

SOLUBILIDADE E PRODUTO DE SOLUBILIDADE E HIDRÓLISE SALINA

115 (IFSC 2017) O tratamento da água de uma piscina ocorre em várias etapas que envolvem processos físicos e químicos. As substâncias relacionadas na tabela abaixo são utilizadas para ajuste de pH, alcalinidade e desinfecção da água.

Substância	pH em solução
HCl	1
NaHCO ₃	10
Ca(ClO) ₂	8
O ₃	7

Sobre essas substâncias e suas funções no tratamento da água da piscina, assinale a soma da(s) proposição(ões) CORRETA(S).

- 01** O HCl é um ácido e tem a função de elevar o pH da água.
- 02** Dentre as substâncias apresentadas na tabela, três delas são alcalinas e uma é ácida.
- 04** O NaHCO₃, por apresentar um caráter básico, é responsável pelo controle da alcalinidade da água.
- 08** Quando adicionado à água da piscina, o HCl neutraliza as substâncias alcalinas presentes.
- 16** O hipoclorito de cálcio é responsável pelo fornecimento de cloro para desinfecção e, por apresentar um caráter ácido, reduz o pH da água.
- 32** A substância simples mostrada na tabela é um poderoso agente desinfectante utilizado não só em piscinas, mas também em purificadores de água.

116 (UERJ 2017) Um inconveniente no processo de extração de petróleo é a precipitação de sulfato de bário (BaSO₄) nas tubulações. Essa precipitação se deve à baixa solubilidade desse sal, cuja constante do produto de solubilidade é 10⁻¹⁰ mol.L⁻², a 25°C.

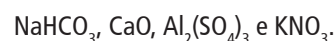
Admita um experimento no qual foi obtido sulfato de bário a partir da reação entre cloreto de bário e ácido sulfúrico.

Apresente a equação química completa e balanceada da obtenção do sulfato de bário no experimento e calcule a solubilidade desse sal, em mol.L⁻¹, em uma solução saturada, a 25°C.

117 (UERJ 2017) Hortênsias são flores cujas cores variam de acordo com o pH do solo, conforme indica a tabela:

Faixa de pH do solo	Coloração
menor que 7	azul
igual a 7	vermelha
maior que 7	rosa

Considere os seguintes aditivos utilizados na plantação de hortênsias em um solo neutro:



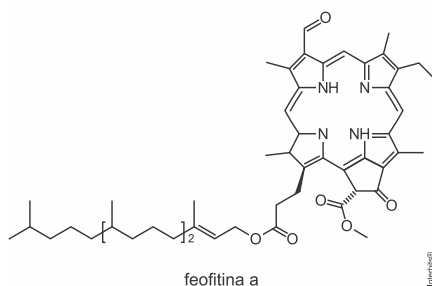
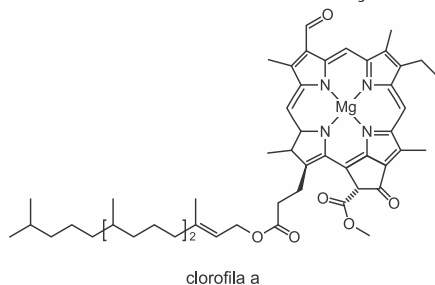
Indique a cor das flores produzidas quando se adiciona KNO₃ a esse solo e a fórmula química do aditivo que deve ser acrescentado, em quantidade adequada, para produzir hortênsias azuis.

Em seguida, dentre os aditivos, nomeie o óxido e apresente a equação química completa e balanceada da sua reação com a água.

118 (UFPR 2017) É comum as pessoas observarem que ao cozinhar brócolis em água e panela tampada,



o vegetal perde a cor verde e adquire uma cor amarelada. Isso ocorre porque compostos voláteis ácidos presentes no vegetal se desprendem pela ação da temperatura de cozimento e reagem com a clorofila, pigmento verde, produzindo feofitina, que é um pigmento amarelo. Para manter a cor verde no brócolis, recomenda-se não tampar a panela ou adicionar bicarbonato de sódio (NaHCO_3).



- De que maneira o bicarbonato de sódio age para evitar a perda da cor verde no brócolis?
- Por que não tampar a panela produz o mesmo efeito da adição de bicarbonato?
- Escreva a equação química balanceada da reação envolvida pelo bicarbonato de sódio que explica a resposta do item "a".

119 (UEPG 2016) A solubilidade do cromato de prata (Ag_2CrO_4) em água, a 18°C é 5×10^{-7} mol/L. Assim, assinale o que for correto.

Dados: $\text{Ag}=108$ g/mol; $\text{Cr}=52$ g/mol; $\text{O}=16$ g/mol

- O produto de solubilidade (KPS) do cromato de prata, a 18°C , é 5×10^{-19} mol³/L³.
- Quanto menor o valor de KPS de uma substância mais solúvel ela será.
- Em uma solução aquosa contendo 5×10^{-7} mol/L de CrO_4^{2-} e 2×10^{-6} de Ag^+ vai ter a formação de precipitado de Ag_2CrO_4 .

08 A expressão do produto de solubilidade é $\text{KPS} = [\text{Ag}^2+].[\text{CrO}_4^{-2}]$.

16 A solubilidade do cromato de prata, a 18°C , em g/L é $1,66 \times 10^{-4}$.

120 (UEM 2016) Assinale o que for correto.

01 Considere que, a 25°C temos uma solução aquosa de um ácido monoprotico com concentração 0,04 mol/litro e cujo grau de ionização é de 30%. A essa temperatura, o valor da constante de ionização é aproximadamente de $5,14 \times 10^{-2}$.

02 O pH de uma solução de H_2S 1,0 mol/litro é aproximadamente 3. Dados: Constante da primeira ionização = 10^{-6} e constante da segunda ionização = 10^{-16} .

04 A concentração mínima de íons SO_4^{2-} necessária para precipitar BaSO_4 de uma solução 10^{-2} mol/litro de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ é 8×10^{-8} mol/litro. Dados: KPS do $\text{BaSO}_4 = 2 \times 10^{-10}$.

08 Considerando que o K_{ps} do CaCO_3 a 25°C em água, é 5×10^{-9} , a solubilidade do CaCO_3 em uma solução aquosa 0,5 mol/litro de CaCl_2 a 25°C é 10^{-8} mol/litro.

16 Quando misturamos 500 mililitros de uma solução de CaCl_2 0,2 mol/litro com 500 mililitros de uma solução de Na_2SO_4 0,2 mol/litro, precipitam aproximadamente 11,7 gramas de Ca_2SO_4 . Dados: K_{ps} do $\text{Ca}_2\text{SO}_4 = 2 \times 10^{-4}$; $\sqrt{2} = 1,4$; $\text{Ca} = 40$; $\text{S} = 32$ e $\text{O} = 16$.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Considere o texto a seguir para responder à(s) quest(ões) abaixo.

Grande parte dos pacientes com hiperparatiroidismo brando exibe poucos sinais de doença óssea e raras anormalidades inespecíficas, em consequência da elevação do nível do cálcio, mas apresenta tendência extrema à formação de cálculos renais. Isso se deve ao fato de que o excesso de cálcio e fosfato absorvidos pelos intestinos ou mobilizados dos ossos no hiperparatiroidismo será finalmente excretado pelos rins, ocasionando aumento proporcional nas concentrações dessas substâncias na urina. Em decorrência disso, os cristais de oxalato tendem a se precipitar nos rins, dando origem a cálculos com essa composição.

121 (FMP 2016)

a O produto de solubilidade do oxalato de cálcio (CaC_2O_4) a 25°C é $2,6 \times 10^{-9}$. Determine a concentração de íons $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ eliminados pela urina, sabendo-se que a concentração dos



íons cálcio presente no exame EAS (Elementos Anormais e Sedimentos) é de $4 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$ e que, nesse caso, a urina apresenta uma solução saturada de oxalato de cálcio.

- b** A reação de hidrólise do oxalato de cálcio está abaixo representada.



Se um paciente tem uma dieta rica em alimentos cítricos como, por exemplo, brócolis, repolho, fígado, couve-flor, couve, espinafre, tomate, etc., bem como rica em frutas como limão, morango, acerola e laranja dificultará a formação dos cristais de oxalato encontrados na urina.

Justifique essa dieta como tratamento alimentar com base no Princípio de Le Chatelier.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Para responder à(s) quest(ões) seguintes considere o texto abaixo.

REGISTROS DE UM MAR LETAL

Uma análise química de rochas calcárias coletadas nos Emirados Árabes é o indício mais contundente até agora de que o pior evento de extinção em massa da Terra pode ter sido causado pela acidificação dos oceanos - o mesmo processo que o excesso de gás carbônico produzido pela humanidade provoca nos mares. O evento aconteceu há 250 milhões de anos, quando 90% das espécies biológicas foram extintas, especialmente as de vida marinha. Uma equipe internacional de geólogos analisou o conteúdo de isótopos de boro e de outros elementos de rochas que se formaram a partir da precipitação de carbonato de cálcio no fundo do mar durante o evento de extinção. A análise concluiu que, durante um período de 5 mil anos, a água do mar chegou a ficar 10 vezes mais ácida devido ao gás carbônico dissolvido, devido a um evento de vulcanismo nos continentes da época. A acidez é letal para diversas criaturas marinhas, pois dificulta a absorção de cálcio.

(Adaptado de: *Revista Pesquisa FAPESP*, n. 232, p. 15)

- 122** (PUCCAMP 2016) Para responder a esta questão, utilize o texto.

a A água do mar, atualmente, possui $\text{pH} \approx 8$. Segundo o texto, ao ficar dez vezes mais ácida devido ao gás carbônico dissolvido, qual a concentração de íons H^+ a que a água do mar chegou? E qual era o valor do pH? Demonstre seus cálculos.

b A formação do carbonato de cálcio sólido está representada a seguir. $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s})$

Sabendo que a solubilidade do $\text{CaCO}_3 = 1,3 \times 10^{-4} \text{ g/100ml}$ de água, a 18°C , e que a concentração de íons $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$, na água do mar, é de $0,4 \text{ g/l}$, calcule a massa de $\text{CaCO}_3(\text{s})$ que pode ser obtida a partir de 1.000l de água do mar, nessa temperatura.

- 123** (USCS 2015) 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.



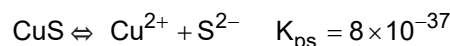
0,00 0,04 0,06 0,08 0,10 0,20 0,40 1,00

concentrações de íons Cu^{2+} em $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$

(<http://qnesc.sbg.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 g.mol^{-1} e 250 g.mol^{-1} , respectivamente, calcule a concentração de íons Cu^{2+} , em g.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.

124 (UEPG 2015) No tratamento da água de uma piscina, realizou-se a cloração através da adição diária de solução aquosa de hipoclorito de sódio, $NaClO(aq)$ a 15% (m/v), na proporção de $30mL/m^3$. Sobre as substâncias envolvidas e o processo do qual participam, assinale o que for correto.

- 01** O hipoclorito de sódio é um sal solúvel em água que se dissocia facilmente.
- 02** O hipoclorito de sódio é derivado de um ácido fraco (ácido hipocloroso) e de uma base forte (hidróxido de sódio).
- 04** A dissociação do hipoclorito de sódio, em meio aquoso, pode ser representada como:
 $NaClO_{(aq)} \rightleftharpoons Na^+_{(aq)} + ClO^-_{(aq)}$.
- 08** Em meio aquoso, parte dos íons hipoclorito sofre hidrólise, reconstituindo o ácido hipocloroso.
- 16** A adição diária de hipoclorito de sódio por m^3 corresponde a 4,5 g desse sal

125 (UEM 2015) Assinale o que for **correto**.

- 01** Dados os K_a dos ácidos $HF(K_a = 6,7 \times 10^{-4})$ e $HCN(K_a = 4 \times 10^{-10})$, pode-se afirmar que o ácido fluorídrico é mais forte que o ácido cianídrico.
- 02** Considerando equilíbrios iônicos, os valores de K_a e K_b somente variam com a temperatura nos casos de reações com variação de entalpia positiva (endotérmicas) e com a pressão no caso de reações em estado gasoso.
- 04** A lei da diluição de Ostwald estabelece que à medida que a concentração em quantidade de matéria por litro de solução, de uma dada substância, diminui, o grau de ionização dessa substância aumenta.
- 08** Na dissolução do $NaCl$ em água ocorre uma hidrólise onde se forma o $NaOH_{(aq)}$.
- 16** Na hidrólise do $NaCN_{(aq)}$ forma-se uma solução de pH alcalino.

126 (IFSC 2014) *Os alvejantes são conhecidos no mercado por serem capazes de retirar manchas indesejáveis em tecidos, e como o próprio nome já diz, alvejar (branquear), por isso também são conhecidos como "branqueadores".*

Para entender a ação dos alvejantes é preciso saber como as cores nos tecidos são produzidas. O movimento de elétrons, quando mudam de níveis de energia, é responsável pela coloração. Para alvejar um tecido é preciso oxidá-lo, ou seja, fazer com que ele perca elétrons. Dessa forma, todos os alvejantes são considerados agentes oxidantes.

Os oxidantes mais usados são o cloro (Cl_2), os hipocloritos (ClO) e peróxido de hidrogênio (H_2O_2), sendo que os hipocloritos de sódio ($NaClO$) e de cálcio $Ca(ClO)_2$ são os mais empregados pela indústria têxtil.

Fonte: <http://www.brasilecola.com/quimica/acao-oxidante-dos-alvejantes.htm>. Acesso: 31 maio 2014.

Assinale a soma da(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

- 01** O cloro referido no texto é um gás.
- 02** A água sanitária é constituída de hipoclorito de sódio, entre outras substâncias, por isso não deve ser misturada com compostos básicos, como a soda cáustica, que neutralizam sua ação oxidante.
- 04** A hidrólise do hipoclorito de cálcio resulta na formação de uma base forte e um ácido fraco, levando a solução para um pH acima de 7.
- 08** O peróxido de hidrogênio difere da água, pois o oxigênio presente nesta molécula tem número de oxidação 1-, diferente do oxigênio da água que tem nox 2-.
- 16** O cloro funciona como alvejante, pois na reação ele passa de uma carga zero para 1-, ou seja, oxida.

127 (UFPR 2014) 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.

- 128** (UFG 2014) A figura a seguir apresenta quatro tubos de ensaio contendo diferentes soluções e informações sobre as constantes do produto de solubilidade.

1: AgCl (aq), $K_{ps} = 2 \times 10^{-10}$

2: Mg(OH)₂ (aq), $K_{ps} = 8 \times 10^{-12}$

3: AgNO₃ (aq), solúvel

4: NaI (aq), solúvel

Dados: K_{ps} para o AgI = 8×10^{-17}
 $\sqrt{2} = 1,42$ $\sqrt[3]{2} = 1,26$

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 $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- 129** (UERJ 2013) Em um experimento, foram misturadas duas soluções aquosas a 25°C cada uma com volume igual a 500 mL. Uma delas tem como soluto o brometo de potássio na concentração de $0,04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; a outra tem como soluto o nitrato de chumbo II.

A mistura reagiu completamente, produzindo uma solução saturada de brometo de chumbo II, cuja constante do produto de solubilidade, também a 25°C, é igual a $4 \times 10^{-6} \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}$.

Calcule a concentração, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, da solução inicial de nitrato de chumbo II e indique sua fórmula química.

- 130** (UEM 2013) Em uma solução saturada de um eletrólito pouco solúvel, o produto das concentrações em mol dos íons, elevadas a potências correspondentes aos coeficientes desses íons na equação química de dissociação balanceada, é uma constante chamada produto de solubilidade, K_{ps} . Considerando que no processo de dissociação de um sal sejam feitas as correlações

nX é o número de cátions X

e

nY é o número de ânions Y,

assinale a(s) alternativa(s) que apresenta(m) uma **correta** expressão de K_{ps} .

- 01** Al_2Cl_6 , $K_{ps} = 144[X]^2[Y]^6$
- 02** NaCl, $K_{ps} = [X][Y]$
- 04** CaCO₃, $K_{ps} = [X]^2[Y]^2$
- 08** Ag₃PO₄, $K_{ps} = 27[X]^3[Y]$
- 16** CaCl₂, $K_{ps} = 4[X]^2[Y]$

- 131** (UEM 2013) Com base nas informações da tabela a seguir e nos conhecimentos sobre solubilidade, assinale o que for correto.



sal	K_{ps} (25°C)
BaSO ₄	$1,0 \times 10^{-10}$
Mg(OH) ₂	$4,0 \times 10^{-12}$

- 01 Em uma solução saturada de BaSO₄ a 25°C, a concentração de íons bário é de $1,0 \times 10^{-5}$.
- 02 Entre os dois compostos, o Mg(OH)₂ é o que apresenta a menor solubilidade em água a 25°C.
- 04 Na evaporação de um litro de uma solução aquosa que contém 0,001 g de BaSO₄ e 0,001 g de Mg(OH)₂, o primeiro composto a precipitar é o BaSO₄.
- 08 A solubilidade do BaSO₄ em uma solução de K₂SO₄ de concentração 0,001 mol/L, é 100 vezes menor do que a solubilidade desse mesmo sal em água pura.
- 16 A solubilidade de um sal a 100°C é sempre maior do que a solubilidade desse mesmo sal a 25°C.

132 (UEM 2012) Cada tipo de planta cresce melhor em solos com faixa específica de pH. Os valores de pH do solo se devem à solução intersticial presente, ou seja, a água presente no solo e seus respectivos solutos. A tabela abaixo fornece a faixa de "pH ótimo" para algumas plantas, o que facilita a produtividade de flores e frutos.

Espécie	Faixa de pH
Maçã	5,0 – 6,5
Tomate	5,5 – 7,5
Rosa	6,0 – 8,0

Para otimização da colheita, algumas atitudes são tomadas para corrigir o pH dos solos. Sobre essas afirmações, assinale o que for **correto**.

- 01 Solos argilosos, ricos em ácidos húmicos, com concentrações de H₃O⁺ superiores a 1.10^{-6} mol.L⁻¹ são ideais para o cultivo de rosas.
- 02 Solos ricos em calcário (CaCO₃), após hidrólise salina, serão adequados ao plantio de maçã e tomate.
- 04 Para corrigir a acidez por meio da calagem, pode-se adicionar aos solos o óxido de cálcio, que estabelecerá o seguinte equilíbrio químico:
 $CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons Ca(OH)_{2(aq)} \rightleftharpoons Ca^{2+}_{(aq)} + 2 OH^{-}_{(aq)}$
- 08 Solos ricos em alumínio iônico (Al³⁺) são geralmente ácidos, e isso se deve ao fato de esses íons sofrerem hidrólise.
- 16 Para o plantio de rosas, a concentração de íons hidroxila (OH⁻) não deverá ultrapassar o valor de 1.10^{-6} mol.L⁻¹.

133 (UNICAMP 2012) Uma solução de luminol e água oxigenada, em meio básico, sofre uma transformação química que pode ser utilizada para algumas finalidades. Se essa transformação ocorre lentamente, nada se observa visualmente; no entanto, na presença de pequenas quantidades de íons de crômio, ou de zinco, ou de ferro, ou mesmo substâncias como hipoclorito de sódio e iodeto de potássio, ocorre uma emissão de luz azul, que pode ser observada em ambientes com pouca iluminação.

- a De acordo com as informações dadas, pode-se afirmar que essa solução é útil na identificação de uma das possíveis fontes de contaminação e infecção hospitalar. Que fonte seria essa? Explique por que essa fonte poderia ser identificada com esse teste.
- b Na preparação da solução de luminol, geralmente se usa NaOH para tornar o meio básico. Não havendo disponibilidade de NaOH, pode-se usar apenas uma das seguintes substâncias: CH₃OH, Na₂CO₃, Al₂(SO₄)₃ ou FeCl₃. Escolha a substância correta e justifique, do ponto de vista químico, apenas a sua escolha.

134 (UFG 2011) Estalactites e estalagmites se desenvolvem em cavernas constituídas por carbonato de cálcio (CaCO₃), que é pouco solúvel em água. Essas formações ocorrem quando a água da chuva, ao percorrer as rochas, dissolve parte delas formando bicarbonato de cálcio. Uma fração desse bicarbonato de cálcio converte-se novamente em carbonato de cálcio, originando as estalactites e estalagmites. Considerando a situação exemplificada acima:

Dado $K_{ps} = 4,9 \times 10^{-9}$ a 25°C.

- a Qual a solubilidade, em água, do CaCO₃ em g/L?
- b Qual o efeito sobre a solubilidade do CaCO₃ quando se adiciona Na₂CO₃? Por quê?



135 (UERJ 2018) Um medicamento utilizado como laxante apresenta em sua composição química os sais Na_2HPO_4 e NaH_2PO_4 , nas concentrações de 142 g/L e 60 g/L respectivamente. A eficácia do medicamento está relacionada à alta concentração salina, que provoca perda de água das células presentes no intestino. Admitindo que cada um dos sais encontre-se 100% dissociado, calcule a concentração de íons Na^+ em mol/L, no medicamento.

Em seguida, também em relação ao medicamento, nomeie o sal com menor concentração e a propriedade coligativa correspondente à sua ação laxante.

Dados: Na = 23; H = 1; P = 31; O = 16.

136 (USF 2018) O hidróxido de alumínio ($\text{Al}(\text{OH})_3$) é uma base fraca e que pode ser utilizado como antiácido estomacal.

Sua utilização vem se tornando mais constante em virtude de não trazer efeitos colaterais como a formação de gases, bastante comum quando da utilização do bicarbonato de sódio (NaHCO_3).

Dados: K_{ps} do $\text{Al}(\text{OH})_3$ a $25^\circ\text{C} = 1,0 \times 10^{-33}$. Considere que $\sqrt[4]{0,0037} = 0,247$.

Com base nas informações apresentadas, resolva o que se pede.

- a** Qual a concentração de íons hidroxilas, em mol/L para uma solução aquosa saturada de hidróxido de alumínio?
- b** Explique, por meio de reações químicas, o porquê da utilização do bicarbonato de sódio gerar gases quando é empregado no tratamento de redução do excesso de ácido clorídrico (HCl) no estômago.



ANOTAÇÕES



GABARITO

DJOW



SOLUBILIDADE E PRODUTO DE SOLUBILIDADE E HIDRÓLISE SALINA

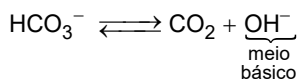
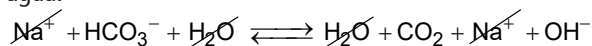
115- $04 + 08 + 32 = 44$.

[01] Incorreta. O HCl é um ácido e tem a função de diminuir o pH da água.

[02] Incorreta. Dentre as substâncias apresentadas na tabela, duas delas são alcalinas ($\text{pH} > 7$), uma é ácida ($\text{pH} < 7$) e uma é neutra ($\text{pH} = 7$).

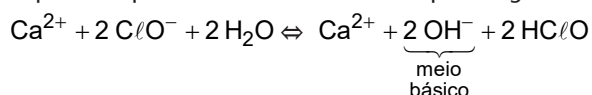
Substância	pH em solução	Caráter
HCl	1	ácido
NaHCO_3	10	básico
$\text{Ca}(\text{ClO})_2$	8	básico
O_3	7	neutro

[04] Correta. O NaHCO_3 , por apresentar um caráter básico, é responsável pelo controle da alcalinidade da água.



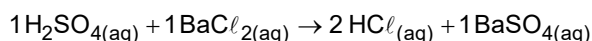
[08] Correta. Quando adicionado à água da piscina, o HCl neutraliza as substâncias alcalinas (básicas) presentes

[16] Incorreta. O hipoclorito de cálcio ($\text{Ca}(\text{ClO})_2$) é responsável por desinfetar e aumentar o pH da água.

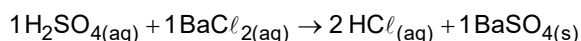


[32] Correta. O ozônio (O_3) mostrado na tabela é um poderoso agente desinfetante utilizado não só em piscinas, mas também em purificadores de água.

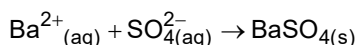
116- Equação química completa e balanceada da obtenção do sulfato de bário no experimento:



ou

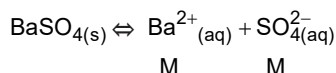


ou



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

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



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

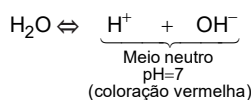
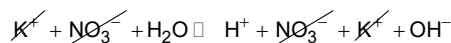
$$K_{\text{PS}} = \text{M} \times \text{M}$$

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

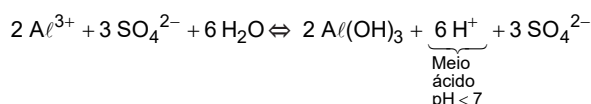
$$\text{M} = \sqrt{10^{-10}} = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

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

117- Cor das flores produzidas quando se adiciona KNO_3 a esse solo: vermelha.

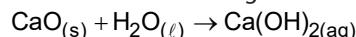


Fórmula química do aditivo que deve ser acrescentado, em quantidade adequada, para produzir hortênsias azuis, ou seja, o pH deve ser menor do que 7 (meio ácido): $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.



Nome do óxido (CaO): óxido de cálcio.

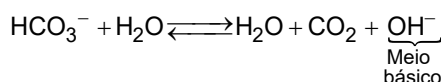
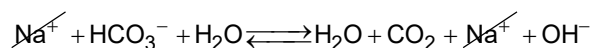
Equação química completa e balanceada da reação do óxido de cálcio com a água:



118- a) O bicarbonato de sódio sofre hidrólise básica, consequentemente os compostos ácidos são neutralizados.

b) Com a panela destampada os compostos voláteis ácidos presentes no vegetal se desprendem e são eliminados para o ambiente, consequentemente, não ocorre reação com a clorofila. A feofitina, que é um pigmento amarelo, não é produzida.

c) Equação química balanceada da reação envolvida pelo bicarbonato de sódio que explica a resposta do item "a":

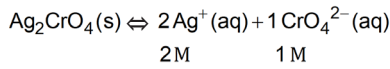




119- 01 + 04 + 16 = 21.

[01] Correta. O produto de solubilidade (K_{PS}) do cromato de prata, a 18 °C, é $5 \times 10^{-19} \text{ mol}^3/\text{L}^3$.

$$[\text{Ag}_2\text{CrO}_4] = M = 5 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$



$$K_{PS} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}]^1$$

$$K_{PS} = (2M)^2 \times (1M)^1 = 4 \times M^3$$

$$K_{PS} = 4 \times (5 \times 10^{-7})^3 = 500 \times 10^{-21} (\text{mol/L})^3$$

$$K_{PS} = 5 \times 10^{-19} \text{ mol}^3/\text{L}^3$$

[02] Incorreta. Quanto menor o valor de K_{PS} de uma substância menos solúvel ela será.

[04] Correta. Em uma solução aquosa contendo $5 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ de CrO_4^{2-} e $2 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$ de Ag^+ vai ter a formação de precipitado de Ag_2CrO_4 .

$$K_{PS} = 5 \times 10^{-19} \text{ mol}^3/\text{L}^3$$

$$K_{\text{solução}} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}]^1$$

$$K_{\text{solução}} = (2 \times 10^{-6})^2 \times (5 \times 10^{-7})^1 = 20 \times 10^{-19}$$

$$K_{\text{solução}} = 2 \times 10^{-18} \text{ mol}^3/\text{L}^3$$

$$K_{\text{solução}} > K_{PS} \Rightarrow \text{precipitação}$$

[08] Incorreta. A expressão do produto de solubilidade é

$$K_{PS} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}]^1.$$

[16] Correta. A solubilidade do cromato de prata, a 18 °C, em g/L é $1,66 \times 10^{-4}$.

$$[\text{Ag}_2\text{CrO}_4] = 5 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\text{Ag}_2\text{CrO}_4 = 332$$

$$M_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = 332 \text{ g/mol}$$

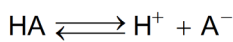
$$c = [\text{Ag}_2\text{CrO}_4] \times M_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4}$$

$$c = 5 \times 10^{-7} \times 332 = 1,660 \times 10^{-7}$$

$$c = 1,66 \times 10^{-4} \text{ g/L}$$

120- 02 + 08 + 16 = 26.

[01] Incorreta. O valor da constante de ionização é aproximadamente de $3,6 \times 10^{-3}$.



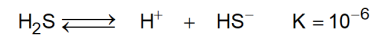
$$[\text{HA}] = [\text{H}^+] = 0,04 \text{ mol/L}$$

$$\alpha = 30 \% = 0,30$$

$$K_i = \alpha^2 \times [\text{H}^+]$$

$$K_i = (0,30)^2 \times 0,04 = 3,6 \times 10^{-3}$$

[02] Correta. A primeira constante de ionização determina o valor mais próximo do pH, então:



$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol/L} & 0 & 0 \\ -\alpha \times 1 & +\alpha \times 1 & +\alpha \times 1 \\ (1-\alpha) & \alpha & \alpha \\ & \underbrace{\alpha}_{\text{H}^+} & \end{array}$$

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]}$$

$$K = \frac{\alpha \times \alpha}{(1-\alpha)} = \alpha^2$$

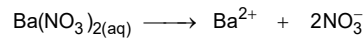
$\underbrace{\alpha}_{\approx 0}$
 $\underbrace{1}_{\approx 1}$

$$10^{-6} \approx \alpha^2 \Rightarrow \alpha \approx 10^{-3}$$

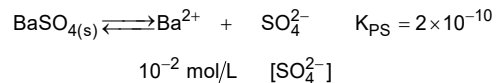
$$\alpha = [\text{H}^+] \approx 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \approx -\log 10^{-3} \Rightarrow \text{pH} \approx 3$$

[04] Incorreta. A concentração mínima de íons SO_4^{2-} necessária para precipitar $\text{BaSO}_4(\text{s})$ de uma solução $10^{-2} \text{ mol/litro}$ de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$ é $2 \times 10^{-8} \text{ mol/litro}$. Dados: K_{PS} do $\text{BaSO}_4 = 2 \times 10^{-10}$.



$$10^{-2} \text{ mol/L} \quad 10^{-2} \text{ mol/L} \quad 2 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

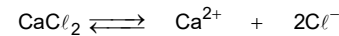


$$K_{PS} = [\text{Ba}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}]$$

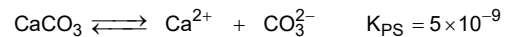
$$2 \times 10^{-10} = 10^{-2} \times [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 2 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

[08] Correta.



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



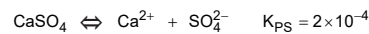
$$y \quad 0,5 \text{ mol/L} \quad y$$

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

$$5 \times 10^{-9} = 0,5 \times y$$

$$y = 10^{-8} \Rightarrow [\text{CaCO}_3] = 10^{-8} \text{ mol/L}$$

[16] Correta.



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

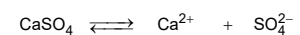
$$2 \times 10^{-4} = y \times y \Rightarrow y^2 = 2 \times 10^{-4}$$

$$y = \sqrt{2 \times 10^{-4}} = \sqrt{2} \times 10^{-2} = 1,4 \times 10^{-2}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = 1,4 \times 10^{-2} \text{ mol/L} = 0,014 \text{ mol/L}$$

$$\left. \begin{array}{l} [\text{CaC}_2] = 0,2 \text{ mol/L} \\ V = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L} \end{array} \right\} n_{\text{CaC}_2} = [\text{CaC}_2] \times V \Rightarrow n_{\text{CaC}_2} = 0,2 \times 0,5 = 0,1 \text{ mol}$$

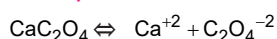
$$\left. \begin{array}{l} [\text{Na}_2\text{SO}_4] = 0,2 \text{ mol/L} \\ V = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L} \end{array} \right\} n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = [\text{Na}_2\text{SO}_4] \times V \Rightarrow n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 0,2 \times 0,5 = 0,1 \text{ mol}$$



$$\begin{array}{ccc} 0,1 \text{ mol} & 0,1 \text{ mol} & \\ -0,014 \text{ mol} & -0,014 \text{ mol} & \\ 0,086 \text{ mol} & 0,086 \text{ mol} & 0,086 \text{ mol} \end{array}$$

$$n_{\text{CaSO}_4} = 0,086 \text{ mol}; \text{CaSO}_4 = 136.$$

$$m_{\text{CaSO}_4} = 0,086 \times 136 \text{ g} = 11,696 \text{ g} \approx 11,7 \text{ g}$$

**121- a)** Teremos

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

$$2,6 \cdot 10^{-9} = (4 \cdot 10^{-3}) \cdot [\text{C}_2\text{O}_4^{-2}]$$

$$[\text{C}_2\text{O}_4^{-2}] = \frac{2,6 \cdot 10^{-9}}{4 \cdot 10^{-3}} = 6,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Teremos

Uma dieta rica em alimentos cítricos (ácidos) aumenta a presença de íons H^+ no meio, isso irá contribuir para a diminuição dos íons hidroxila, deslocando o equilíbrio no sentido de formação de produto, ou seja, dificulta a formação de oxalato ($\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$).

122- a) Teremos:

$$\text{pH} = 8 \therefore \text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{tem-se que } [\text{H}^+] = 10^{-8}$$

Como a relação é logarítmica, um aumento de uma unidade aumenta o pH em 10 vezes, assim, ao se aumentar 10 vezes a acidez da água, teremos:

$$[\text{H}^+] = 10^{-8} \cdot 10 = 10^{-7}, \text{ portanto o pH} = 7.$$

b) Teremos:

$$100\text{mL de água} \text{ — } 1,3 \cdot 10^{-4}\text{g}$$

$$1000\text{L} (10^6\text{mL}) \text{ — } x$$

$$x = 1,3\text{g de CaCO}_3$$

Se:

$$1\text{L de água} \text{ — } 0,4\text{g de íons Ca}^{+2}$$

$$1000\text{L} \text{ — } y$$

$$y = 400\text{g de íons Ca}^{+2} \approx 10 \text{ mols de íons Ca}^{+2}$$

$$10 \text{ mols Ca}^{+2} \text{ — } 10 \text{ mols de CaCO}_3$$

$$1 \text{ mol de CaCO}_3 \text{ — } 100\text{g}$$

$$10 \text{ mols} \text{ — } z$$

$$z = 1000\text{g de CaCO}_3$$

Teremos que 1,3g de CaCO_3 é solúvel e estão presentes na solução, 1000g, portanto, a massa obtida será:

$$1000 - 1,3 = 998,7\text{g}$$

123- a) Teremos:

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

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

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

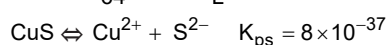
$$C = \frac{(0,16 \times 64) \text{ g}}{1\text{L}} = 10,24 \text{ g/L}$$

$$C = 10,24 \text{ g/L}$$

b) Teremos:

$$n_{\text{Cu}^{2+}}^{\text{solução tóxica}} = \frac{1}{64} \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{1}{64} \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$



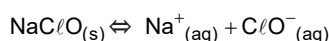
$$K_{ps} = [\text{Cu}^{2+}] \times [\text{S}^{2-}]$$

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

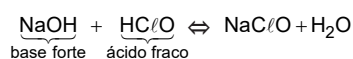
$$[\text{S}^{2-}] = \frac{8 \times 10^{-37} \times 64}{10^{-3}} = 5,12 \times 10^{-32} \text{ mol/L}$$

$$124- 01 + 02 + 04 + 08 + 16 = 31.$$

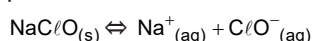
[01] Correta. O hipoclorito de sódio é solúvel em água e se dissocia em:



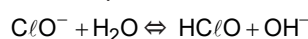
[02] Correta.



[04] Correta. A dissociação do hipoclorito de sódio é dada por:



[08] Correta. O íon hipoclorito sofre hidrólise reconstituindo o ácido hipocloroso:



[16] Correta.

$$30\text{mL} (15\%) = 4,5\text{g/m}^3$$

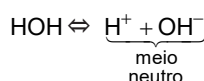
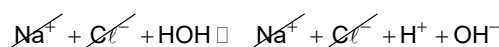
$$125- 01 + 04 + 16 = 21.$$

[01] Correta. Dados os K_a dos ácidos HF ($K_a = 6,7 \times 10^{-4}$) e HCN ($K_a = 4 \times 10^{-10}$), pode-se afirmar que o ácido fluorídrico é mais forte que o ácido cianídrico, pois sua constante de ionização é maior.

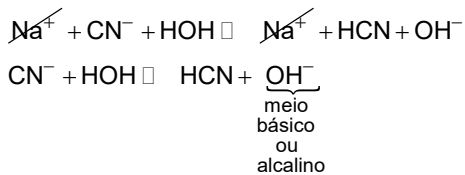
[02] Incorreta. Considerando equilíbrios iônicos, os valores de K_a e K_b variam com a temperatura, tanto para reações exotérmicas como endotérmicas.

[04] Correta. A lei da diluição de Ostwald estabelece que à medida que a concentração em quantidade de matéria por litro de solução, de uma dada substância, diminui, o grau de ionização dessa substância aumenta.

[08] Incorreta. Na dissolução do NaCl em água o meio se torna neutro.



[16] Correta. Na hidrólise do $\text{NaCN}_{(aq)}$ forma-se uma solução de pH alcalino.



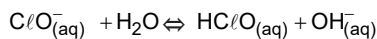
126- 01 + 08 = 09.

[01] Correta. O (Cl_2), a temperatura ambiente se encontra no estado gasoso.

[02] Incorreta. O hipoclorito de sódio - (NaClO) é um sal com característica básica, portanto sua neutralização ocorre somente com compostos ácidos.

[04] Incorreta. A solubilização do hipoclorito de cálcio será:
 $\text{Ca}(\text{ClO})_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{ClO}^-_{(\text{aq})}$

Como o ClO^- é a base conjugada de um ácido fraco (HClO) ele reagirá com a água num processo chamado hidrólise.



A hidroxila formada é proveniente da água e sua concentração pode ser determinada pela constante de hidrólise desta reação, que poderá ser calculada pelo K_w ou K_a do ácido hipocloroso. Esta concentração não tem relação com a concentração de Ca^{2+} proveniente do sal

[08] Correta. O oxigênio possui Nox -1 nos peróxidos e -1/2 nos peróxidos.

[16] Incorreta. O fato do cloro passar de carga zero, para -1, significa que ele reduziu, ou seja, ganhou elétrons.

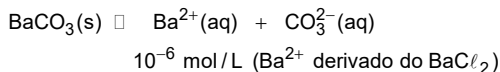
127- a) Quanto menor o valor do K_{PS} menos solúvel será a substância.

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

b) Teremos:

$$[\text{BaCl}_2] = 11 \text{ mol/L} = 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = 11 \text{ mol/L} = 10^{-6} \text{ mol/L}$$

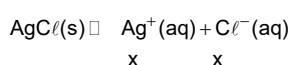


$$K_{PS} = [\text{Ba}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$$

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

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

128- a) Cálculo do K_{PS} :

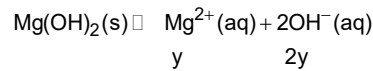


$$K_{PS} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

$$K_{PS} = x^2$$

$$x^2 = 2 \times 10^{-10}$$

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



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

$$K_{PS} = y \times (2y)^2$$

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

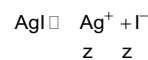
$$y = \sqrt[3]{2 \times 10^{-12}} = 1,26 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$y > x$$

Conclusão: a solubilidade do $\text{Mg}(\text{OH})_2$ é maior do que a solubilidade do AgCl .

b) Teremos:

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



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

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

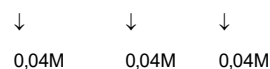
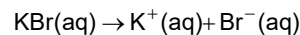
$$Q_{PS} = 1,0 \times 10^{-8}$$

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

Conclusão : haverá formação de precipitado.

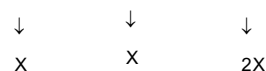
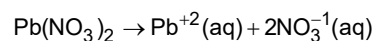
129- Solução A: $\text{KBr}(\text{aq})$ 0,04 M – brometo de potássio

Esse sal dissocia totalmente pela equação abaixo:



Solução B: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$ – nitrato de chumbo.

Esse sal dissocia totalmente pela equação abaixo:



Foram misturados 500 mL das duas soluções, formando então a solução saturada de brometo de chumbo, cuja fórmula é PbBr_2 . O volume da solução final é de 1 litro, portanto houve diluição das duas soluções iniciais.

A partir do produto de solubilidade é possível calcularmos a concentração de chumbo na solução saturada

$$K_{PS_{\text{brometo de chumbo}}} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Br}^-]^2$$

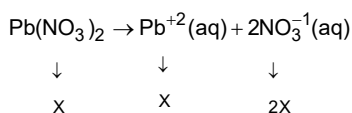
$$4 \cdot 10^{-6} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot (2 \cdot 10^{-2})^2$$

Observe que a concentração dos íons brometo vale a metade da inicial em função da diluição.

$$\text{Assim: } [\text{Pb}^{2+}] = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Considerando que esta concentração também é resultado de uma diluição, podemos concluir que a concentração inicial de íons chumbo na solução B era de $2 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$.

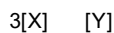
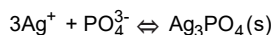
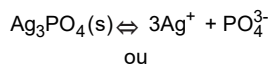
Como o nitrato de chumbo se dissocia de acordo com a equação



Concluimos que a concentração de nitrato de chumbo II vale 2×10^{-2} mol/L.

130- 08.

Teremos:



$$K_{\text{PS}} = [\text{Ag}^+]^3 \times [\text{PO}_4^{3-}]$$

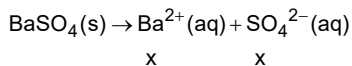
$$K_{\text{PS}} = (3[\text{X}])^3 \times [\text{Y}]$$

$$K_{\text{PS}} = 27[\text{X}]^3 \times [\text{Y}]$$

131- 04 + 08 = 12.

Na evaporação de um litro de uma solução aquosa que contém 0,001 g de BaSO_4 e 0,001 g de $\text{Mg}(\text{OH})_2$, o primeiro composto a precipitar é o BaSO_4 , pois apresenta a maior constante de produto de solubilidade ($1,0 \times 10^{-10} > 4,0 \times 10^{-12}$).

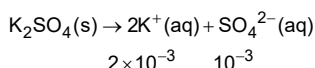
A solubilidade do BaSO_4 em uma solução de K_2SO_4 , de concentração 0,001 mol/L, é 100 vezes menor do que a solubilidade desse mesmo sal em água pura:



$$[\text{Ba}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}] = 1,0 \times 10^{-10}$$

$$x^2 = 1,0 \times 10^{-10} \Rightarrow x = \sqrt{1,0 \times 10^{-10}} = 10^{-5}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 10^{-5} \text{ mol/L}$$



$$[\text{SO}_4^{2-}]' = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\frac{[\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{SO}_4^{2-}]'} = \frac{10^{-5} \text{ mol/L}}{10^{-3} \text{ mol/L}} = \frac{1}{100}$$

132- 04 + 08 + 16 = 28.

Análise das afirmações:

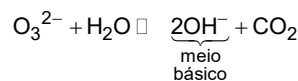
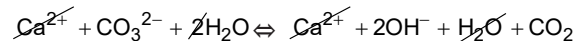
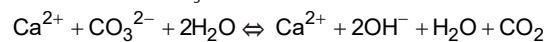
[01] **Incorreta.** Para solos argilosos, ricos em ácidos húmicos, com concentrações de H_3O^+ superiores a $1 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, teremos:

$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

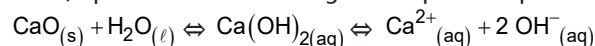
$$\text{pH} = -\log 10^{-6} = 6 \text{ (de acordo com a tabela ideal para maçã)}$$

[02] **Incorreta.** Solos ricos em calcário (CaCO_3), após hidrólise salina, serão adequados ao plantio de tomate (pH máximo 7,5 - básico) e rosas (pH máximo 8,0 - básico).

Hidrólise do CaCO_3 :



[04] **Correta.** Para corrigir a acidez por meio da calagem, pode-se adicionar aos solos o óxido de cálcio, que estabelecerá o seguinte equilíbrio químico:



[08] **Correta.** Solos ricos em alumínio iônico (Al^{3+}) são geralmente ácidos, e isso se deve ao fato de esses íons sofrerem hidrólise.

[16] **Correta.** Para o plantio de rosas, a concentração de íons hidroxila (OH^-) não deverá ultrapassar o valor de $1 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

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

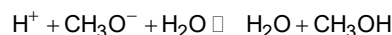
$$\text{pOH} = -\log 10^{-6} = 6$$

$$\text{pH} = 14 - 6 = 8$$

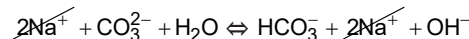
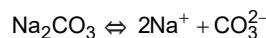
$$\text{pH} = 8,0 \text{ (Rosa: } 6,0 - 8,0)$$

133- a) O luminol acusa a presença de sangue e este pode ser considerado uma fonte de infecções hospitalares. Como o sangue tem hemoglobina e nela encontramos íons ferro, ocorrerá a emissão de luz azul.

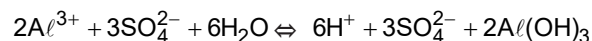
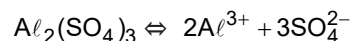
b) Uma solução de hidróxido de sódio tem caráter básico. Para substituí-la devemos utilizar uma substância que, ao sofrer hidrólise, também deixe o meio básico:



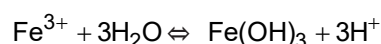
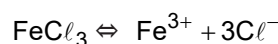
(meio neutro)



(meio básico)



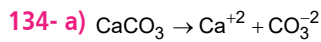
(meio ácido)



(meio ácido)



Conclui-se que a substância que deixa o meio básico é o Na_2CO_3 (carbonato de sódio).



$$K_{ps} = x \cdot x = x^2$$

$$x = \sqrt{4,9 \cdot 10^{-9}} = \sqrt{49 \cdot 10^{-10}} = 7 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$1 \text{ mol de } \text{CaCO}_3 \text{ — } 100\text{g}$$

$$7 \cdot 10^{-5} \text{ mol — } x$$

$$x = 7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Com a adição de Na_2CO_3 , uma maior quantidade de íons carbonato estará sendo adicionado ao meio, provocando o efeito do íon comum. Isso faz com que a diminua a solubilidade do CaCO_3 , pois haverá um excesso desse íon no meio reacional.

135- Cálculo da concentração de íons em no medicamento:

$$\text{Na}_2\text{HPO}_4 = 2 \times 23 + 1 + 31 + 4 \times 16 = 142$$

$$M_{\text{Na}_2\text{HPO}_4} = 142 \text{ g/mol}$$

$$C_{\text{Na}_2\text{HPO}_4} = 142 \text{ g/L} \Rightarrow [\text{Na}_2\text{HPO}_4] = 1 \text{ mol/L}$$

$$1 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{HPO}_4 \text{ — } 2 \text{ mol de Na}$$

$$1 \text{ mol/L de } \text{Na}_2\text{HPO}_4 \text{ — } 2 \text{ mol/L de Na}$$

$$\text{NaH}_2\text{PO}_4 = 23 + 2 \times 1 + 31 + 4 \times 16 = 120$$

$$M_{\text{NaH}_2\text{PO}_4} = 120 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ mol — } 120 \text{ g}$$

$$0,5 \text{ mol — } 60 \text{ g}$$

$$C_{\text{NaH}_2\text{PO}_4} = 60 \text{ g/L} \Rightarrow [\text{NaH}_2\text{PO}_4] = 0,5 \text{ mol/L}$$

$$1 \text{ mol de } \text{NaH}_2\text{PO}_4 \text{ — } 1 \text{ mol de Na}$$

$$0,5 \text{ mol/L de } \text{NaH}_2\text{PO}_4 \text{ — } 0,5 \text{ mol/L de Na}$$

Concentração de íons Na^+ no medicamento = 2 mol/L + 0,5 mol/L

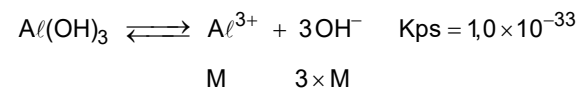
Concentração de íons Na^+ no medicamento = 2,5 mol/L

Nome do sal de menor concentração (60 g/L):

NaH_2PO_4 ; dihidrogenofosfato de sódio.

De acordo com o texto a eficácia do medicamento está relacionada à alta concentração salina, que provoca perda de água das células presentes no intestino. A propriedade coligativa correspondente à ação laxante decorrente desta descrição é a osmometria (ocorre osmose).

136- a) Para uma solução aquosa saturada de hidróxido de alumínio, e a partir do valor do apresentado, teremos:



$$K_{ps} = [\text{Al}^{3+}] \times [\text{OH}^-]^3 \text{ para uma solução saturada.}$$

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

$$1,0 \times 10^{-33} = 27 \times M^4$$

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

$$M = \sqrt[4]{0,037 \times 10^{-33}}$$

$$M = \sqrt[4]{0,0037 \times 10^{-32}}$$

$$M = \sqrt[4]{0,0037} \times 10^{-8}$$

0,247

$$M = 0,247 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

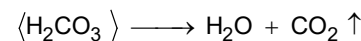
$$[\text{OH}^-] = 3 \times M$$

$$[\text{OH}^-] = 3 \times 0,247 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 0,741 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 7,41 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$$

b) A utilização do bicarbonato de sódio pode gerar gás carbônico (CO_2).



ANOTAÇÕES
