução insaturada; $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2 > K_{ps} \rightarrow$ solução saturada com corpo de fundo.

21- Alternativa E

Equilíbrio químico: $\text{PbCl}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$

Solubilidade: $1,6 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ $3,2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^{-}]^2$

Cálculo do K_{ps} : $K_{ps} = (1,6 \cdot 10^{-2}) \cdot (3,2 \cdot 10^{-2})^2 = 1,6 \cdot 10^{-2} \cdot 1,024 \cdot 10^{-3} = 1,64 \cdot 10^{-5}$

22- Alternativa A

Calculando a solubilidade para cada sal:

→ para o CaSO_4 :

Equilíbrio químico: $\text{CaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

Solubilidade: X X

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$

Cálculo da solubilidade: $2,4 \cdot 10^{-5} = (X) \cdot (X) \rightarrow X^2 = 2,4 \cdot 10^{-5} \rightarrow X = 4,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

→ para o PbI_2 :

Equilíbrio químico: $\text{PbI}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^{-}(\text{aq})$

Solubilidade: X $2X$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2$

Cálculo da solubilidade: $8,3 \cdot 10^{-9} = (X) \cdot (2X)^2 \rightarrow 4X^3 = 8,3 \cdot 10^{-9} \rightarrow X = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

→ para o AgCl :

Equilíbrio químico: $\text{AgCl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{Cl}^{-}(\text{aq})$

Solubilidade: X X

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ag}^{+}] \cdot [\text{Cl}^{-}]$

Cálculo da solubilidade: $1,8 \cdot 10^{-10} = (X) \cdot (X) \rightarrow X^2 = 1,8 \cdot 10^{-10} \rightarrow X = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

→ para o AgBr :

Equilíbrio químico: $\text{AgBr}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{Br}^{-}(\text{aq})$

Solubilidade: X X

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ag}^{+}] \cdot [\text{Br}^{-}]$

Cálculo da solubilidade: $5 \cdot 10^{-13} = (X) \cdot (X) \rightarrow X^2 = 5 \cdot 10^{-13} \rightarrow X = 7,1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$

→ para o ZnS :

Equilíbrio químico: $\text{ZnS}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{S}^{2-}(\text{aq})$

Solubilidade: X X

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$

Cálculo da solubilidade: $1 \cdot 10^{-20} = (X) \cdot (X) \rightarrow X^2 = 1 \cdot 10^{-20} \rightarrow X = 1 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$

23- (08)

(01) Uma reação química atinge o equilíbrio quando a velocidade da reação inversa for máxima e a velocidade da reação direta for mínima.

Falso. O equilíbrio químico é estabelecido quando as concentrações dos reagentes e produtos ficarem constantes, neste instante a velocidade da reação direta é igual a velocidade da reação inversa.

(02) Dada a reação em equilíbrio $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ $\Delta H = +57 \text{ kJ/mol}$, um aumento na temperatura do sistema deslocará o equilíbrio na direção da formação de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$.

Falso. O aumento da temperatura favorece a reação endotérmica, ou seja, desloca o equilíbrio para a direita.

(04) Um aumento de pressão desloca o equilíbrio químico da reação $\text{FeO}(\text{s}) + \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$.

Falso. O aumento de pressão não deslocará o equilíbrio pois a variação de volume é nula.

(08) Se o pH de uma solução é igual a 14, a concentração de OH^- nessa solução é 1,0 mol/L.

Verdadeiro. Para $[\text{OH}^-] = 1 \text{ M} = 10^0 \text{ M}$, temos $\text{pOH} = 0$

(16) A uma mesma temperatura e em um mesmo solvente, o valor do K_{ps} do AgCl é igual a $0,6 \cdot 10^{-10}$ e o do AgI é igual a $1,0 \cdot 10^{-16}$, portanto o AgI é mais solúvel que o AgCl , nessas condições.

Falso. Para sais com a mesma proporção estequiométrica de cátions e ânions (1:1), o sal mais solúvel é o que apresenta maior K_{ps} , já que a solubilidade e o produto de solubilidade são grandezas diretamente proporcionais. Sendo assim, o AgCl é o sal mais solúvel.

24- Alternativa E

Cálculo da concentração molar: $\frac{2,5 \cdot 10^{-2} \text{ g } \text{Ag}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L de solução}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Ag}_2\text{SO}_4}{332 \text{ g } \text{Ag}_2\text{SO}_4} = 7,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

Equilíbrio químico: $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + 1 \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$

Solubilidade: $1,5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ $7,5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}]$

Cálculo do K_{ps} : $K_{ps} = (1,5 \cdot 10^{-4})^2 \cdot (7,5 \cdot 10^{-5}) = 2,25 \cdot 10^{-8} \cdot 7,5 \cdot 10^{-5} = 1,68 \cdot 10^{-12}$

25- Alternativa C

A adição de amônia à solução aquosa indicada origina íons OH^- no meio: $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$. A presença adicional dos íons OH^- , aumenta a concentração destes no equilíbrio, para que a constante do equilíbrio permaneça inalterada, o equilíbrio será deslocado para a direita ocorrendo precipitação do sólido.

26-

Quando: $[\text{B}^{y+}]^x \cdot [\text{A}^{z-}]^y = K_{ps} \rightarrow$ solução saturada; $[\text{B}^{y+}]^x \cdot [\text{A}^{z-}]^y < K_{ps} \rightarrow$ solução insaturada; $[\text{B}^{y+}]^x \cdot [\text{A}^{z-}]^y > K_{ps} \rightarrow$ solução saturada com corpo de fundo.

() Quanto menor o K_{ps} do eletrólito, menos solúvel será esse eletrólito.

Verdadeiro. K_{ps} e solubilidade são grandezas diretamente proporcionais.

() Se $[\text{B}^{y+}]^x \cdot [\text{A}^{z-}]^y > K_{ps}$, haverá precipitação.

Verdadeiro.

() Se $[\text{B}^{y+}]^x \cdot [\text{A}^{z-}]^y < K_{ps}$, haverá dissolução do precipitado.

Verdadeiro. Solução insaturada contém uma quantidade de soluto dissolvido inferior em relação à solução saturada.

() Se $[\text{B}^{y+}]^x \cdot [\text{A}^{z-}]^y = K_{ps}$, a solução é saturada.

Verdadeiro.

() Um aumento do eletrólito sólido na solução saturada não altera o K_{ps} .

Verdadeiro. Constante do equilíbrio somente modifica com a temperatura.

27- Alternativa C

Equilíbrio químico: $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^-(\text{aq})$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3$

28-

(01) A reação descrita acima é uma reação de dupla troca.

Verdadeiro.

(02) A separação entre os produtos $\text{BaSO}_4(\text{s})$ e $\text{CaCO}_3(\text{s})$ pode ser feita por filtração simples.

Falso. Separação de sólidos com diferentes solubilidades, é realizada por cristalização fracionada.

(04) Supondo que a solubilidade do CaCO_3 em água, a uma dada temperatura, seja igual a 10 mg/L, seu K_{ps} é igual a 10^{-8} .

Verdadeiro.

Cálculo da solubilidade em mol/L: $\frac{10 \text{ mg } \text{CaCO}_3}{1 \text{ L solução}} \cdot \frac{1 \text{ g } \text{CaCO}_3}{1000 \text{ mg } \text{CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3}{100 \text{ g } \text{CaCO}_3} = 10^{-4} \text{ mol/L}$

Equilíbrio químico: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$

Solubilidade: $10^{-4} \text{ M} \quad 10^{-4} \text{ M}$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$

Cálculo do K_{ps} : $K_{ps} = (10^{-4}) \cdot (10^{-4}) = 10^{-8}$

29-

a) Escreva a expressão do produto de solubilidade para o BaSO_4 em água.

Equilíbrio químico: $\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

Solubilidade: $10^{-5} \text{ M} \quad 10^{-5} \text{ M}$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$

b) Calcule o valor do produto de solubilidade do BaSO_4 a 25°C , sabendo que sua solubilidade em água é $1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$.

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$

Cálculo do K_{ps} : $K_{ps} = (10^{-5}) \cdot (10^{-5}) = 10^{-10}$

30- Alternativa A

Equilíbrio químico: $\text{AgCl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

Solubilidade: $X \quad X$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$

Cálculo da solubilidade: $10^{-10} = (X) \cdot (X) \rightarrow X^2 = 10^{-10} \rightarrow X = 10^{-5} \text{ mol/L}$

Cálculo da massa do sal na solução:

$\frac{100 \text{ mL solução}}{1000 \text{ mL solução}} \cdot \frac{1 \text{ L solução}}{1000 \text{ mL solução}} \cdot \frac{10^{-5} \text{ mol AgCl}}{1 \text{ L solução}} \cdot \frac{143,5 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 1,435 \cdot 10^{-4} \text{ g AgCl}$

31-

a) Equilíbrio químico: $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$

Solubilidade: $X \quad 2X$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$

Cálculo da solubilidade: $4 \cdot 10^{-12} = (X) \cdot (2X)^2 \rightarrow 4X^3 = 4 \cdot 10^{-12} \rightarrow X = 10^{-4} \text{ mol/L}$

b) $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2 \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

32-

a)

Equilíbrio químico: $\text{Ca(OH)}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq})$

Solubilidade: 0,023M 0,046M

Sendo assim temos: $[\text{OH}^{-}] = 4,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

b) pH mais alto corresponde a um pOH mais baixo. Como pOH e $[\text{OH}^{-}]$ são grandezas inversamente proporcionais, com isso a solução com menor pOH é a que apresenta maior $[\text{OH}^{-}]$, ou seja, maior solubilidade. Sendo assim, a solução do frasco 4 atende às especificações.

33-

a)

Equilíbrio químico: $\text{Mg(OH)}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq})$

Solubilidade: X 2X

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2$

Cálculo da solubilidade: $3,2 \cdot 10^{-11} = (X) \cdot (2X)^2 \rightarrow 4X^3 = 32 \cdot 10^{-12} \rightarrow X^3 = 2^3 \cdot 10^{-12} \rightarrow X = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

b) Explique, utilizando cálculos, o que acontece com a solubilidade do Mg(OH)_2 em solução que apresente pH = 12. Admita que a concentração de íons OH^{-} da dissociação do Mg(OH)_2 seja desprezível nesse valor de pH.

Para pH = 12, sabendo que pH + pOH = 14, temos pOH = 2, logo $[\text{OH}^{-}] = 10^{-2} \text{ mol/L}$

Cálculo da solubilidade à pOH = 2:

Equilíbrio químico: $\text{Mg(OH)}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq})$

Solubilidade: X 10^{-2}M

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2$

Cálculo da solubilidade: $3,2 \cdot 10^{-11} = (X) \cdot (10^{-2})^2 \rightarrow 10^{-4} \cdot X = 32 \cdot 10^{-12} \rightarrow X = 32 \cdot 10^{-8} \rightarrow X = 3,2 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$

Portanto a solubilidade do Mg(OH)_2 diminui.

34- Alternativa A

Equilíbrio químico: $\text{SrCrO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Sr}^{2+}(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$

Solubilidade: X X

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Sr}^{2+}] \cdot [\text{CrO}_4^{2-}]$

Cálculo da solubilidade: $3,5 \cdot 10^{-5} = X \cdot X \rightarrow X^2 = 35 \cdot 10^{-6} \rightarrow X = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

35- Para sais com a mesma proporção estequiométrica de cátions e ânions (1:1), o sal mais solúvel é o que apresenta maior K_{ps} , já que a solubilidade e o produto de solubilidade são grandezas diretamente proporcionais. Sendo assim, o AgCl é o sal mais solúvel.

36-

a) Para sais com a mesma proporção estequiométrica de cátions e ânions (1:1), o sal mais solúvel é o que apresenta maior K_{ps} , já que a solubilidade e o produto de solubilidade são grandezas diretamente proporcionais. Sendo assim, o PbSO_4 é o sal mais solúvel, pois a sua equação inversa apresenta o maior K_{ps} .

b)

Equilíbrio químico: $\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

Solubilidade: X X

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$

Cálculo da solubilidade: $10^{-10} = (X) \cdot (X) \rightarrow X^2 = 10^{-10} \rightarrow X = 10^{-5} \text{ mol/L}$

37-

a) Equilíbrio químico: $\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

b) Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$

c) Para: $[\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = 10^{-5} \text{ mol/L}$, ficamos com: $K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = (10^{-5}) \cdot (10^{-5}) = 10^{-10}$

38-

(1) A curva representa as combinações de concentrações de íons cloreto e íons prata, em que o equilíbrio é alcançado. Verdadeiro. A curva representa a solução saturada, ou seja, com a concentração de íons cloreto e íons prata solubilizado em solução aquosa.

(2) Partindo-se do ponto A até o ponto B (segmento AB), o sistema passa de solução para bifásico (estável).

Verdadeiro. No Ponto A temos solução insaturada e no Ponto B a solução é saturada com corpo de fundo.

(3) O valor de K_{ps} está entre $1,5 \cdot 10^{-10}$ e $2,0 \cdot 10^{-10}$

Verdadeiro. $K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = (3 \cdot 10^{-5}) \cdot (0,5 \cdot 10^{-5}) = 1,5 \cdot 10^{-10}$

(4) O valor da K_{ps} não varia acima da curva.

Verdadeiro. A constante de equilíbrio modifica somente em função da temperatura.

39-

Para aumentar a massa de sal não-dissolvido, basta:

(01) adicionar mais água à solução saturada.

Falso. A adição de água favorece a solubilização do sal, diminuindo a massa do precipitado.

(02) retirar uma porção da solução saturada.

Falso. Para que a constante do equilíbrio permaneça inalterada o equilíbrio será deslocado para a direita ocorrendo diminuição da massa de precipitado.

(04) deixar o sistema em ambiente ventilado.

Verdadeiro. Em sistema ventilado a água evapora e com isso a solubilidade do sal diminuirá provocando a sua precipitação, aumentando desta forma a sua massa.

(08) elevar de cinco a dez graus a temperatura do sistema.

Falso. A solubilidade do sal é um processo endotérmico, ou seja, favorecido pelo aumento de temperatura. Sendo assim, o aumento da temperatura solubilizará o sal, diminuindo a massa de precipitado.

(16) tampar o recipiente.

Falso. Recipiente fechado favorecerá o sistema em equilíbrio, sendo assim, a massa de precipitado não altera.

40-

Equilíbrio químico: $\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

Solubilidade: $X \quad X$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$

Cálculo da solubilidade: $10^{-10} = (X) \cdot (X) \rightarrow X^2 = 10^{-10} \rightarrow X = 10^{-5} \text{ mol/L}$

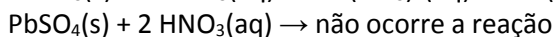
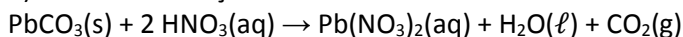
Cálculo da $[\text{Ba}^{2+}]$ presente no sangue: $\frac{200\text{mL suspensão}}{5\text{L sangue}} \cdot \frac{1\text{L suspensão}}{1000\text{mL suspensão}} \cdot \frac{10^{-5} \text{ mol Ba}^{2+}}{1\text{L suspensão}} = 4 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L sangue}$

Como a quantidade ingerida é menor que a dose letal, com isso conclui-se que a amostra não coloca em risco a vida do paciente.

41-

a) Como as soluções são saturadas, a adição de Pb^{2+} implica na precipitação do sal menos solúvel (menor K_{ps}) que é o PbCO_3 .

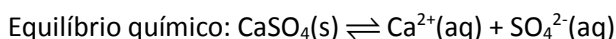
b) Observe as reações dos sais com o ácido nítrico:



Sendo assim, a solubilidade do carbonato de chumbo é maior devido a reação com ácido nítrico ocorrer formando produto solúvel.

42- Cálculo da concentração em mols/L do sal na solução saturada:

$$\frac{1\text{kg CaSO}_4}{7,5\text{m}^3 \text{ solução}} \cdot \frac{1000\text{g CaSO}_4}{1\text{kg CaSO}_4} \cdot \frac{1\text{m}^3 \text{ solução}}{1000\text{L solução}} \cdot \frac{1\text{mol CaSO}_4}{136\text{g CaSO}_4} = 9,8 \cdot 10^{-4} \cong 10^{-3} \text{ mol/L}$$



Solubilidade: 10^{-3}M 10^{-3}M

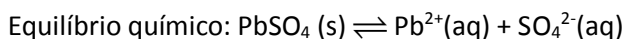
Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$

Cálculo do K_{ps} : $K_{ps} = (10^{-3}) \cdot (10^{-3}) = 10^{-6}$

43-

Concentração de Pb^{2+} na solução de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$: $0,002 \text{ mol/L}$ ou $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Concentração de SO_4^{2-} na solução de H_2SO_4 : $0,001 \text{ mol/L}$ ou $1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$



Solubilidade: $2 \cdot 10^{-3}\text{M}$ $1 \cdot 10^{-3}\text{M}$

Cálculo do quociente de solubilidade: $Q_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \rightarrow Q_{ps} = (2 \cdot 10^{-3}) \cdot (10^{-3}) = 2 \cdot 10^{-6}$

Com isso ficamos com: $Q_{ps} > K_{ps}$, neste caso ocorrerá precipitação do PbSO_4 .

44-

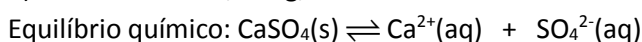


Solubilidade: 10^{-2}M $2 \cdot 10^{-3}\text{M}$

Cálculo do quociente de solubilidade: $Q_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = (10^{-2}) \cdot (2 \cdot 10^{-3}) = 2 \cdot 10^{-5}$

Com isso ficamos com: $Q_{ps} > K_{ps}$, neste caso ocorrerá precipitação do CaSO_4 .

b) Calcule a massa, em g, de calcita contida em 100 litros dessa água do mar.

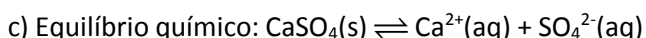


Estequiometria: 1mol 1mol 1mol

Solubilidade: $0,01\text{mol}$ $0,002\text{mol}$

Reage/forma: $0,002\text{mol}$ $0,002\text{mol}$ $0,002\text{mol}$

$$\text{Cálculo da massa de calcita: } 100\text{L água do mar} \cdot \frac{0,002\text{mol CaCO}_3}{1\text{L água do mar}} \cdot \frac{100\text{g CaCO}_3}{1\text{mol CaCO}_3} = 20\text{g CaCO}_3$$



Solubilidade: X X

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$

Cálculo da solubilidade: $4,9 \cdot 10^{-9} = (X) \cdot (X) \rightarrow X^2 = 4,9 \cdot 10^{-9} \rightarrow X = 7 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

Cálculo da massa em gramas de calcita em 100L de solução saturada:

$$100\text{L água do mar} \cdot \frac{7 \cdot 10^{-5}\text{mol CaCO}_3}{1\text{L água do mar}} \cdot \frac{100\text{g CaCO}_3}{1\text{mol CaCO}_3} = 0,7\text{g CaCO}_3$$

45-



Solubilidade: $X \quad X$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Hg}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$

Cálculo da solubilidade: $9 \cdot 10^{-52} = (X) \cdot (X) \rightarrow X^2 = 9 \cdot 10^{-52} \rightarrow X = 3 \cdot 10^{-26} \text{ mol/L}$

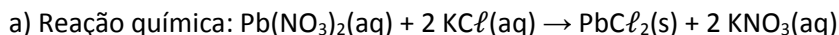
Cálculo do volume de água para dissolver 1 íon Hg^{2+} :

$$1 \text{ íon } \text{Hg}^{2+} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Hg}^{2+}}{6 \cdot 10^{23} \text{ íons } \text{Hg}^{2+}} \cdot \frac{1 \text{ L água do mar}}{3 \cdot 10^{-26} \text{ mol } \text{Hg}^{2+}} = 55,6 \text{ L de água}$$

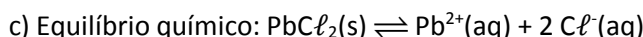
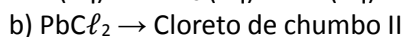
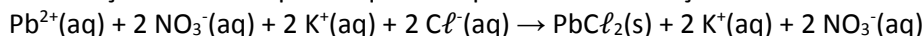
$$\text{b) } 1 \text{ mol } \text{Hg}^{2+} \cdot \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ íons } \text{Hg}^{2+}}{1 \text{ mol } \text{Hg}^{2+}} \cdot \frac{55,6 \text{ L água}}{1 \text{ íon } \text{Hg}^{2+}} = 3,34 \cdot 10^{25} \text{ L de água}$$

Conclusão: não há água suficiente na Terra para dissolver 1 mol de Hg^{2+} .

46-

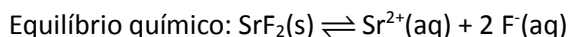


Dissociação iônica e espécies químicas presentes na solução:



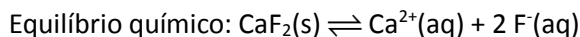
Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2$

47- Alternativa A



Solubilidade: $9 \cdot 10^{-4} \text{ M} \quad 18 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

Cálculo da $[\text{Ca}^{2+}]$ na solução saturada de CaF_2 :



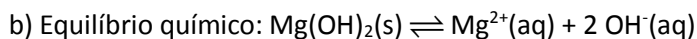
Solubilidade: $X \quad 18 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 \rightarrow 3,2 \cdot 10^{-11} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot (18 \cdot 10^{-4})^2 \rightarrow [\text{Ca}^{2+}] = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

48-



Cálculo do potencial de redução: $\Delta E = E_{\text{red}}(\text{redução}) - E_{\text{red}}(\text{oxidação}) \rightarrow 1,25 \text{ V} = E_{\text{red}}(\text{redução}) - (-0,76) \rightarrow E_{\text{red}}(\text{redução}) = +0,49 \text{ V}$



Solubilidade: $X \quad 2X$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$

Cálculo da solubilidade: $3,2 \cdot 10^{-14} = (X) \cdot (2X)^2 \rightarrow 4X^3 = 32 \cdot 10^{-15} \rightarrow X^3 = 2^3 \cdot 10^{-15} \rightarrow X = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

49-

a) Equilíbrio químico: $\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

Solubilidade: $X \quad X$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$

Cálculo da solubilidade: $10^{-10} = (X) \cdot (X) \rightarrow X^2 = 10^{-10} \rightarrow X = 10^{-5} \text{ mol/L}$

Cálculo da massa (mg) de bário ingerida pelo paciente de 60 kg de massa corpórea:

$$\frac{0,2 \text{ L suspensão}}{60 \text{ kg}} \cdot \frac{10^{-5} \text{ mol Ba}^{2+}}{1 \text{ L suspensão}} \cdot \frac{137 \text{ g Ba}^{2+}}{1 \text{ mol Ba}^{2+}} \cdot \frac{1000 \text{ mg Ba}^{2+}}{1 \text{ g Ba}^{2+}} = 0,0046 \text{ mg Ba}^{2+} / \text{kg}$$

Como a quantidade ingerida é menor que a dose letal, com isso conclui-se que a amostra não coloca em risco a vida do paciente.

$$\text{b) } 40 \text{ kg massa corpórea} \cdot \frac{25 \text{ mg Ba}^{2+}}{1 \text{ kg massa corpórea}} \cdot \frac{1 \text{ g Ba}^{2+}}{1000 \text{ mg Ba}^{2+}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ba}^{2+}}{137 \text{ g Ba}^{2+}} \cdot \frac{1 \text{ L suspensão}}{10^{-5} \text{ mol Ba}^{2+}} = 730 \text{ L suspensão}$$

50- Alternativa B

Equilíbrio químico: $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq})$

Solubilidade: $2X \quad X$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$

Cálculo da solubilidade: $10^{-12} = (2X)^2 \cdot (X) \rightarrow 4X^3 = 10^{-12} \rightarrow X = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

Com isso ficamos com: $[\text{Ag}^+]_1 = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

Equilíbrio químico: $\text{AgSCN}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{SCN}^-(\text{aq})$

Solubilidade: $X \quad X$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{SCN}^-]$

Cálculo da solubilidade: $10^{-12} = (X) \cdot (X) \rightarrow X^2 = 10^{-12} \rightarrow X = 1 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$

Com isso ficamos com: $[\text{Ag}^+]_2 = 1 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$

Portanto temos: $[\text{Ag}^+]_1 > [\text{Ag}^+]_2$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] > [\text{SCN}^-]$

51-

() As fórmulas estruturais abaixo, identificadas por A, B, C, D, referem-se, respectivamente, aos ácidos láctico, acético, fórmico e succínico.

Verdadeiro.

() A ionização dos ácidos orgânicos monopróticos formados pelas bactérias da placa bacteriana pode ser representada pela equação geral: $\text{R} - \text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{R} - \text{COO}^-(\text{aq})$

Verdadeiro.

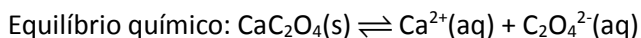
() Na boca, íons H_3O^+ provenientes da ionização dos ácidos orgânicos reagem com íons OH^- , diminuem sua concentração e, conseqüentemente, deslocam o equilíbrio desmineralização/mineralização da hidroxiapatita para a direita, propiciando perda de material do dente.

Verdadeiro.

() O produto de solubilidade da hidroxiapatita é expresso pela equação $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}]^5 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^3 \cdot [\text{OH}^-]$.

Verdadeiro.

52- Alternativa D



Solubilidade: $5,2 \cdot 10^{-2} \text{M}$ X

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$

Cálculo da solubilidade: $2,6 \cdot 10^{-9} = (5,2 \cdot 10^{-2}) \cdot [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] \rightarrow [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 5 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$, acima da qual começa a precipitar o sal nos rins.

53-

Cálculo da $[\text{Ca}^{2+}]$ na mistura resultante: $[]_1 \cdot V_1 + []_2 \cdot V_2 = []_f \cdot V_f \rightarrow 3 \cdot 10^{-3} \text{M} \cdot 10 \text{mL} + 3 \cdot 10^{-3} \text{M} \cdot 10 \text{mL} = []_f \cdot 20 \text{mL} \rightarrow []_f = 3 \cdot 10^{-3} \text{M}$

Cálculo da $[\text{SO}_4^{2-}]$ na mistura resultante: $[]_i \cdot V_i = []_f \cdot []_f \rightarrow 3 \cdot 10^{-3} \text{M} \cdot 10 \text{mL} = []_f \cdot 20 \text{mL} \rightarrow []_f = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

a) a quantidade (mol) dos íons $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ diminuirá.

Falso. Permanecerá constante.

b) a concentração, em mol/L, dos íons $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ diminuirá.

Verdadeiro. Ocorrerá diluição e a concentração diminuirá.

c) a concentração, em mol/L, dos íons $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ permanecerá constante.

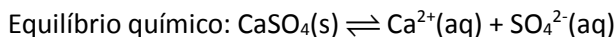
Verdadeiro.

d) a quantidade (mol) dos íons $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ diminuirá.

Falso. A quantidade de matéria (mol) de íons sulfato não se altera, somente a concentração é que diminuirá devido ao aumento de volume da solução.

e) poderá precipitar a fase sólida $\text{CaSO}_4(\text{s})$.

Falso.

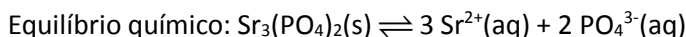


Solubilidade: $3 \cdot 10^{-3} \text{M}$ $1,5 \cdot 10^{-3} \text{M}$

Cálculo do quociente de solubilidade: $Q_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \rightarrow Q_{ps} = (3 \cdot 10^{-3}) \cdot (1,5 \cdot 10^{-3}) = 4,5 \cdot 10^{-6}$

Com isso ficamos com: $Q_{ps} < K_{ps}$, neste caso não ocorrerá precipitação do CaSO_4 .

54- Alternativa D



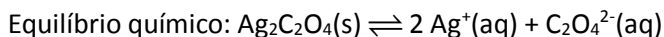
Cálculo da $[\text{PO}_4^{3-}]$: $\frac{7,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol Sr}^{2+}}{1 \text{ L solução}} \cdot \frac{2 \text{ mol PO}_4^{3-}}{3 \text{ mol Sr}^{2+}} = 5 \cdot 10^{-7} \text{ mol PO}_4^{3-} / \text{L}$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Sr}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$

Cálculo do K_{ps} : $K_{ps} = (7,5 \cdot 10^{-7})^3 \cdot (5,0 \cdot 10^{-7})^2 = (4,2 \cdot 10^{-19}) \cdot (2,5 \cdot 10^{-13}) = 10^{-31}$

Cálculo do pKPS: $\text{pKPS} = -\log K_{ps} = -\log 10^{-31} = -(-31) = 31,0$

55- Alternativa D

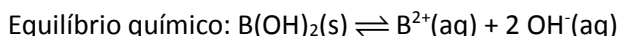


Solubilidade: $2,2 \cdot 10^{-4} \text{M}$ $1,1 \cdot 10^{-4} \text{M}$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$

Cálculo do K_{ps} : $K_{ps} = (2,2 \cdot 10^{-4})^2 \cdot (1,1 \cdot 10^{-4}) = (4,84 \cdot 10^{-8}) \cdot (1,1 \cdot 10^{-4}) = 5,3 \cdot 10^{-12}$

56- Alternativa B



Solubilidade: X $2X$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{B}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$

Cálculo do K_{ps} : $K_{ps} = (X) \cdot (2X)^2 = 4X^3$

57- Alternativa E

Equilíbrio químico: $\text{Mg(OH)}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq})$

Solubilidade: $5 \cdot 10^{-4} \text{M}$ $10 \cdot 10^{-4} \text{M}$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2$

Cálculo do K_{ps} : $K_{ps} = (5 \cdot 10^{-4}) \cdot (10^{-3})^2 = 5 \cdot 10^{-10}$

58- Alternativa D

Para sais com a mesma proporção estequiométrica de cátions e ânions (1:1), o sal que precipitará primeiro, com a adição dos íons sulfeto, será o menos solúvel, ou seja, que apresenta o menor K_{ps} , já que a solubilidade e o produto de solubilidade são grandezas diretamente proporcionais. Sendo assim, o HgS é o sal que precipitará primeiro.

59- Alternativa A

Equilíbrio químico: $\text{PbSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

Solubilidade: $1 \cdot 10^{-3} \text{M}$ X

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$

Cálculo da solubilidade: $10^{-10} = (10^{-3}) \cdot (X) \rightarrow X = 10^{-7} \rightarrow X = [\text{SO}_4^{2-}] = 10^{-7} \text{ mol/L}$

60- Alternativa C

Equilíbrio químico: $\text{CaF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^{-}(\text{aq})$

Solubilidade: X $0,35 \text{M}$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^{-}]^2$

Cálculo da solubilidade: $1,7 \cdot 10^{-10} = (X) \cdot (0,35)^2 \rightarrow X = 1,4 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$