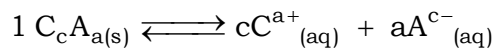


EXERCÍCIOS SOBRE PRODUTO DE SOLUBILIDADE - K_{ps}

Observações teóricas:



$$K_{ps} = [C^{a+}_{(aq)}]^c \times [A^{c-}_{(aq)}]^a$$

$$[C^{a+}_{(aq)}]^c \times [A^{c-}_{(aq)}]^a = K_{ps} \Rightarrow \text{Solução saturada.}$$

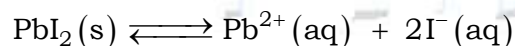
$$[C^{a+}_{(aq)}]^c \times [A^{c-}_{(aq)}]^a < K_{ps} \Rightarrow \text{Solução insaturada.}$$

$$[C^{a+}_{(aq)}]^c \times [A^{c-}_{(aq)}]^a > K_{ps} \Rightarrow \text{Ocorrência de precipitação até uma nova solução saturada com corpo de chão surgir.}$$

01. (UFRGS) Se o produto de solubilidade do cloreto de célio é K_s , a solubilidade desse sal será igual a

- a) $\frac{(K_s)}{2}$.
- b) $\sqrt{(K_s)}$
- c) $(K_s)^2$
- d) $2K_s$.
- e) K_s .

02. (UFF) O seguinte equilíbrio ocorre em meio aquoso:



$$K_{ps} (PbI_2) = 8,3 \times 10^{-9}$$

Pode-se afirmar que:

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

03. (UFRGS) O sulfato de cálcio $CaSO_4$ possui produto de solubilidade igual a 9×10^{-6} . Se uma quantidade suficientemente grande de sulfato de cálcio for adicionada a um recipiente contendo 1 litro de água, qual será, ao se atingir o equilíbrio, a concentração, em $mol L^{-1}$, esperada de Ca^{2+} em solução aquosa?

- a) $9,0 \times 10^{-6}$. b) $4,5 \times 10^{-6}$. c) $3,0 \times 10^{-6}$. d) $1,5 \times 10^{-3}$. e) $3,0 \times 10^{-3}$.

04. (UFU) O sulfato de bário é muito pouco solúvel em água ($K_{ps} = 1,3 \times 10^{-10} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$ a 25°C). Embora os íons bário sejam tóxicos (concentração máxima tolerada $\approx 1,0 \text{ mg L}^{-1}$), este sal é muito usado como contraste em exames radiológicos administrados via oral ou retal. Sabendo que um paciente é alérgico ao íon bário e que a dissolução de sulfato de bário é endotérmica, a melhor maneira de reduzir a concentração de íons bário em uma suspensão aquosa de uso oral é

- adicionar um pouco de sulfato de sódio.
- aquecer a suspensão e dar ao paciente.
- adicionar mais sulfato de bário sólido.
- filtrar os íons antes de dar ao paciente.

05. (UERJ) Um inconveniente no processo de extração de petróleo é a precipitação de sulfato de bário (BaSO_4) nas tubulações. Essa precipitação se deve à baixa solubilidade desse sal, cuja constante do produto de solubilidade é $10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$, a 25°C .

Admita um experimento no qual foi obtido sulfato de bário a partir da reação entre cloreto de bário e ácido sulfúrico.

Apresente a equação química completa e balanceada da obtenção do sulfato de bário no experimento e calcule a solubilidade desse sal, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, em uma solução saturada, a 25°C .

06. (PUCRJ) Carbonato de cobalto é um sal muito pouco solúvel em água e, quando saturado na presença de corpo de fundo, a fase sólida se encontra em equilíbrio com os seus íons no meio aquoso.



Sendo o produto de solubilidade do carbonato de cobalto, a 25°C , igual a $1,0 \times 10^{-10}$, a solubilidade do sal, em mol L^{-1} , nessa temperatura é

- $1,0 \times 10^{-10}$
- $1,0 \times 10^{-9}$
- $2,0 \times 10^{-8}$
- $1,0 \times 10^{-8}$
- $1,0 \times 10^{-5}$

07. (UNIFOR) A precipitação química é um dos métodos utilizados para tratamento de efluentes da indústria galvânica, tendo como vantagens o baixo custo e a disposição de agentes alcalinizantes como a cal. Em um processo de precipitação a elevação do pH a valores acima 9,0 promove a precipitação de metais na forma de hidróxidos e posteriormente sua separação. Considerando uma solução cuja concentração de íons Fe^{2+} seja $5,58 \text{ mg/L}$ e a concentração de íons Zn^{2+} de $6,54 \text{ g/L}$, podemos afirmar que a concentração de hidroxila necessária para que ocorra unicamente a precipitação do $\text{Zn}(\text{OH})_2$ deverá ser:

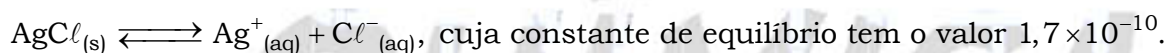
Dados: $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $K_{ps} = 9 \times 10^{-17}$ e $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $K_{ps} = 4,0 \times 10^{-16}$
 $\text{Zn} = 65,4$; $\text{Fe} = 55,8$. $M = \text{mol/L}$.

- Maior que $3,0 \times 10^{-8} \text{ M}$ e menor que $2 \times 10^{-6} \text{ M}$
- Menor que $3,0 \times 10^{-8} \text{ M}$ e maior que $4 \times 10^{-16} \text{ M}$
- Maior que $9,0 \times 10^{-17} \text{ M}$ e menor que $2 \times 10^{-6} \text{ M}$
- Menor que $3,0 \times 10^{-8} \text{ M}$ e maior que $4 \times 10^{-16} \text{ M}$
- Maior que $9,0 \times 10^{-17} \text{ M}$ e menor que $4 \times 10^{-16} \text{ M}$

08. (UFU) Para verificar se em uma amostra de água existem traços de íon cloreto, um estudante, no laboratório de química, decidiu adicionar, lenta e continuamente, nitrato de prata, AgNO_3 , $0,01 \text{ mol/L}$. É sabido que o produto de solubilidade do AgCl é 2×10^{-10} . Teoricamente, o estudante previu que haveria:

- a) Precipitação do cloreto de prata se a concentração do íon cloreto fosse maior ou igual a $2 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$.
- b) Efervescência, com liberação de gás carbônico, se a concentração do íon cloreto fosse menor ou igual a $2 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$.
- c) Liberação de odor característico, se o nitrato, ao reagir com o cloreto de concentração 10^{-2} mol/L , liberasse o gás amônia.
- d) Mudança de cor da solução, indicando a presença de íon cloreto com concentração igual a $0,01 \text{ mol/L}$.

09. (UFRGS) O equilíbrio de solubilidade do cloreto de prata é expresso pela reação



Sobre esse equilíbrio, é correto afirmar que

- a) uma solução em que $[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ será uma solução supersaturada.
- b) a adição de cloreto de prata sólido a uma solução saturada de AgCl irá aumentar a concentração de cátions prata.
- c) a adição de cloreto de sódio a uma solução saturada de AgCl irá diminuir a concentração de cátions prata.
- d) a adição de nitrato de prata a uma solução supersaturada de AgCl irá diminuir a quantidade de AgCl precipitado.
- e) a mistura de um dado volume de uma solução em que $[\text{Ag}^+] = 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, com um volume igual de uma solução em que $[\text{Cl}^-] = 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, irá produzir precipitação de AgCl .

10. (UECE) O sulfeto de cádmio é um sólido amarelo e semicondutor, cuja condutividade aumenta quando se incide luz sobre o material. É utilizado como pigmento para a fabricação de tintas e a construção de foto resistores (em detectores de luz). Considerando o K_{ps} do sulfeto de cádmio a 18°C igual a 4×10^{-30} (conforme tabela), a solubilidade do sulfeto de cádmio àquela temperatura, com α (alfa) = 100 %, será

- a) $2,89 \times 10^{-13} \text{ g/L}$.
- b) $3,75 \times 10^{-13} \text{ g/L}$.
- c) $1,83 \times 10^{-13} \text{ g/L}$.
- d) $3,89 \times 10^{-13} \text{ g/L}$.

Dados: $\text{Cd} = 112,4$; $\text{S} = 32$.

11. (USCS - Medicina) Um experimento foi realizado para avaliar a toxicidade de íons Cu^{2+} sobre o crescimento de raízes de cebola. Para isso, preparou-se uma solução-padrão de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, dissolvendo-se $4,0 \text{ g}$ do sal em água suficiente para 100 mL de solução. Essa solução foi posteriormente diluída para se obter concentrações de íons Cu^{2+} , como mostra a figura.



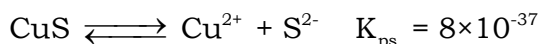
0,00 0,04 0,06 0,08 0,10 0,20 0,40 1,00
concentrações de íons Cu^{2+} em $\text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$

(<http://qnesc.s bq.org.br>)

O valor 0,00 indica água isenta de íons Cu^{2+} e foi utilizado como controle.

a) Considerando-se as massas molares do cobre e do $\text{CuSO}_4\cdot 5\text{H}_2\text{O}$ iguais a $64 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ e $250 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, respectivamente, calcule a concentração de íons Cu^{2+} , em $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$, na solução-padrão. Mostre os cálculos.

b) Íons cobre podem ser retirados de soluções por precipitação com sulfetos. A reação que representa a dissociação do sulfeto de cobre (II) é:



Escreva a fórmula para o cálculo do K_{ps} do sulfeto de cobre (II) e calcule a concentração mínima de S^{2-} necessária para eliminar os íons cobre da solução mais tóxica utilizada no experimento.

12. (UFPR) Pesquisadores de Harvard desenvolveram uma técnica para preparar nanoestruturas auto-organizadas na forma que lembram flores. Para criar as estruturas de flores, o pesquisador dissolveu cloreto de bário e silicato de sódio num béquer. O dióxido de carbono do ar se dissolve naturalmente na água, desencadeando uma reação que precipita cristais de carbonato de bário. Como subproduto, ela também reduz o pH da solução que rodeia imediatamente os cristais, que então desencadeia uma reação com o silicato de sódio dissolvido. Esta segunda reação adiciona uma camada de sílica porosa que permite a formação de cristais de carbonato de bário para continuar o crescimento da estrutura.

(“Beautiful “flowers” self-assemble in a beaker”. Disponível em <https://www.seas.harvard.edu/news/2013/05/beautiful-flowers-self-assemble-beaker>>. Acesso em 10 ago. 2013)

Na tabela ao lado são mostrados valores de produto de solubilidade de alguns carbonatos.

Sal	K_{ps} (25°C)
BaCO_3	$8,1 \times 10^{-9}$
CaCO_3	$3,8 \times 10^{-9}$
SrCO_3	$9,4 \times 10^{-10}$

a) Suponha que num béquer foram dissolvidos cloretos de bário, cálcio e estrôncio de modo que as concentrações de cada sal é igual a $1 \mu\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Com a dissolução natural do gás carbônico do ar, qual carbonato irá primeiramente cristalizar?

b) Num béquer há uma solução $1 \mu\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de cloreto de bário. Calcule qual a concentração de íons carbonato necessárias para que o cristal de carbonato de bário comece a se formar.

13. (ACAFE) Baseado nos conceitos sobre solubilidade, analise as afirmações a seguir.

I. Nitrato de prata e cromato de potássio podem ser considerados sais solúveis em água.

II. Não haverá precipitação de sulfato de bário em uma mistura de 250 mL de solução 4×10^{-4} mol/L de sulfato de sódio com 250 mL de solução 4×10^{-5} mol/L de cloreto de bário.

III. Cloreto de sódio, cloreto de cálcio e cloreto de prata são sais solúveis em água.

IV. Uma solução saturada de hidróxido de alumínio possui maior pH que uma solução saturada de hidróxido de ferro III.

Dados: Para resolução dessa questão considere temperatura de 25 °C. Constante do produto de solubilidade (K_s) do hidróxido de alumínio, hidróxido de ferro III e sulfato de bário respectivamente: $1,3 \times 10^{-33}$, 4×10^{-38} e 1×10^{-10} .

Todas as afirmações **corretas** estão em:

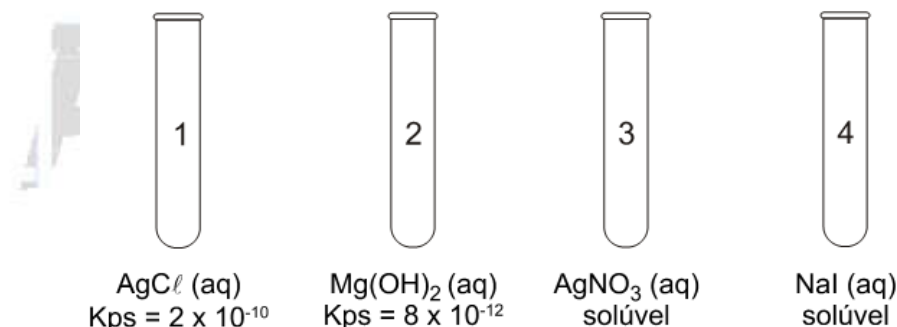
a) II, III e IV.

b) I, II e IV.

c) I e IV.

d) I e III.

14. (UFG) A figura a seguir apresenta quatro tubos de ensaio contendo diferentes soluções e informações sobre as constantes do produto de solubilidade.



Dados: K_{ps} para o AgI = 8×10^{-17}

$$\sqrt{2} = 1,42 \quad \sqrt[3]{2} = 1,26$$

Considerando o exposto,

a) determine qual das substâncias presentes nos tubos 1 e 2 possui menor solubilidade. Justifique sua resposta utilizando o cálculo da solubilidade, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$;

b) determine se haverá formação de precipitado após a mistura de alíquotas das soluções presentes nos tubos 3 e 4. Considere que, após a mistura, as concentrações dos íons Ag^+ e I^- sejam iguais a $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

15. (ACAFE) O hidróxido de alumínio pode ser usado em medicamentos para o combate de acidez estomacal, pois este reage com o ácido clorídrico presente no estômago em uma reação de neutralização.

A alternativa que contém a $[\text{OH}^-]$ em mol/L de uma solução aquosa saturada de hidróxido de alumínio, sob a temperatura de 25 °C é:

Dados: constante do produto de solubilidade do hidróxido de alumínio a 25 °C : $1,0 \times 10^{-33}$.

- a) $3 \cdot 10^{-9} \times \sqrt[4]{\frac{1.000}{27}}$ mol/L
 b) $10^{-9} \times \sqrt[4]{\frac{1.000}{27}}$ mol/L
 c) $10^{-9} \times \sqrt[4]{\frac{1.000}{3}}$ mol/L
 d) $3 \cdot 10^{-9} \times \sqrt[4]{\frac{1.000}{3}}$ mol/L

16. (FUVEST) 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 tiocianato são, respectivamente, $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$ e $[\text{SCN}^-]$.

Nesse caso, é correto afirmar que

- a) $[\text{Ag}^+]_1 = [\text{Ag}^+]_2$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] < [\text{SCN}^-]$.
 b) $[\text{Ag}^+]_1 > [\text{Ag}^+]_2$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] > [\text{SCN}^-]$.
 c) $[\text{Ag}^+]_1 > [\text{Ag}^+]_2$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = [\text{SCN}^-]$.
 d) $[\text{Ag}^+]_1 < [\text{Ag}^+]_2$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] < [\text{SCN}^-]$.
 e) $[\text{Ag}^+]_1 = [\text{Ag}^+]_2$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] > [\text{SCN}^-]$.

17. (Mackenzie) A concentração mínima de íons SO_4^{2-} necessária para ocorrer a precipitação de PbSO_4 , numa solução que contém 1×10^{-3} mol/L de íons Pb^{2+} , deve ser:

(Dado $K_{ps} \text{ PbSO}_4 = 1,3 \times 10^{-8}$, a 25°C)

- a) superior a $1,3 \times 10^{-5}$ mol/L
 b) inferior a 13×10^{-8} mol/L
 c) igual a $1,3 \times 10^{-5}$ mol/L
 d) igual a $1,3 \times 10^{-8}$ mol/L
 e) igual a $1,3 \times 10^{-7}$ mol/L

18. (PUCRIO) O produto de solubilidade do AgCl é $1,8 \times 10^{-10}$ a 298 K. Assinale a opção que indica a concentração de íons Ag^+ , que se obtém no equilíbrio, quando se adiciona um excesso de AgCl em uma solução 0,1 mol/L de NaCl .

- a) $3,6 \times 10^{-10}$ mol/L.
 b) $1,8 \times 10^{-9}$ mol/L.
 c) $1,8 \times 10^{-5}$ mol/L.
 d) 10^{-5} mol/L.
 e) 10^{-1} mol/L.

19. (PUCCAMP) Água e ar contaminadas por substâncias compostas de chumbo podem provocar alterações cerebrais gravíssimas, se ingeridos em altas concentrações ou por tempo prolongado. Suponha que se queira eliminar, por precipitação, os íons Pb^{2+} (aq) existentes em uma solução. Das seguintes soluções de sais de sódio, de concentração 0,01 mol/L

- I. carbonato
- II. cromato
- III. oxalato
- IV. sulfeto
- V. sulfato

Dados (Produto de solubilidade, a 25 °C):

$$\text{PbS} : 7,0 \times 10^{-29}.$$

$$\text{PbCrO}_4 : 1,8 \times 10^{-14}.$$

$$\text{PbCO}_3 : 1,5 \times 10^{-13}.$$

$$\text{PbC}_2\text{O}_4 : 8,3 \times 10^{-12}.$$

$$\text{PbSO}_4 : 1,3 \times 10^{-9}.$$

qual irá reter maior quantidade de íons Pb^{2+} (aq), na forma do sal insolúvel?

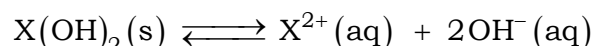
- a) I
- b) II
- c) III
- d) IV
- e) V

20. (PUCCAMP) 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 $1,0 \times 10^{-3}$ mol/L de íons OH^- ? Dado:

Produto de solubilidade do $\text{Fe}(\text{OH})_3 = 6,0 \times 10^{-38}$.

- 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) $6,0 \times 10^{-29}$

21. (PUCSP) Uma solução saturada de base, representada por $\text{X}(\text{OH})_2$ cuja reação de equilíbrio é:



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

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

22. (UFPR) Os sais de bário, especialmente o sulfato de bário, quando aplicados por via oral e devido à sua baixa solubilidade ($K_{ps} = 1 \times 10^{-10}$), aumentam o contraste para os raios-X, no diagnóstico médico do sistema digestivo. Considerando-se que foram reagidos 7×10^{-5} mol de $BaCl_2$ com quantidade equivalente de Na_2SO_4 , em água destilada suficiente para completar 1.000 mL, calcule a massa de $BaSO_4$ produzida, se o precipitado for filtrado e secado.

Massas atômicas: Ba = 137; S = 32; Na = 23; O = 16; Cl = 35,5.

- a) 16,3 mg
- b) 163 mg
- c) 14 mg
- d) 2,33 mg
- e) 23,3 mg

23. (UFSC) Para uma única solução aquosa, onde está dissolvido igual o número de moles dos seguintes sais, cujos produtos de solubilidade são:

	Sal	K_{ps} (mol/L) ²
01.	$BaCO_3$	$5,3 \times 10^{-9}$
02.	$CaCO_3$	$4,7 \times 10^{-9}$
04.	$FeCO_3$	$2,0 \times 10^{-11}$
08.	$PbCO_3$	$1,0 \times 10^{-13}$
16.	$MgCO_3$	$4,0 \times 10^{-5}$
32.	$CdCO_3$	$5,2 \times 10^{-12}$
64.	$CoCO_3$	$8,0 \times 10^{-13}$

Adiciona-se Na_2CO_3 , gota a gota, à solução. Qual dos sais precipitará em primeiro lugar? E qual em segundo lugar?

24. (UNIFESP) Compostos de chumbo podem provocar danos neurológicos gravíssimos em homens e animais. Por essa razão, é necessário um controle rígido sobre os teores de chumbo liberado para o ambiente. Um dos meios de se reduzir a concentração do íon Pb^{2+} em solução aquosa consiste em precipitá-lo, pela formação de compostos poucos solúveis, antes do descarte final dos efluentes. Suponha que sejam utilizadas soluções de sais de Na^+ com os ânions X^{n-} , listados na tabela a seguir, com concentrações finais de X^{n-} iguais a 10^{-2} mol/L, como precipitantes.

X^{n-} (10^{-2} mol/L)	Composto precipitado	Constante do produto de solubilidade do composto, a 25 °C
CO_3^{2-}	$PbCO_3$	$1,5 \times 10^{-13}$
CrO_4^{2-}	$PbCrO_4$	$1,8 \times 10^{-14}$
SO_4^{2-}	$PbSO_4$	$1,3 \times 10^{-19}$
S^{2-}	PbS	$7,0 \times 10^{-29}$
PO_4^{3-}	$Pb_3(PO_4)_2$	$3,0 \times 10^{-44}$

Assinale a alternativa que contém o agente precipitante mais eficiente na remoção do Pb^{2+} do efluente.

- a) CO_3^{2-}
- b) CrO_4^{2-}
- c) SO_4^{2-}
- d) S^{2-}
- e) PO_4^{3-}

25. (UNIRIO) A concentração de íons OH^- necessária para iniciar uma precipitação de hidróxido férrico, em uma solução $0,5 \text{ mol/L}$ de cloreto férrico, conhecendo-se constante de solubilidade do hidróxido férrico, igual a $1,10 \times 10^{-36}$, é, aproximadamente:

Dado: $\sqrt[3]{2,2} = 1,30$.

- a) $0,80 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$.
- b) $1,03 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$.
- c) $1,30 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$.
- d) $2,60 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$.
- e) $2,80 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$.

26. (UNIRIO) De acordo com a tabela de valores de produtos de solubilidade em água, indique, dentre as substâncias apresentadas, a que precisa de maior massa para se tornar insolúvel em água.

	Substância	Ks
a)	Pb(OH)_2	$2,5 \times 10^{-16}$
b)	PbCl_2	1×10^{-4}
c)	PbBr_2	$4,6 \times 10^{-6}$
d)	PbCO_3	$1,6 \times 10^{-13}$
e)	PbSO_4	$1,9 \times 10^{-8}$

27. (UNESP) $\text{Pb}_3(\text{SbO}_4)_2$ 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 (Kps).

28. (FUVEST) 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:

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

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$$

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

De que é constituído o sólido formado? Justifique.

Tabela

Composto	Produto de solubilidade	Cor
AgCl	$1,6 \times 10^{-10} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2$	branca
Ag_2SO_4	$1,4 \times 10^{-5} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^3$	branca

29. (UFC) Considere uma solução a 25 °C contendo 0,20 mol.L⁻¹ de Sr²⁺ e 0,20 mol.L⁻¹ de Ba²⁺, à qual se adiciona lentamente Na₂SO₄ para dar origem a compostos insolúveis.

Dados : $K_{ps} (\text{SrSO}_4) = 8 \times 10^{-7} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$; $K_{ps} (\text{BaSO}_4) = 1 \times 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$.

a) Estime a concentração de íons SO₄²⁻ no momento em que ocorrer a precipitação do primeiro composto insolúvel.

b) Desconsiderando a existência de diluição, estime a concentração de íons Ba²⁺ quando iniciar a precipitação de SrSO₄.

30. (UFU) 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.

31. (UNESP) 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 × 10⁻³ mol/L. Calcule a concentração de íons PO₄³⁻ que deve estar presente na urina, acima da qual começa a precipitar fosfato de cálcio.

Produto de solubilidade de Ca₃(PO₄)₂ = 1 × 10⁻²⁵.

Massas atômicas: Ca = 40; P = 31; O = 16.

$\sqrt{2} = 1,4$

32. (UNESP) O uso de pequena quantidade de flúor adicionada à água potável diminui sensivelmente a incidência de cáries dentárias. Normalmente, adiciona-se um sal solúvel de flúor, de modo que se tenha 1 parte por milhão (1 ppm) de íons F⁻, o que equivale a uma concentração de 5 × 10⁻⁵ mols de íons F⁻ por litro de água.

a) Se a água contiver também íons Ca²⁺ dissolvidos, numa concentração igual a 2 × 10⁻⁴ mol/L, ocorrerá precipitação de CaF₂? Justifique sua resposta.

b) Calcule a concentração máxima de íons Ca²⁺ que pode estar presente na água contendo 1 ppm de íons F⁻, sem que ocorra precipitação de CaF₂.

(Dado: K_{ps} do CaF₂ = 1,5 × 10⁻¹⁰; K_{ps} é a constante do produto de solubilidade).

33. (UNESP) A dose letal de íons Ba²⁺ para o ser humano é de 2 × 10⁻³ mols de íons Ba²⁺ por litro de sangue. Para se submeter a um exame de raios-X um paciente ingeriu 200 mL de uma suspensão de BaSO₄. Supondo-se que os íons Ba²⁺ 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 BaSO₄ = 1 × 10⁻¹⁰.

34. (UNICAMP) Para fazer exames de estômago usando a técnica de raios-X, os pacientes devem ingerir, em jejum, uma suspensão aquosa de sulfato de bário, BaSO_4 , que é pouco solúvel em água. Essa suspensão é preparada em uma solução de sulfato de potássio, K_2SO_4 , que está totalmente dissolvido e dissociado na água. Os íons bário, Ba^{2+} , são prejudiciais à saúde humana. A constante do produto de solubilidade do sulfato de bário em água a $25\text{ }^\circ\text{C}$ é igual a $1,6 \times 10^{-9}$.

a) Calcule a concentração de íons bário dissolvidos numa suspensão de BaSO_4 em água.

b) Por que, para a saúde humana, é melhor fazer a suspensão de sulfato de bário em uma solução de sulfato de potássio, do que em água apenas? Considere que o K_2SO_4 não é prejudicial à saúde.

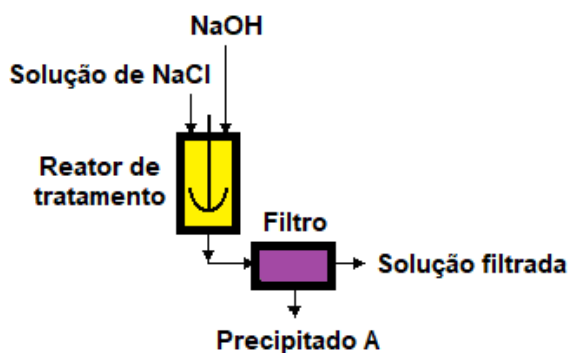
35. (UNICAMP) A presença do íon de mercúrio II, Hg^{2+} , em águas de rios, lagos e oceanos, é bastante prejudicial aos seres vivos. Uma das maneiras de se diminuir a quantidade de Hg^{2+} dissolvido é provocar a sua reação com o íon sulfeto já que a constante do produto de solubilidade do HgS é 9×10^{-52} a $25\text{ }^\circ\text{C}$. Trata-se portanto de um sal pouquíssimo solúvel. Baseando-se somente neste dado responda:

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, $1,4 \times 10^{21}\text{ dm}^3$. Esse volume é suficiente para solubilizar um mol de HgS ? Justifique.

36. (UFRJ) No processo de eletrólise com células de membrana, a solução de NaCl deve ser previamente purificada.

Para isso, alguns íons contaminantes são retirados através de reação com uma base, gerando um precipitado A que é separado no filtro, como mostra o desenho a seguir.



Uma solução concentrada de cloreto de sódio contendo $0,1\text{ mol/L}$ de íons Ca^{2+} e $0,5\text{ mol/L}$ de íons Mg^{2+} como contaminantes foi enviada ao reator de tratamento, onde NaOH foi adicionado até que o pH fosse igual a 10.

O K_{ps} do Ca(OH)_2 é igual a 5×10^{-6} e o K_{ps} de Mg(OH)_2 é igual a 5×10^{-12} .

Calcule a concentração dos íons Ca^{2+} e Mg^{2+} na solução filtrada.

37. (ITA) Assinale a opção que contém a concentração (em $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) de um íon genérico M^+ , quando se adiciona um composto iônico MX sólido até a saturação a uma solução aquosa $5 \times 10^{-3}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ em PX .

Dado $K_{ps}(\text{MX}) = 5 \times 10^{-12}$.

- a) $2,3 \times 10^{-6}$ b) $1,0 \times 10^{-7}$ c) $2,3 \times 10^{-8}$ d) $1,0 \times 10^{-9}$ e) $1,0 \times 10^{-10}$

38. (ITA) Utilizando os dados fornecidos na tabela a seguir é CORRETO afirmar que o produto de solubilidade do sulfito de sódio em água, a 15 °C, é igual a

Substância	Solubilidade (g soluto / 100 g H ₂ O)
ZnS	0,00069
ZnSO ₄ · 7H ₂ O	96
ZnSO ₃ · 2H ₂ O	0,16
Na ₂ S · 9H ₂ O	46
Na ₂ SO ₄ · 7H ₂ O	44
Na ₂ SO ₃ · 2H ₂ O	32

- a) 8×10^{-3} .
- b) $1,6 \times 10^{-2}$.
- c) $3,2 \times 10^{-2}$.
- d) 8.
- e) 32.

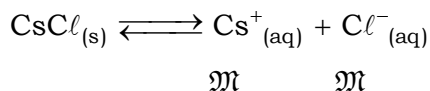
39. (ITA) A 25 °C, o produto de solubilidade, em água, do PbSO₄ é igual a $2,0 \times 10^{-8}$ e do PbCrO₄ é igual a $3,2 \times 10^{-14}$. Um copo de um litro contém 100 mL de uma solução aquosa 0,10 mol/L de Pb(NO₃)₂ nesta temperatura. A esta solução junta-se, gota-a-gota, sob constante agitação, uma solução que contém 0,020 mol/L de sulfato e 0,030 mol/L de cromato, o único cátion sendo de sódio. Continuando esta adição, o que pode precipitar primeiro: PbSO₄(c) ou PbCrO₄(c)? Ou irá aparecer uma mistura destes dois sólidos? Neste último caso, qual a proporção de cada um dos sais precipitados?

40. (ITA) Por que cada uma das cinco opções do teste a seguir está CERTA ou ERRADA?

A 25°C o produto de solubilidade do CaSO₄(s) em água é $2,4 \times 10^{-5}$ (a concentração de Ca²⁺(aq) na solução saturada é $5,0 \times 10^{-3}$ mol/L). Num copo contendo 10 mL de uma solução aquosa $3,0 \times 10^{-3}$ mol/L de cloreto de cálcio a 25 °C foram ADICIONADOS, gota a gota, 10 mL de uma solução aquosa $3,0 \times 10^{-3}$ 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 Ca²⁺(aq) diminuirá.
- b) A concentração, em mol/L, dos íons SO₄²⁻(aq) diminuirá.
- c) A concentração, em mol/L, dos íons Ca²⁺(aq) permanecerá constante.
- d) A quantidade (mol) dos íons SO₄²⁻(aq) diminuirá.
- e) Poderá precipitar a fase sólida CaSO₄(s).

01. Alternativa B



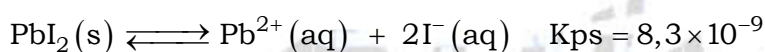
$$K_s = [\text{Cs}^+_{(aq)}] \times [\text{Cl}^-_{(aq)}]$$

$$K_s = \mathfrak{M} \times \mathfrak{M}$$

$$K_s = \mathfrak{M}^2$$

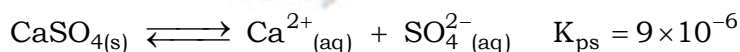
$$\mathfrak{M} = \sqrt{K_s}$$

02. Alternativa D



$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \times [\text{I}^-]^2 = 8,3 \times 10^{-9} \quad (\text{solução saturada})$$

03. Alternativa E



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}_{(aq)}] \times [\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}]$$

$$[\text{Ca}^{2+}_{(aq)}] = [\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}] \quad (\text{no equilíbrio})$$

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}_{(aq)}] \times [\text{Ca}^{2+}_{(aq)}]$$

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}_{(aq)}]^2$$

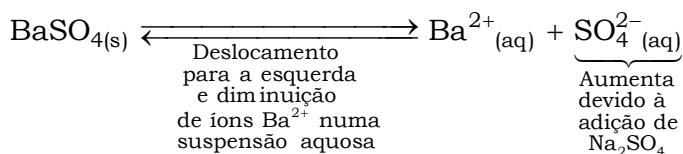
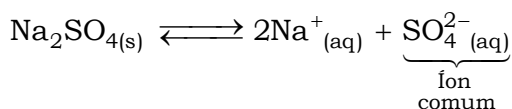
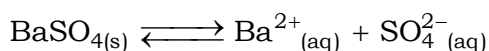
$$9 \times 10^{-6} = [\text{Ca}^{2+}_{(aq)}]^2$$

$$[\text{Ca}^{2+}_{(aq)}] = \sqrt{9 \times 10^{-6}}$$

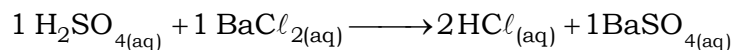
$$[\text{Ca}^{2+}_{(aq)}] = 3 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

04. Alternativa A

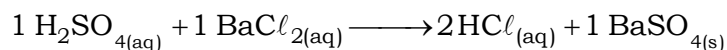
A melhor maneira de reduzir a concentração de íons bário em uma suspensão aquosa de uso oral é adicionar um pouco de sulfato de sódio.



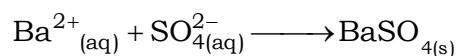
05. Equação química completa e balanceada da obtenção do sulfato de bário no experimento:



ou

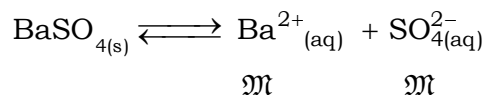


ou



Cálculo da solubilidade do sulfato de bário em uma solução saturada:

$$K_{\text{PS}} = 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$$



$$K_{\text{PS}} = [\text{Ba}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$K_{\text{PS}} = \mathfrak{M} \times \mathfrak{M}$$

$$10^{-10} = \mathfrak{M}^2$$

$$\mathfrak{M} = \sqrt{10^{-10}} = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\text{Solubilidade} = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

06. Alternativa E

$$K_{\text{ps}} = 1,0 \times 10^{-10}$$



$$K_{\text{ps}} = [\text{Co}^{2+}] \times [\text{CO}_3^{2-}]$$

$$\mathfrak{M} = [\text{Co}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}]$$

$$K_{\text{ps}} = \mathfrak{M}^2$$

$$\mathfrak{M}^2 = 1,0 \times 10^{-10}$$

$$\mathfrak{M} = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

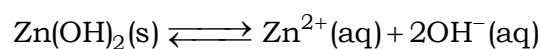
07. Alternativa A

$$c_{\text{Zn}^{2+}} = 6,54 \text{ g/L}; \quad M_{\text{Zn}} = 65,4 \text{ g/mol}$$

$$c_{\text{Fe}^{2+}} = 5,58 \text{ g/L}; \quad M_{\text{Fe}} = 55,8 \text{ g/mol}$$

$$[\text{Zn}^{2+}] = \frac{6,54}{65,4} = 10^{-1} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = \frac{5,58 \times 10^{-3}}{55,8} = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

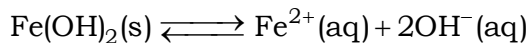


$$K_{\text{S}} < [\text{Zn}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2$$

$$9 \times 10^{-17} < 10^{-1} \times [\text{OH}^-]^2$$

$$[\text{OH}^-]^2 > 9 \times 10^{-16}$$

$$[\text{OH}^-] > 3 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$



$$K_{\text{S}} > [\text{Fe}^{2+}] \times [\text{OH}^{-}]^2$$

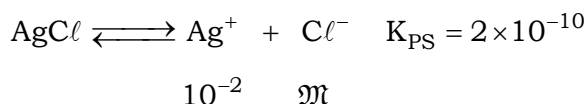
$$4 \times 10^{-16} > 10^{-4} \times [\text{OH}^{-}]^2$$

$$[\text{OH}^{-}]^2 < 4 \times 10^{-12}$$

$$[\text{OH}^{-}] < 2 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

08. Alternativa A

$$[\text{AgNO}_3] = [\text{Ag}^{+}] = 0,01 \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$



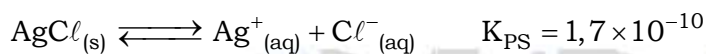
$$10^{-2} \times \mathfrak{M} \geq K_{\text{PS}}$$

$$10^{-2} \times \mathfrak{M} \geq 2 \times 10^{-10}$$

$$\mathfrak{M} \geq 2 \times 10^{-8} \text{ mol/L} \quad (\text{precipitação})$$

09. Alternativa C

No equilíbrio analisado, para ocorrer a precipitação do cloreto de prata (AgCl) o produto entre as concentrações molares de cátions prata e ânions cloreto deverá ser superior a $1,7 \times 10^{-10}$.



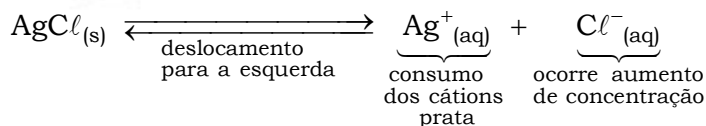
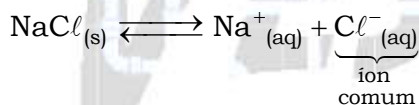
$$K_{\text{PS}} = [\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})}] \times [\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}]$$

$$[\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})}] \times [\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}] > 1,7 \times 10^{-10} \quad (\text{precipitação de } \text{AgCl}_{(\text{s})})$$

$$[\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})}] \times [\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}] = 1,7 \times 10^{-10} \quad (\text{solução saturada com corpo de fundo})$$

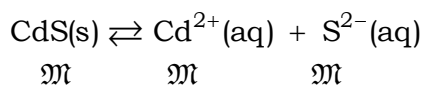
$$[\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})}] \times [\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}] < 1,7 \times 10^{-10} \quad (\text{solução insaturada})$$

A adição de cloreto de sódio (NaCl) a uma solução saturada de AgCl irá diminuir a concentração de cátions prata, pois ocorrerá o efeito íon comum, o equilíbrio será deslocado para a esquerda. Neste caso o ânion cloreto (Cl^{-}) será o íon comum.



10. Alternativa A

$$K_{\text{PS}} = 4 \times 10^{-30}; \alpha = 100 \%$$



$$K_{\text{PS}} = [\text{Cd}^{2+}] \times [\text{S}^{2-}]$$

$$4 \times 10^{-30} = \mathfrak{M} \times \mathfrak{M}$$

$$\mathfrak{M}^2 = 4 \times 10^{-30}$$

$$m = \sqrt{4 \times 10^{-30}} = 2 \times 10^{-15}$$

$$[\text{CdS}] = 2 \times 10^{-15} \text{ mol/L}$$

$$\text{Cd} = 112,4; \text{S} = 32; \text{CdS} = 144,4 \text{ g/mol}$$

$$\text{Concentração (CdS)} = 2 \times 10^{-15} \times 144,4 = 288,8 \times 10^{-15} \text{ g/L}$$

$$\text{Concentração (CdS)} = 2,888 \times 10^{-13} \text{ g/L} \approx 2,89 \times 10^{-13} \text{ g/L}$$

11. a) Teremos:

$$n_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = \frac{m}{M} = \frac{4,0 \text{ g}}{250 \text{ g.mol}^{-1}} = 0,016 \text{ mol}$$

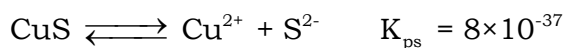
$$[\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}] = \frac{n}{V} = \frac{0,016 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,16 \text{ mol/L}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol do sal} \text{ ————— } 1 \text{ mol Cu}^{2+} \\ 0,16 \text{ mol do sal} \text{ ————— } 0,16 \text{ mol de Cu}^{2+} \end{array} \right\} \text{ em 1 L}$$

$$C = \frac{(0,16 \times 64) \text{ g}}{1 \text{ L}} = 10,24 \text{ g/L} \Rightarrow C = 10,24 \text{ g/L}$$

b) Teremos:

$$\underbrace{n_{\text{Cu}^{2+}}}_{\text{solução tóxica}} = \frac{1}{64} \times 10^{-3} \text{ mol} \Rightarrow [\text{Cu}^{2+}] = \frac{1}{64} \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$



$$K_{\text{ps}} = [\text{Cu}^{2+}] \times [\text{S}^{2-}]$$

$$8 \times 10^{-37} = \frac{1}{64} \times 10^{-3} \times [\text{S}^{2-}]$$

$$[\text{S}^{2-}] = \frac{8 \times 10^{-37} \times 64}{10^{-3}} \Rightarrow [\text{S}^{2-}] = 5,12 \times 10^{-32} \text{ mol/L}$$

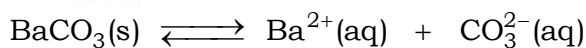
12. a) Quanto menor o valor do K_{PS} menos solúvel será a substância.

O carbonato de estrôncio (SrCO_3) possui o menor valor de K_{PS} , logo cristalizara primeiro.

b) Teremos:

$$[\text{BaCl}_2] = 1 \mu\text{mol/L} = 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = 1 \mu\text{mol/L} = 10^{-6} \text{ mol/L}$$



$$\underbrace{10^{-6} \text{ mol/L}}_{(\text{Ba}^{2+} \text{ derivado do BaCl}_2)}$$

$$K_{\text{PS}} = [\text{Ba}^{2+}] \times [\text{CO}_3^{2-}]$$

$$8,1 \times 10^{-9} = 10^{-6} \times [\text{CO}_3^{2-}]$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 8,1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

13. Alternativa C

I. Correta.

Nitrato de prata e cromato de potássio podem ser considerados sais solúveis em água, pois apresentam o ânion nitrato e o cátion potássio, respectivamente.

II. Incorreta.

Haverá precipitação de sulfato de bário em uma mistura de 250 mL de solução 4×10^{-4} mol/L de sulfato de sódio com 250 mL de solução 4×10^{-5} mol/L de cloreto de bário.

$$K_S (\text{BaSO}_4) = 1 \times 10^{-10}$$

$$[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 4 \times 10^{-4} \text{ mol/L}; \quad 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L}$$

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = [\text{Na}_2\text{SO}_4] \times V$$

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 4 \times 10^{-4} \times 0,25 = 1 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{\text{SO}_4^{2-}} = 1 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$[\text{BaCl}_2] = 4 \times 10^{-5} \text{ mol/L}; \quad 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L}$$

$$n_{\text{BaCl}_2} = [\text{BaCl}_2] \times V'$$

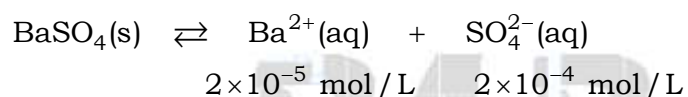
$$n_{\text{BaCl}_2} = 4 \times 10^{-5} \times 0,25 = 1 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$n_{\text{Ba}^{2+}} = 1 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$V_{\text{total}} = 0,25 + 0,25 = 0,50 \text{ L}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{1 \times 10^{-5}}{0,50} = 2 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{1 \times 10^{-4}}{0,50} = 2 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$



$$K_S = [\text{Ba}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$K_S = 1 \times 10^{-10}$$

$$1 \times 10^{-10} < 4 \times 10^{-9} \text{ (haverá precipitação)}$$

III. Incorreta.

Cloreto de sódio e cloreto de cálcio são sais solúveis em água, porém cloreto de prata não é solúvel em água.

IV. Correta.

Uma solução saturada de hidróxido de alumínio possui maior pH que uma solução saturada de hidróxido de ferro III.

$$K_S (\text{Al}(\text{OH})_3) = 1,3 \times 10^{-33}$$

$$K_S (\text{Fe}(\text{OH})_3) = 4 \times 10^{-38}$$

$$K_S (\text{Al}(\text{OH})_3) > K_S (\text{Fe}(\text{OH})_3)$$

(apresenta maior
concentração de

ânions OH^-)



Maior pH

14. a) Cálculo do Kps:



\mathfrak{M}

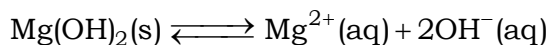
\mathfrak{M}

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-]$$

$$K_{ps} = \mathfrak{M}^2$$

$$\mathfrak{M}^2 = 2 \times 10^{-10}$$

$$\mathfrak{M} = \sqrt{2 \times 10^{-10}} = 1,42 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$



$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] \times [\text{OH}^{-}]^2$$

$$K_{ps} = \text{S} \times (2 \times \text{S})^2$$

$$4 \times \text{S}^3 = 8 \times 10^{-12}$$

$$\text{S} = \sqrt[3]{2 \times 10^{-12}} = 1,26 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$1,26 \times 10^{-4} \text{ mol/L} > 1,42 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

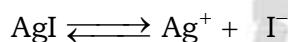
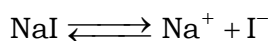
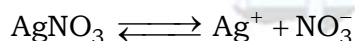
$$\text{S} > \mathfrak{M}$$

Conclusão: a solubilidade do Mg(OH)_2 é maior do que a solubilidade do AgCl .

b) Teremos:

$$K_{ps} \text{ para o } \text{AgI} = 8 \times 10^{-17}$$

Concentrações (\mathfrak{M}) dos íons Ag^{+} e I^{-} iguais a $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$.



$$K_{ps} = [\text{Ag}^{+}] \times [\text{I}^{-}]$$

$$Q_{ps} = \mathfrak{M} \times \mathfrak{M}$$

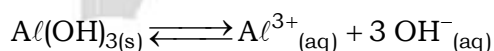
$$Q_{ps} = (1,0 \times 10^{-4})^2$$

$$Q_{ps} = 1,0 \times 10^{-8}$$

$$1,0 \times 10^{-8} > 8 \times 10^{-17}$$

Conclusão: haverá formação de precipitado.

15. Alternativa A



$$K_{PS} = [\text{Al}^{3+}] \times [\text{OH}^{-}]^3$$

$$K_{PS} = \mathfrak{M} \times (3 \times \mathfrak{M})^3 = 27 \times \mathfrak{M}^4$$

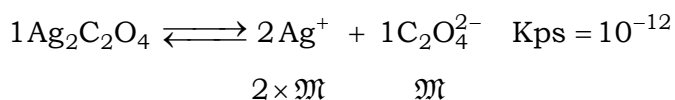
$$\mathfrak{M}^4 = \frac{K_{PS}}{27} \Rightarrow \mathfrak{M} = \sqrt[4]{\frac{K_{PS}}{27}}$$

$$\mathfrak{M} = \sqrt[4]{\frac{1,0 \times 10^{-33}}{27}} = \sqrt[4]{\frac{10^3 \times 10^{-33}}{27}} = \sqrt[4]{\frac{10^3 \times 10^{-36}}{27}} = 10^{-9} \times \sqrt[4]{\frac{10^3}{27}}$$

$$[\text{OH}^{-}] = 3 \times \mathfrak{M}$$

$$[\text{OH}^{-}] = 3 \times 10^{-9} \times \sqrt[4]{\frac{10^3}{27}} = 3 \times 10^{-9} \times \sqrt[4]{\frac{1.000}{27}} \text{ mol/L}$$

16. Alternativa B



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \times [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$$

$$10^{-12} = \mathfrak{M}^2 \times \mathfrak{M}$$

$$\mathfrak{M}^3 = 10^{-12}$$

$$\mathfrak{M} = \sqrt[3]{10^{-12}}$$

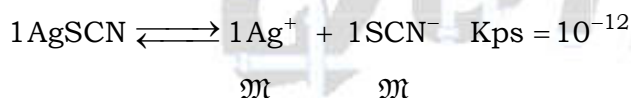
$$\mathfrak{M} = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Ag}^+] = 2 \times \mathfrak{M}$$

$$[\text{Ag}^+]_1 = 2 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = \mathfrak{M}$$

$$[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] \times [\text{SCN}^-]$$

$$10^{-12} = \mathfrak{M} \times \mathfrak{M}$$

$$\mathfrak{M}^2 = 10^{-12}$$

$$\mathfrak{M} = \sqrt{10^{-12}}$$

$$\mathfrak{M} = 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Ag}^+] = \mathfrak{M}$$

$$[\text{Ag}^+]_2 = 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{SCN}^-] = \mathfrak{M}$$

$$[\text{SCN}^-] = 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Conclusão: $\underbrace{[\text{Ag}^+]_1}_{2 \times 10^{-4} \text{ mol/L}} > \underbrace{[\text{Ag}^+]_2}_{10^{-6} \text{ mol/L}}$ e $\underbrace{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]}_{10^{-4} \text{ mol/L}} > \underbrace{[\text{SCN}^-]}_{10^{-6} \text{ mol/L}}$.

17. Alternativa A



$$1 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \quad [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}]$$

Para ocorrer precipitação:

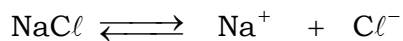
$$[\text{Pb}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}] > K_{ps}$$

$$1 \times 10^{-3} \times [\text{SO}_4^{2-}] > 1,3 \times 10^{-8}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] > \frac{1,3 \times 10^{-8}}{1 \times 10^{-3}}$$

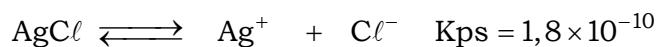
$$[\text{SO}_4^{2-}] > 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

18. Alternativa B



$$0,1 \text{ mol/L} \quad 0,1 \text{ mol/L} \quad 0,1 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] = 0,1 \text{ mol/L}$$



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-]$$

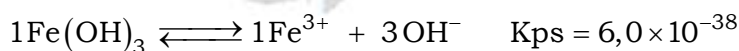
$$1,8 \times 10^{-10} = [\text{Ag}^+] \times 0,1$$

$$[\text{Ag}^+] = 1,8 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$$

19. Alternativa D

A solução de sulfeto de sódio (Na_2S - IV) irá reter maior quantidade de íons $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$ na forma do sal insolúvel, pois o K_{ps} do sulfeto de chumbo II é o menor listado ($7,0 \times 10^{-29}$), o que significa baixíssima solubilidade e elevada precipitação.

20. Alternativa E



$$K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}] \times [\text{OH}^-]^3$$

$$[\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$6,0 \times 10^{-38} = [\text{Fe}^{3+}] \times (1,0 \times 10^{-3})^3$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{6,0 \times 10^{-38}}{1,0 \times 10^{-9}}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = 6,0 \times 10^{-29} \text{ mol/L}$$

21. Alternativa A

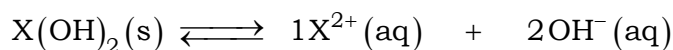
$$\text{pH} = 10$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$10 + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 4$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$



$$\frac{\mathfrak{M}}{2}$$

$$\mathfrak{M}$$

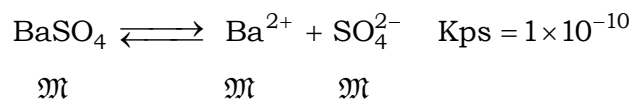
$$0,5 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \quad 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$K_{ps} = [\text{X}^{2+}_{(\text{aq})}] \times [\text{OH}^-_{(\text{aq})}]^2$$

$$K_{ps} = 0,5 \times 10^{-4} \times (1,0 \times 10^{-4})^2 = 0,5 \times 10^{-12}$$

$$K_{ps} = 5 \times 10^{-13}$$

22. Alternativa C



$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$1 \times 10^{-10} = \mathfrak{M} \times \mathfrak{M}$$

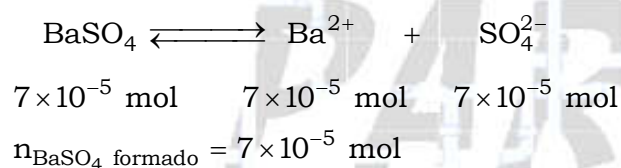
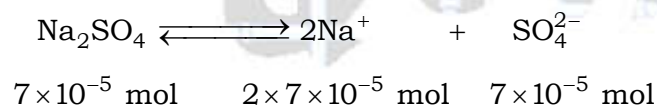
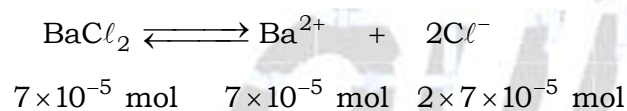
$$\mathfrak{M}^2 = 1 \times 10^{-10} \Rightarrow \mathfrak{M} = \sqrt{1 \times 10^{-10}}$$

$$\mathfrak{M} = [\text{BaSO}_4]_{\text{dissolvido}} = 1 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Em 1 L :

$$n_{\text{BaSO}_4 \text{ dissolvido}} = 1 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$n_{\text{BaCl}_2} = n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 7 \times 10^{-5} \text{ mol}$$



$$M_{\text{BaSO}_4} = 137 + 32 + 4 \times 16 = 233$$

$$n_{\text{BaSO}_4 \text{ precipitado}} = n_{\text{BaSO}_4 \text{ formado}} - n_{\text{BaSO}_4 \text{ dissolvido}}$$

$$n_{\text{BaSO}_4 \text{ precipitado}} = (7 \times 10^{-5} \text{ mol}) - (1 \times 10^{-5} \text{ mol})$$

$$n_{\text{BaSO}_4 \text{ precipitado}} = 6 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$m_{\text{BaSO}_4 \text{ precipitado}} = 6 \times 10^{-5} \times 233 \text{ g}$$

$$m_{\text{BaSO}_4 \text{ precipitado}} = 1.398 \times 10^{-5} \text{ g} \approx 14 \text{ mg}$$

23. A precipitação ocorrerá com maior facilidade quanto menor for o valor do Kps devido à adição de ânions CO_3^{2-} .

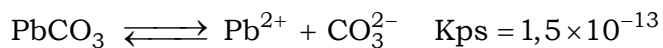
Em primeiro lugar (08) PbCO_3 ; $K_{ps} = 1,0 \times 10^{-13}$.

Em segundo lugar (64) CoCO_3 ; $K_{ps} = 8,0 \times 10^{-13}$.

Soma = 08 + 64 = 72.

24. Alternativa D

O agente precipitante mais eficiente na remoção do Pb^{2+} do efluente é aquele que apresenta a menor concentração em mol por litro, calculando as concentrações (\mathfrak{M}) para cada sal da tabela, conclui-se que este agente precipitante é o PbS (sulfeto de chumbo II).



\mathfrak{M} \mathfrak{M} \mathfrak{M}

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \times [\text{CO}_3^{2-}]$$

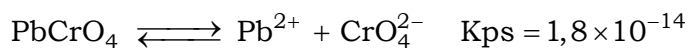
$$K_{ps} = \mathfrak{M} \times \mathfrak{M}$$

$$K_{ps} = \mathfrak{M}^2$$

$$1,5 \times 10^{-13} = \mathfrak{M}^2$$

$$\mathfrak{M} = [\text{Pb}^{2+}] = \sqrt{1,5 \times 10^{-13}} \text{ mol/L} = \sqrt{15 \times 10^{-14}} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = \sqrt{15} \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$



\mathfrak{M} \mathfrak{M} \mathfrak{M}

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \times [\text{CrO}_4^{2-}]$$

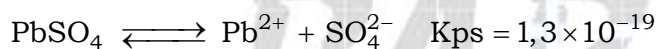
$$K_{ps} = \mathfrak{M} \times \mathfrak{M}$$

$$K_{ps} = \mathfrak{M}^2$$

$$1,8 \times 10^{-14} = \mathfrak{M}^2$$

$$\mathfrak{M} = [\text{Pb}^{2+}] = \sqrt{1,8 \times 10^{-14}} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = \sqrt{1,8} \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$



\mathfrak{M} \mathfrak{M} \mathfrak{M}

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}]$$

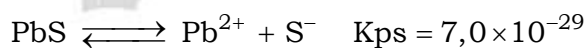
$$K_{ps} = \mathfrak{M} \times \mathfrak{M}$$

$$K_{ps} = \mathfrak{M}^2$$

$$1,3 \times 10^{-19} = \mathfrak{M}^2$$

$$\mathfrak{M} = [\text{Pb}^{2+}] = \sqrt{1,3 \times 10^{-19}} \text{ mol/L} = \sqrt{13 \times 10^{-20}} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = \sqrt{13} \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$



\mathfrak{M} \mathfrak{M} \mathfrak{M}

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \times [\text{S}^{2-}]$$

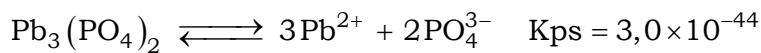
$$K_{ps} = \mathfrak{M} \times \mathfrak{M}$$

$$K_{ps} = \mathfrak{M}^2$$

$$7,0 \times 10^{-29} = \mathfrak{M}^2$$

$$\mathfrak{M} = [\text{Pb}^{2+}] = \sqrt{7,0 \times 10^{-29}} \text{ mol/L} = \sqrt{70 \times 10^{-30}} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = \sqrt{70} \times 10^{-15} \text{ mol/L}$$



$$\mathfrak{M} \qquad \qquad 3 \times \mathfrak{M} \quad 2 \times \mathfrak{M}$$

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}]^3 \times [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

$$K_{ps} = (3 \times \mathfrak{M})^3 \times (2 \times \mathfrak{M})^2$$

$$K_{ps} = 108 \times \mathfrak{M}^5$$

$$3,0 \times 10^{-44} = 108 \times \mathfrak{M}^5$$

$$\mathfrak{M}^5 = \frac{3,0 \times 10^{-44}}{108} = 0,02777 \times 10^{-44} = 2,777 \times 10^{-50}$$

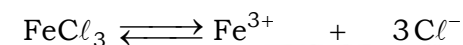
$$\mathfrak{M} = [\text{Pb}^{2+}] = \sqrt[5]{2,777 \times 10^{-50}}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = \sqrt[5]{2,777} \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

$$\begin{array}{cccc} \text{PbS} & \text{PbSO}_4 & \text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2 & \text{PbCO}_3 \\ \sqrt{70} \times 10^{-15} \text{ mol/L} & < \sqrt{13} \times 10^{-10} \text{ mol/L} & < \sqrt[5]{2,777} \times 10^{-10} \text{ mol/L} & < \sqrt{15} \times 10^{-7} \text{ mol/L} \\ \text{PbCrO}_4 & & & \\ < \sqrt{1,8} \times 10^{-7} \text{ mol/L} & & & \end{array}$$

25. Alternativa C

$$[\text{FeCl}_3] = 0,5 \text{ mol/L}$$



$$0,5 \text{ mol/L} \quad 0,5 \text{ mol/L} \quad 3 \times 0,5 \text{ mol/L}$$



$$K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}] \times [\text{OH}^-]^3$$

$$1,10 \times 10^{-36} = 0,5 \times (\mathfrak{M})^3$$

$$\mathfrak{M}^3 = \frac{1,10 \times 10^{-36}}{0,5}$$

$$\mathfrak{M}^3 = 2,2 \times 10^{-36}$$

$$\mathfrak{M} = \sqrt[3]{2,2 \times 10^{-36}} = \sqrt[3]{2,2} \times \sqrt[3]{10^{-36}}$$

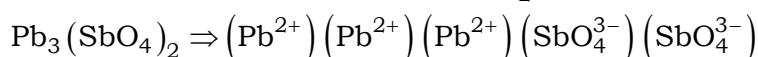
$$\mathfrak{M} = [\text{OH}^-] = 1,30 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$$

26. Alternativa B

Quanto maior for o valor do Ks (produto de solubilidade ou Kps), mais íons estarão dispersos em solução, ou seja, mais solúvel será a substância.

Por isso, maior massa deverá ser adicionada a esta solução para ocorrer a precipitação. Neste caso se trata do PbCl_2 ($K_{ps} = 1 \times 10^{-4}$).

27. a) O nome oficial do $\text{Pb}_3(\text{SbO}_4)_2$ é antimoniato de chumbo II.

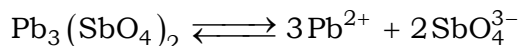


Pb^{2+} : chumbo II

SbO_4^{3-} : antimoniato

Classe de compostos a que pertence: sal inorgânico.

b) Equação química balanceada da ionização desse pigmento:



Expressão constante do seu produto de solubilidade (Kps):

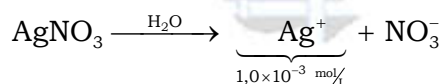
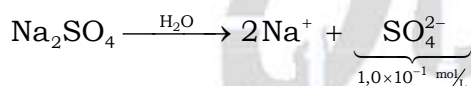
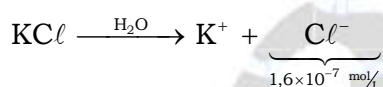
$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}]^3 \times [\text{SbO}_4^{3-}]^2$$

28. Em um béquer foram misturadas soluções aquosas de cloreto de potássio, sulfato de sódio e nitrato de prata, então:

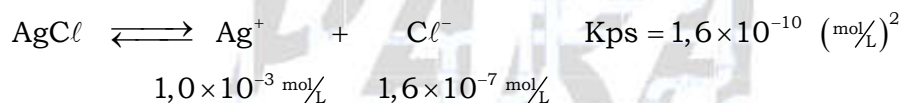
$$[\text{Ag}^+] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$$

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



Combinando os íons adequadamente para formar os compostos listados na tabela, vem:

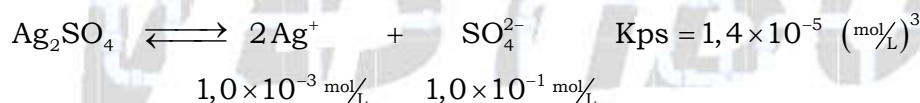


$$Q_{ps} = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-]$$

$$Q_{ps} = 1,0 \times 10^{-3} \times 1,6 \times 10^{-7}$$

$$Q_{ps} = 1,6 \times 10^{-7} \text{ (mol/L)}^2$$

$$Q_{ps} = K_{ps} \text{ (solução saturada com corpo de chão)}$$



$$Q_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \times [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$Q_{ps} = (1,0 \times 10^{-3})^2 \times 1,0 \times 10^{-1}$$

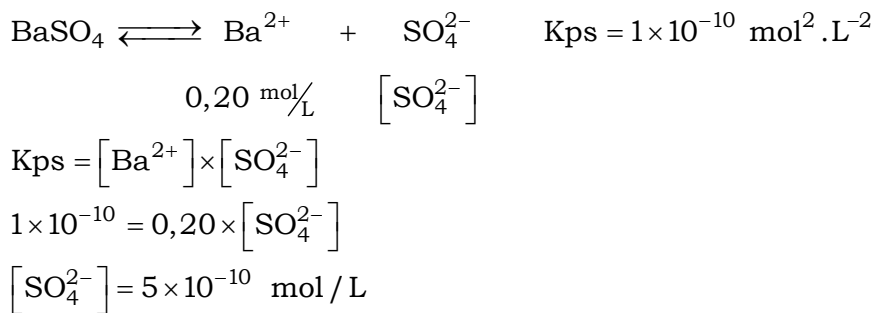
$$Q_{ps} = 1,0 \times 10^{-7} \text{ (mol/L)}^3$$

$$1,0 \times 10^{-7} \text{ (mol/L)}^3 < 1,4 \times 10^{-5} \text{ (mol/L)}^3$$

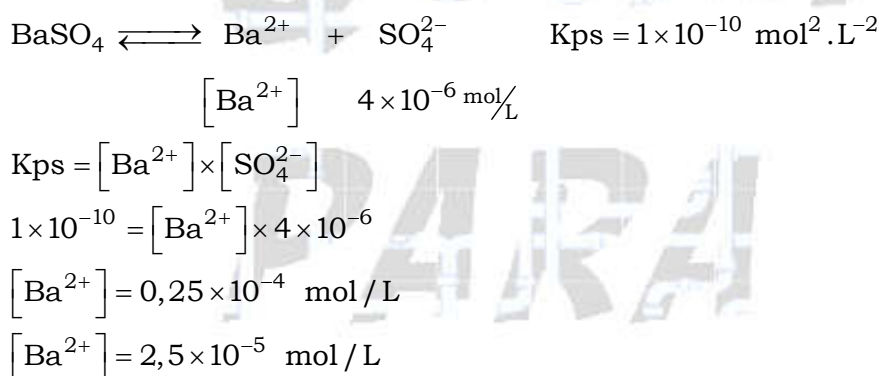
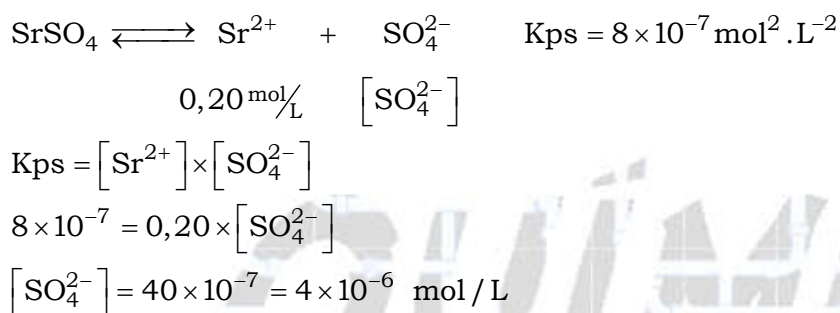
$$Q_{ps} < K_{ps} \text{ (solução insaturada)}$$

Conclusão: o sólido formado é constituído de cloreto de prata (AgCl).

29. a) O primeiro composto insolúvel a ser precipitado será aquele de menor valor de Kps, ou seja, o BaSO_4 ($K_{ps} = 1 \times 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$).



b) Teremos:



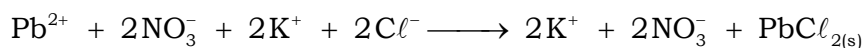
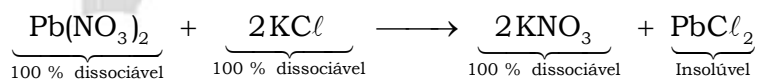
30. a) Teremos:

De acordo com o texto tem-se as substâncias abaixo.

Nitrato de chumbo II: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

Cloreto de potássio: KCl

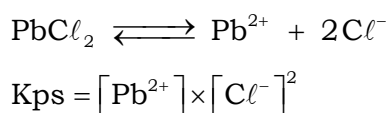
Então:



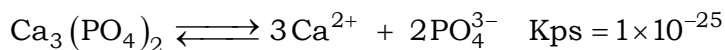
Conclusão: íons Pb^{2+} , NO_3^- , K^+ , Cl^- dissociados e Cloreto de chumbo II (PbCl_2) precipitado.

b) Nome do precipitado formado (PbCl_2): cloreto de chumbo II.

c) Expressão do produto de solubilidade do cloreto de chumbo II (PbCl_2):



31. Teremos:



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}]^3 \times [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

A precipitação ocorre quando $[\text{Ca}^{2+}]^3 \times [\text{PO}_4^{3-}]^2 > K_{ps}$.

$$[\text{Ca}^{2+}]^3 \times [\text{PO}_4^{3-}]^2 > 1 \times 10^{-25}$$

$$(2 \times 10^{-3})^3 \times [\text{PO}_4^{3-}]^2 > 1 \times 10^{-25}$$

$$[\text{PO}_4^{3-}]^2 > \frac{1 \times 10^{-25}}{(2 \times 10^{-3})^3}$$

$$[\text{PO}_4^{3-}]^2 > 0,125 \times 10^{-16}$$

$$[\text{PO}_4^{3-}] > \sqrt{0,125 \times 10^{-16}} \Rightarrow [\text{PO}_4^{3-}] > \sqrt{1250 \times 10^{-20}}$$

$$1250 = 5 \times 5 \times 5 \times 5 \times 2$$

$$[\text{PO}_4^{3-}] > \sqrt{5 \times 5 \times 5 \times 5 \times 2 \times 10^{-20}}$$

$$[\text{PO}_4^{3-}] > \frac{25 \times \sqrt{2} \times 10^{-10}}{2,5 \times \sqrt{2} \times 10^{-9}}$$

$$\sqrt{2} = 1,4$$

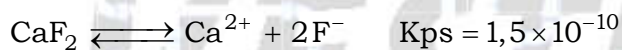
$$[\text{PO}_4^{3-}] > 3,5 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$$

A concentração de íons PO_4^{3-} que deve estar presente na urina, acima da qual começa a precipitar fosfato de cálcio é de $3,5 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$.

32. a) Não, pois o produto de solubilidade encontrado será inferior ao K_{ps} .

$$[\text{F}^-] = 5 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \quad (\text{equivalência para 1 ppm})$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = 2 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$



$$Q_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{F}^-]^2$$

$$Q_{ps} = (2 \times 10^{-4}) \times (5 \times 10^{-5})^2$$

$$Q_{ps} = 50 \times 10^{-14} = 5,0 \times 10^{-13}$$

$$5,0 \times 10^{-13} < 1,5 \times 10^{-10}$$

$Q_{ps} < K_{ps}$ (não ocorre precipitação)

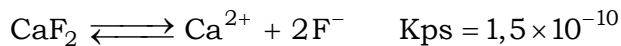
ou

$$[\text{Ca}^{2+}] \times [\text{F}^-]^2 < 1,5 \times 10^{-10} \quad (\text{não ocorre precipitação})$$

b) Cálculo da concentração máxima de íons Ca^{2+} :

$$[\text{F}^-] = 5 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \quad (\text{equivalência para 1 ppm})$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = ?$$



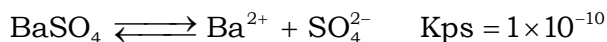
$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{F}^-]^2$$

$$1,5 \times 10^{-10} = [\text{Ca}^{2+}] \times (5 \times 10^{-5})^2$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{1,5 \times 10^{-10}}{(5 \times 10^{-5})^2} = 0,06 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = 6 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

33. Esta dose não coloca em risco a vida do paciente.



$$\mathfrak{M} \quad \mathfrak{M}$$

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$K_{ps} = \mathfrak{M} \times \mathfrak{M}$$

$$\mathfrak{M}^2 = 1 \times 10^{-10}$$

$$\mathfrak{M} = \sqrt{1 \times 10^{-10}}$$

$$\mathfrak{M} = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Um paciente ingeriu 200 mL (0,2 L) de uma suspensão de BaSO_4 , então:

$$1 \text{ L} \text{ ——— } 10^{-5} \text{ mol}$$

$$0,2 \text{ L} \text{ ——— } n_{\text{BaSO}_4}$$

$$n_{\text{BaSO}_4} = 0,2 \times 10^{-5} \text{ mol} = 2 \times 10^{-6} \text{ mol (dissolvidos em 5 litros de sangue)}$$

$$2 \times 10^{-6} \text{ mol} \text{ ——— } 5 \text{ L de sangue}$$

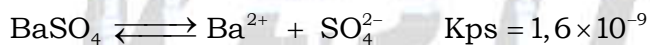
$$n'_{\text{BaSO}_4} \text{ ——— } 1 \text{ L de sangue}$$

$$n'_{\text{BaSO}_4} = 4 \times 10^{-7} \text{ mol}$$

$$n_{\text{dose letal}} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$4 \times 10^{-7} \text{ mol} < \underbrace{2 \times 10^{-3} \text{ mol}}_{\text{Dose letal}}$$

34. a) Cálculo da concentração de íons bário dissolvidos:



$$\mathfrak{M} \quad \mathfrak{M}$$

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}]$$

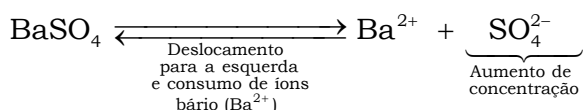
$$K_{ps} = \mathfrak{M} \times \mathfrak{M}$$

$$1,6 \times 10^{-9} = \mathfrak{M}^2$$

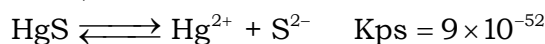
$$\mathfrak{M} = \sqrt{1,6 \times 10^{-9}} = \sqrt{16 \times 10^{-10}}$$

$$\mathfrak{M} = [\text{Ba}^{2+}] = 4 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

b) A adição de K_2SO_4 desloca o equilíbrio $\text{BaSO}_4 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ para a esquerda e diminui a concentração de íons bário (Ba^{2+}) prejudiciais à saúde humana.



35. a) Cálculo do volume:



$\mathfrak{M} \quad \mathfrak{M}$

$$K_{ps} = [\text{Hg}^{2+}] \times [\text{S}^{2-}]$$

$$9 \times 10^{-52} = \mathfrak{M} \times \mathfrak{M}$$

$$\mathfrak{M}^2 = 9 \times 10^{-52}$$

$$\mathfrak{M} = \sqrt{9 \times 10^{-52}}$$

$$\mathfrak{M} = [\text{Hg}^{2+}] = 3 \times 10^{-26} \text{ mol/L}$$

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 \text{ ————— } 3 \times 10^{-26} \times 6 \times 10^{23} \text{ íons Hg}^{2+}$$

$$V \text{ ————— } 1 \text{ íon Hg}^{2+}$$

$$V = \frac{1 \times 1}{3 \times 10^{-26} \times 6 \times 10^{23}} = 0,0555555 \times 10^3 \text{ dm}^3$$

$$V = 5,55555 \times 10^1 \text{ dm}^3$$

$$V \approx 55,56 \text{ L}$$

b) O volume de água existente na Terra não é suficiente para solubilizar um mol de HgS.

$$[\text{Hg}^{2+}] = [\text{HgS}] = 3 \times 10^{-26} \text{ mol/dm}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 \text{ ————— } 3 \times 10^{-26} \text{ mol}$$

$$V \text{ ————— } 1 \text{ mol}$$

$$V = \frac{1 \times 1}{3 \times 10^{-26}} = 0,333 \times 10^{26} \text{ L}$$

$$V = 3,33 \times 10^{25} \text{ L}$$

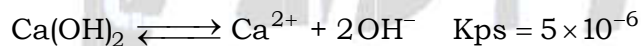
$$V_{\text{água na Terra}} = 1,4 \times 10^{21} \text{ dm}^3$$

$$1,4 \times 10^{21} \text{ dm}^3 < \underbrace{3,33 \times 10^{25} \text{ L}}_{\substack{\text{Volume necessário} \\ \text{para solubilizar} \\ \text{1 mol de HgS}}}$$

36. Teremos:

$$\text{pH} = 10 \Rightarrow \text{pOH} = 4 \quad (\text{pH} + \text{pOH} = 14)$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \text{ mol/L} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$



$$[\text{Ca}^{2+}]_{\text{presente na solução}} = 0,1 \text{ mol/L} = 10^{-1} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{(adicionado)}} = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$Q_{ps} = [\text{Ca}^{2+}]_{\text{presente na solução}} \times [\text{OH}^-]_{\text{(adicionado)}}^2$$

$$Q_{ps} = 10^{-1} \times (10^{-4})^2$$

$$Q_{ps} = 10^{-9}$$

$$10^{-9} < 5 \times 10^{-6}$$

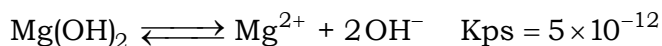
$Q_{ps} < K_{ps} \Rightarrow$ Solução insaturada; Ca^{2+} não precipita.

Conclusão: $[\text{Ca}^{2+}]_{\text{solução filtrada}} = 0,1 \text{ mol/L}$ (é mantida)

Analogamente,

$$\text{pH} = 10 \Rightarrow \text{pOH} = 4 \quad (\text{pH} + \text{pOH} = 14)$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \text{ mol/L} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$



$$[\text{Mg}^{2+}]_{\text{presente na solução}} = 0,5 \text{ mol/L} = 5 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{(adicionado)}} = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$Q_{\text{ps}} = [\text{Mg}^{2+}]_{\text{presente na solução}} \times [\text{OH}^-]_{\text{(adicionado)}}^2$$

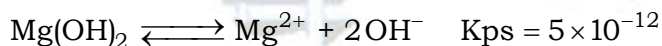
$$Q_{\text{ps}} = 5 \times 10^{-1} \times (10^{-4})^2$$

$$Q_{\text{ps}} = 5 \times 10^{-9}$$

$$5 \times 10^{-9} > 5 \times 10^{-12}$$

$Q_{\text{ps}} > K_{\text{ps}} \Rightarrow$ Solução saturada com corpo de chão.

Cálculo da concentração de Mg^{2+} em solução:



$$K_{\text{ps}} = [\text{Mg}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2$$

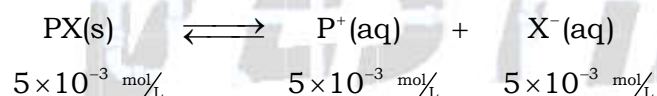
$$5 \times 10^{-12} = [\text{Mg}^{2+}] \times (10^{-4})^2$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = \frac{5 \times 10^{-12}}{10^{-8}}$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = 5 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

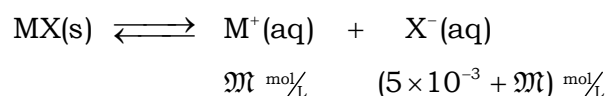
$$\text{Conclusão: } [\text{Mg}^{2+}]_{\text{solução filtrada}} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

37. Alternativa D



Adição de um íon genérico M^+ , quando se adiciona um composto iônico MX sólido até a saturação a uma solução aquosa $5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ em PX :

$$K_{\text{ps}} = 5 \times 10^{-12} \quad (\text{dado})$$



$$K_{\text{ps}} = [\text{M}^+][\text{X}^-]$$

$$K_{\text{ps}} = \mathfrak{M} \times (5 \times 10^{-3} + \mathfrak{M})$$

$$5 \times 10^{-12} = 5 \times 10^{-3} \mathfrak{M} + \underbrace{\mathfrak{M}^2}_{\approx \text{zero}}$$

$$5 \times 10^{-12} = 5 \times 10^{-3} \mathfrak{M}$$

$$\mathfrak{M} = 10^{-9} \text{ mol/L} = 1,0 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$$

38. Alternativa E

$$\text{Solubilidade do Na}_2\text{SO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \frac{32 \text{ g}}{100 \text{ g de água}}$$

$$\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = 2 \times 23 + 32 + 3 \times 16 + 2 \times 18 = 162$$

$$\text{Na}_2\text{SO}_3 = 126$$

$$1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \text{ — } 1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_3$$

$$162 \text{ g de Na}_2\text{SO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \text{ — } 126 \text{ g de Na}_2\text{SO}_3$$

$$32 \text{ g de Na}_2\text{SO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \text{ — } m_{\text{Na}_2\text{SO}_3}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = \frac{32 \text{ g} \times 126 \text{ g}}{162 \text{ g}}$$

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = \frac{\left(\frac{32 \text{ g} \times 126 \text{ g}}{162 \text{ g}} \right)}{126 \text{ g}} = 0,197 \text{ mol} \approx 0,2 \text{ mol}$$

$$d_{\text{água}} = 1 \text{ g/mL} \Rightarrow m_{\text{água}} = 100 \text{ g}$$

$$V = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$$

$$[\text{Na}_2\text{SO}_3] = \frac{n}{V}$$

$$[\text{Na}_2\text{SO}_3] = \frac{0,2}{0,1} = 2 \text{ mol/L}$$



$$2 \text{ mol/L} \quad 2 \times 2 \text{ mol/L} \quad 2 \text{ mol/L}$$

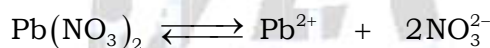
$$K_{ps} = [\text{Na}^+]^2 \times [\text{SO}_3^{2-}]$$

$$K_{ps} = (2 \times 2)^2 \times (2)$$

$$K_{ps} = 32$$

39. Teremos:

Um copo de um litro contém 100 mL de uma solução aquosa 0,10 mol/L de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$:



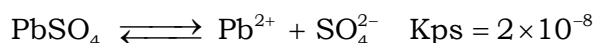
$$0,10 \text{ mol/L} \quad 0,10 \text{ mol/L} \quad 2 \times 0,10 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = 0,10 \text{ mol/L}$$

Junta-se uma solução que contém 0,020 mol/L de sulfato e 0,030 mol/L de cromato:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 0,020 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = 0,030 \text{ mol/L}$$



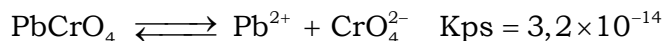
$$Q_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$Q_{ps} = 0,10 \times 0,020$$

$$Q_{ps} = 2 \times 10^{-3}$$

$$\underbrace{2 \times 10^{-3}}_{Q_{ps}} > \underbrace{2 \times 10^{-8}}_{K_{ps}}$$

Conclusão: PbSO_4 precipita.



$$Q_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \times [\text{CrO}_4^{2-}]$$

$$Q_{ps} = 0,10 \times 0,030$$

$$Q_{ps} = 3 \times 10^{-3}$$

$$\underbrace{3 \times 10^{-3}}_{Q_{ps}} > \underbrace{3,2 \times 10^{-14}}_{K_{ps}}$$

Conclusão: PbCrO_4 precipita.

Irá aparecer uma mistura destes dois sólidos precipitados.

$[\text{SO}_4^{2-}] : [\text{CrO}_4^{2-}]$ (cuja concentração coincidem com as dos sais precipitados)

$$0,020 : 0,030$$

$$2 : 3 \quad (\text{proporção})$$

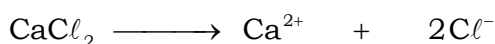
40. a) Errada. A quantidade (mol) dos íons $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ não se altera.

Tem-se um copo contendo 10 mL (0,01 L) de uma solução aquosa $3,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ de cloreto de cálcio:

$$[\text{CaCl}_2] \times V = n_{\text{CaCl}_2}$$

$$3,0 \times 10^{-3} \times 0,01 = n_{\text{CaCl}_2}$$

$$n_{\text{CaCl}_2} = 3 \times 10^{-5} \text{ mol}$$



$$3 \times 10^{-5} \text{ mol} \quad 3 \times 10^{-5} \text{ mol} \quad 2 \times 3 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

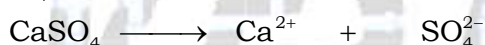
$$[\text{Ca}^{2+}]_{\text{inicial}} = \frac{n_{\text{Ca}^{2+}}}{V_{\text{inicial}}} = \frac{3 \times 10^{-5} \text{ mol}}{0,01 \text{ L}} = 3 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Junta-se 10 mL (0,01) de uma solução aquosa $3,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ de sulfato de cálcio (CaSO_4):

$$[\text{CaSO}_4] \times V = n_{\text{CaSO}_4}$$

$$3,0 \times 10^{-3} \times 0,01 = n_{\text{CaSO}_4}$$

$$n_{\text{CaSO}_4} = 3 \times 10^{-5} \text{ mol}$$



$$3 \times 10^{-5} \text{ mol} \quad 3 \times 10^{-5} \text{ mol} \quad 3 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

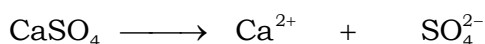
$$n_{\text{Ca}^{2+}(\text{CaCl}_2)} + n_{\text{Ca}^{2+}(\text{CaSO}_4)} = 6 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$V_{\text{total}} = 10 \text{ mL} + 10 \text{ mL} = 20 \text{ mL} = 0,02 \text{ L}$$

$$[\text{Ca}^{2+}]_{\text{final}} = \frac{n_{\text{Ca}^{2+} \text{ total}}}{V_{\text{total}}} = \frac{6 \times 10^{-5} \text{ mol}}{0,02}$$

$$[\text{Ca}^{2+}]_{\text{final}} = 3 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

b) Errada. A concentração, em mol/L, dos íons $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ aumentará, pois foi adicionado posteriormente ao copo.



$$3 \times 10^{-5} \text{ mol} \quad 3 \times 10^{-5} \text{ mol} \quad 3 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n_{\text{SO}_4^{2-}}}{V_{\text{total}}} = \frac{3 \times 10^{-5} \text{ mol}}{0,02 \text{ L}} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

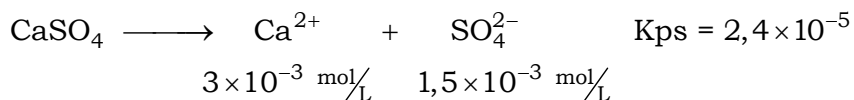
c) Correta. A concentração, em mol/L, dos íons $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ permanecerá constante.

$$[\text{Ca}^{2+}]_{\text{inicial}} = [\text{Ca}^{2+}]_{\text{final}} = 3 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

d) Errada. A quantidade (mol) dos íons $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ aumentará, pois não haviam íons sulfato no copo anteriormente.

$$n_{\text{SO}_4^{2-}} = 3 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

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



$$Q_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$Q_{\text{ps}} = 3 \times 10^{-3} \times 1,5 \times 10^{-3} = 4,5 \times 10^{-6}$$

$$\underbrace{4,5 \times 10^{-6}}_{Q_{\text{ps}}} < \underbrace{2,4 \times 10^{-5}}_{K_{\text{ps}}} \quad (\text{n\~{a}o h\~{a}ver\~{a} precipita\~{c}\~{a}o)$$

ou

$$[\text{Ca}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}] < 2,4 \times 10^{-5} \quad (\text{n\~{a}o h\~{a}ver\~{a} precipita\~{c}\~{a}o)$$