

**01 - (Uem PR/2008/Janeiro)**

Considere um litro de uma solução aquosa contendo  $1,0 \times 10^{-3}$  mols de íons  $Mg^{2+}$ . Adicionando-se lentamente uma solução aquosa de NaOH  $0,1 \text{ mol. l}^{-1}$ , começará a se formar o sólido  $Mg(OH)_2$  ( $K_{ps} = 1,8 \times 10^{-11}$ ) somente quando o volume da solução de NaOH ultrapassar

(Obs.: considere que a variação de volume é desprezível e que  $\sqrt{1,8} \cong 1,34$ .)

- a) 134 m l .
- b) 1,34 m l .
- c) 13,4 m l .
- d)  $1,34 \times 10^{-4}$  m l .
- e) 1340 m l .

**Gab:** B

**02 - (Ufg GO/2008/1ªFase)**

A água do mar possui alta concentração de sais. Quando evaporada gradualmente, os sais presentes precipitam na seguinte ordem: carbonato de cálcio ( $0,12 \text{ g L}^{-1}$ ); sulfato de cálcio hidratado ( $1,75 \text{ g L}^{-1}$ ); cloreto de sódio ( $29,7 \text{ g L}^{-1}$ ); sulfato de magnésio ( $2,48 \text{ g L}^{-1}$ ); cloreto de magnésio ( $3,32 \text{ g L}^{-1}$ ) e brometo de sódio ( $0,55 \text{ g L}^{-1}$ ).

Nessas condições, o valor do produto de solubilidade

- a) do  $MgSO_4$  é  $2,48 \text{ g L}^{-1}$ .
- b) do NaBr é maior do que o do  $CaSO_4 \cdot H_2O$ .
- c) dos sais diminui, de acordo com a ordem apresentada.
- d) dos sais diminui, com a evaporação gradual.
- e) dos sais é igual, no momento da precipitação.

**Gab:** B

**03 - (Ufg GO/2008/2ªFase)**

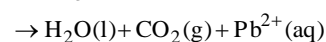
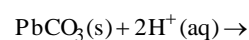
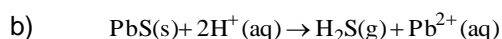
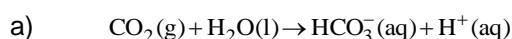
A presença de concentrações significativas de chumbo de águas naturais é, aparentemente, um paradoxo, dado que tanto seu sulfeto quanto seu carbonato são altamente insolúveis em água:

	$K_{ps}$
$PbS(s)$	$8,4 \times 10^{-28}$
$PbCO_3(s)$	$1,5 \times 10^{-13}$

Considerando que em águas naturais ocorre um equilíbrio entre a água e o dióxido de carbono presente na atmosfera, explique, utilizando equações químicas.

- a) a característica do  $pH$  de águas naturais;
- b) a presença de chumbo dissolvido nessas águas.

**Gab:**

**04 - (Ufpe PE/2008)**

Uma determinada água mineral tem em sua composição os íons bário e cálcio nas seguintes quantidades:  $Ba^{2+}$ :  $0,28 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ ;  $Ca^{2+}$ :  $16,00 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ . Ambos formam sais pouco solúveis, ao se combinarem com íons sulfato, cujos produtos de solubilidade são  $K_{ps}(BaSO_4) = 1 \times 10^{-10}$  e  $K_{ps}(CaSO_4) = 5 \times 10^{-5}$ . Sobre esta água mineral, analise as afirmativas abaixo.

(Massas atômicas aproximadas: Ba = 140; Ca = 40)

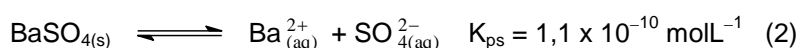
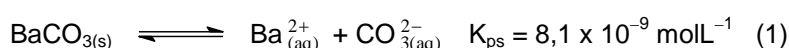
00. A concentração de íons bário é  $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .
01. A concentração molar de íons cálcio é maior que a concentração molar de íons bário.
02.  $BaSO_4(s)$  é menos solúvel que  $CaSO_4(s)$ .
03. A formação de um precipitado de  $BaSO_4$ , nesta água mineral, deverá ocorrer somente quando a concentração de íons sulfato for superior a  $5 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .
04. É possível separar os dois sais por precipitação seletiva.

**Gab:** FVVVV

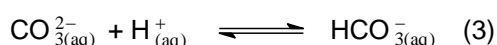
### 05 - (Ufsc SC/2008)

Meios de contraste são substâncias utilizadas em exames de diagnóstico por imagem, radiografias ou ressonância magnética. Suspensões aquosas de sulfato de bário, insolúvel no suco gástrico, são frequentemente utilizadas como contrastes nesses exames. O sulfato de bário não se dissolve no estômago e intestinos e seu percurso através dos órgãos digestivos pode ser acompanhado pela análise do exame. Entretanto, no decorrer do ano de 2003, a contaminação de um lote do contraste com carbonato de bário ocasionou a morte de dezenas de pessoas.

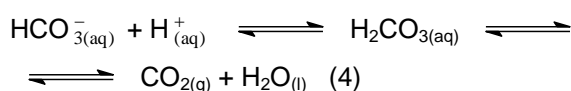
As equações 1 e 2, abaixo, correspondem aos equilíbrios de solubilidade dos sais de bário em água:



Embora a concentração de íons  $CO_3^{2-}$  em meio aquoso seja baixa, em presença de HCl proveniente do suco gástrico esses íons reagem com  $H^+$  produzindo  $HCO_3^-$ , aumentando a solubilidade do carbonato de bário (equação 3):



Íons  $HCO_3^-$ , por sua vez, podem também reagir com íons  $H^+$  produzindo  $H_2CO_3$  (equação 4):



Considere as informações do enunciado e assinale a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

01. A solubilização do carbonato de bário aumenta a concentração de íons  $Ba^{2+}$  no organismo provocando intoxicações graves.
02. O ânion sulfato, por ser uma base fraca, reage com HCl presente no suco gástrico.
04. O íon  $CO_3^{2-}$  é a base conjugada de um ácido fraco.
08. O valor da constante do produto de solubilidade do  $BaCO_3$  e do  $BaSO_4$  indica que estes sais são muito solúveis em meio aquoso.
16. A adição de HCl ao precipitado de carbonato de bário desloca o equilíbrio para a direita.
32. O ácido carbônico sofre hidrólise, produzindo  $CO_2$  e  $H_2O$ .

**Gab:** 21

**06 - (Uff RJ/2008)**

Para o  $Mg(OH)_2$   $K_{ps} = 1,0 \times 10^{-11}$ .

a) Se 120,5 mg de  $MgSO_4$  forem adicionados a 100,0 mL de uma solução de  $NH_3$  0,1 M, ocorrerá formação de precipitado? Justifique sua resposta por meio de cálculos;

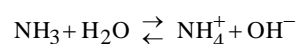
b) Se 1,07 g de  $NH_4Cl$  forem adicionados à solução anterior, ocorrerá precipitação de  $Mg(OH)_2$ ? Justifique sua resposta por meio de cálculos.

**Dados:**  $K_b(NH_3) = 1,8 \times 10^{-5}$

**Gab:**

a) Cálculo da  $[Mg^{2+}]$  e de  $[OH^-]$  :

$$[Mg^{2+}] = \frac{120,5mg}{120,0g \cdot mol^{-1} \times 0,1L} = 0,01M$$



$$0,1-x \qquad \qquad \qquad x \qquad \qquad x$$

$$K_b = \frac{x^2}{0,1-x} \cong \frac{x^2}{0,1}$$

$$x \cong 0,001M$$

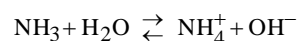
$$Q_{ps} = (0,01) \times (0,001)^2 = 10^{-8}$$

$Q_{ps} > K_{ps}$

há precipitação

b) Cálculo da  $[NH_4^+]$

$$[NH_4^+] = \frac{1,07g}{53,5g \cdot mol^{-1} \times 0,1L} = 0,20M$$



$$0,1-x \qquad \qquad \qquad 0,2+x \qquad \qquad x$$

$$K_b = \frac{(0,2+x)x}{0,1-x} \cong \frac{0,2x}{0,1} = 9,0 \times 10^{-6}M$$

$$Q_{ps} = (0,01) \times (9 \times 10^{-6})^2 = 8 \times 10^{-13}$$

$Q_{ps} < K_{ps}$

não há precipitação

**07 - (Uff RJ/2008)**

Uma solução é 0,0040 M em  $Mn^{2+}$  e 0,0040 M em  $Pb^{2+}$ . Sabendo-se que essa solução apresenta uma concentração protônica igual a 0,10 M e que a mesma foi saturada com  $H_2S$  0,10 M, pede-se informar por meio de cálculos:

a) o sulfeto metálico que precipita em primeiro lugar;

b) o valor da  $[H_3O^+]$  para que o segundo composto comece a precipitar.

**Dados:**

$$K_{ps}(MnS) = 8,0 \times 10^{-14}$$

$$K_{ps}(PbS) = 8,0 \times 10^{-28}$$

$$H_2S (K_{a1} = 8,0 \times 10^{-8} ; K_{a2} = 1,0 \times 10^{-14})$$

**Gab:**

a) Cálculo do valor da  $[S^{2-}]$  nas condições problema

$$[S^{2-}] = (K_{a1}K_{a2}[H_2S]/[H^+]^2) = (8,0 \times 10^{-8} \times 1,0 \times 10^{-14}) / (0,10)^2$$

$$[S^{2-}] = 8,0 \times 10^{-21} M$$

$$\text{Logo, } Q_{ps} = [Pb^{2+}][S^{2-}] = (0,004 \times 8,0 \times 10^{-21}) = 3,2 \times 10^{-23}$$

$$Q_{ps} = [Mn^{2+}][S^{=}] = (0.004 \times 8.0 \times 10^{-21}) = 3.2 \times 10^{-23}$$

Mas,

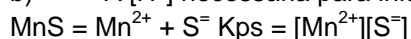
$K_{ps}(PbS) < Q_{ps}(PbS)$  Há precipitação

$K_{ps}(MnS) > Q_{ps}(MnS)$  não precipita

Em primeiro precipita  $(0.004 \times 8.0 \times 10^{-21}) = 3.2 \times 10^{-23}$

PbS (Sulfeto de Chumbo)

b) A  $[H^+]$  necessária para iniciar a precipitação do MnS é dada por:



$$[S^{=}] = 8.0 \times 10^{-14} / 0.004 = 2.0 \times 10^{-11} \text{ M}$$

Assim,

$$[H^+] = (K_{a1}K_{a2}[H_2S]/[S^{=}])^{1/2} = 2.0 \times 10^{-6} \text{ M}$$

### 08 - (Ueg GO/2007/Janeiro)

Considere uma solução contendo  $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ , dos íons  $Cl^-$  e  $Br^-$  e não contendo íons  $Ag^+$ . Nessa solução dissolveram-se cristais de  $AgNO_3$ . Considere que o volume da solução permaneceu constante durante a adição do sal de prata e, nesse caso, de posse dos valores dos produtos de solubilidade dos sais de prata que se formam nesse processo, responda:

Sal de prata	$K_{ps}$
AgCl	$1,6 \times 10^{-10}$
AgBr	$7,7 \times 10^{-13}$

a) Qual sal se precipitará primeiro? Explique.

b) Qual a concentração mínima de  $Ag^+$  necessária para iniciar a precipitação do sal do composto identificado no item a.

**Gab:**

a) O AgBr, pois apresenta menor valor de  $K_{ps}$ .

b)  $[Ag^+] = 7,7 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$

### 09 - (Uem PR/2007/Julho)

Considerando que, a uma certa temperatura, a solubilidade do  $CaCO_3$  em água pura é  $7 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$ , o seu produto de solubilidade em água pura e sua solubilidade em uma solução  $0,05 \text{ mol L}^{-1}$  de  $CaCl_2$ , na mesma temperatura, serão, respectivamente,

a)  $4,9 \times 10^{-10}$  e  $8,9 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$ .

b)  $4,9 \times 10^{-9}$  e  $9,8 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$ .

c)  $0,7 \times 10^{-9}$  e  $8,9 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$ .

d)  $4,9 \times 10^{-9}$  e  $9,8 \times 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$ .

e)  $14 \times 10^{-10}$  e  $9,8 \times 10^{-10} \text{ mol L}^{-1}$ .

**Gab:** B

### 10 - (Uepg PR/2007/Julho)

Considerando-se o valor do produto de solubilidade ( $K_{ps}$ ) a  $25^\circ \text{ C}$ , do composto  $BaSO_{4(s)}$  em meio aquoso, assinale o que for correto.

$$K_{ps}BaSO_4 = 1,0 \times 10^{-10}$$

01. Uma solução aquosa de  $BaSO_4$ , contendo  $1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$  de  $Ba^{2+}$  e  $1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$  de  $SO_4^{2-}$ , é classificada como solução saturada.

02. Considerando  $K_{ps} = [Ba^{2+}].[SO_4^{2-}]$  pode-se dissolver até  $1,0 \times 10^{-20}$  mols de  $Ba_2SO_{4(s)}$  em um litro de água pura.

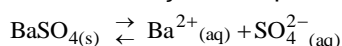
04. A solubilidade do sal  $\text{BaSO}_4$  é maior em água do que em uma solução aquosa de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , devido ao efeito do íon comum no sistema.
08. Quando a dissolução do  $\text{BaSO}_4$  em água for a máxima possível, as concentrações dos íons  $\text{Ba}^{2+}$  e  $\text{SO}_4^{2-}$  serão ambas iguais a  $1,0 \times 10^{-10} \text{ mol L}^{-1}$ .
16. Quando  $[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$  for maior que  $1,0 \times 10^{-10}$ , a solução é considerada supersaturada.

**Gab:** 21

**11 - (Uepg PR/2007/Julho)**

Para realizar exames de estômago por meio da técnica de raios-X, os pacientes devem ingerir uma suspensão de sulfato de bário ( $\text{BaSO}_4$ ), que é pouco solúvel em  $\text{H}_2\text{O}$ . No que diz respeito à solubilidade do  $\text{BaSO}_4$ , considerando que a sua constante de produto de solubilidade ( $k_{ps}$ ) a  $25^\circ\text{C}$  é igual a  $1,6 \times 10^{-9}$ , assinale o que for correto.

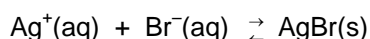
01. Se for adicionado  $\text{BaSO}_4$  a uma solução de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  (que é bastante solúvel), a presença dos íons  $\text{SO}_4^{2-}$  deslocará o equilíbrio de solubilidade para a esquerda, diminuindo a concentração dos íons  $\text{Ba}^{2+}$  em solução.
02. A constante de produto de solubilidade ( $k_{ps}$ ) para o  $\text{BaSO}_4$  é dada por:  $k_{ps} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$
04. A concentração dos íons bário dissolvidos numa suspensão de  $\text{BaSO}_4$  em água é de  $4,0 \times 10^{-5} \text{ mol/l}$ .
08. A reação de equilíbrio entre o  $\text{BaSO}_4$  e seus íons em solução é:



**Gab:** 15

**12 - (Uff RJ/2007/1ªFase)**

Tanto o filme quanto o papel fotográfico possuem um revestimento denominado emulsão sobre base suporte que é sensível à luz. A emulsão consiste em uma gelatina contendo um ou mais haletos de prata ( $\text{AgCl}$ ,  $\text{AgBr}$  e  $\text{AgI}$ ). A preparação de emulsões fotográficas envolve a precipitação dos haletos de prata e o processo químico é bastante simples: Uma solução de  $\text{AgNO}_3$  é adicionada lentamente a uma solução que contém  $\text{KBr}$  (talvez com pequena porcentagem de  $\text{KI}$ ) e, pequena quantidade de gelatina. A reação que se processa é:



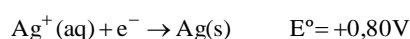
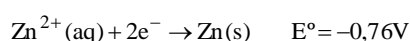
Com base na reação e considerando o  $K_{ps}$  do  $\text{AgBr}$  igual a  $5,0 \times 10^{-13}$  a  $25^\circ\text{C}$ , pode-se afirmar que:

- a) a solubilidade em  $\text{g.L}^{-1}$  é exatamente a raiz cúbica do  $K_{ps}$ .
- b) na presença de  $\text{KBr}$  a solubilidade do  $\text{AgBr}$  diminui.
- c) quando o equilíbrio é alcançado, a  $[\text{Ag}^+]$  é duas vezes maior do que a de  $[\text{Br}^-]$ .
- d) a  $[\text{Br}^-]$  no equilíbrio é  $2,0 \times 10^{-6} \text{ mols.L}^{-1}$ .
- e) a adição de  $\text{AgNO}_3$  faz deslocar o equilíbrio para a esquerda.

**Gab:** B

**13 - (Ufc CE/2007/1ªFase)**

Considere as seguintes semi-reações a  $25^\circ\text{C}$ :



Uma diferença de potencial de  $0,97 \text{ V}$  se estabelece entre o eletrodo de zinco imerso em uma solução contendo  $\text{Zn}^{2+}$  nas condições-padrão e o eletrodo de prata imerso em uma solução de cromato de prata ( $\text{AgCrO}_4$ ) parcialmente solubilizado. Considerando a concentração de cromato igual a  $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ , o produto de solubilidade do  $\text{AgCrO}_4$  é:

Dados:  $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ ;  $F = 96.500 \text{ C.mol}^{-1}$ .

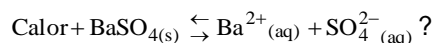
Nota: Para reolução desse exercício considere a fórmula que fora fornecida no texto ( $\text{AgCr}_2\text{O}_4$ ). A fórmula correta seria  $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$

- a)  $10^{-14}$
- b)  $10^{-12}$
- c)  $10^{-10}$
- d)  $10^{-8}$
- e)  $10^{-6}$

**Gab:** B

#### 14 - (Ufop MG/2007/1ªFase)

O sulfato de bário é usado como contraste para raios-X no diagnóstico de doenças no trato digestivo. Embora o bário seja tóxico para o ser humano, o  $\text{BaSO}_4$  pode ser utilizado para tal fim, uma vez que essa substância é muito pouco solúvel em água ( $K_{ps} = 1,0 \times 10^{-10}$ ). Um radiologista adicionou sulfato de bário sólido à água, a fim de obter uma solução saturada, mas gostaria de reduzir substancialmente a concentração de íons bário antes da ingestão pelo paciente. O que deve fazer o radiologista, considerando que:



- a) Adicionar sulfato de sódio suficiente para que  $[\text{Na}^+] = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- b) Adicionar ácido sulfúrico até que o pH seja igual a 5.
- c) Remover um pouco da solução saturada.
- d) Aquecer a mistura.

**Gab:** A

#### 15 - (Ufc CE/2007/2ªFase)

Considere uma solução a  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  contendo  $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$  de  $\text{Sr}^{2+}$  e  $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$  de  $\text{Ba}^{2+}$ , à qual se adiciona lentamente  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  para dar origem a compostos insolúveis.

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

- a) Estime a concentração de íons  $\text{SO}_4^{2-}$  no momento em que ocorrer a precipitação do primeiro composto insolúvel.
- b) Desconsiderando a existência de diluição, estime a concentração de íons  $\text{Ba}^{2+}$  quando iniciar a precipitação de  $\text{SrSO}_4$ .

**Gab:**

- a)  $[\text{SO}_4^{2-}] = 5 \times 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$
- b)  $[\text{Ba}^{2+}] = 2,5 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$

#### 16 - (Uff RJ/2007/2ªFase)

50.0 mL de uma solução contendo  $3.0 \times 10^{-5} \text{ mol}$  de  $\text{BaCl}_2$  por litro são misturados com 100.0 mL de uma solução contendo  $4.5 \times 10^{-5} \text{ mol}$  de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  por litro.

Calcule:

- a) a quantidade de Bário em mols precipitada como  $\text{BaSO}_4$

b) o percentual de Bário que será precipitado

Dados:  $K_{ps} \text{ BaSO}_4 = 1.25 \times 10^{-10}$

**Gab:**

a)  $x = 7.5 \times 10^{-7} \text{ mol}$

b)  $y = 50.0\%$

**17 - (Ufg GO/2007/2ªFase)**

Considere que uma amostra contendo 1 litro de uma solução dos nitratos de prata e chumbo ( $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$  de cada) é titulada com uma solução de NaCl ( $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ ). Após a adição de 32 mL do titulante, haverá uma certa quantidade de precipitado. Calcule a concentração, em mol/L, do cátion desse precipitado que ainda permanece em solução.

Dados:

Substância	$K_{ps}$
AgCl	$1,6 \times 10^{-10}$
PbCl <sub>2</sub>	$1,6 \times 10^{-5}$

**Gab:**  $5 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

**18 - (Unesp SP/2007/Conh. Gerais)**

Uma das formas de contaminação do solo que preocupa as autoridades ambientalistas se dá por meio do descarte de substâncias contendo metais pesados, como os comumente encontrados em pilhas e baterias. Uma vez presente no solo, a substância pode atingir o lençol freático, levada principalmente por água da chuva. Supondo que quantidades molares iguais de dois metais pesados  $X(\text{OH})_2$  e  $Y(\text{OH})_2$  tenham sido deixadas em um aterro sanitário, e sabendo que os respectivos  $K_s$  são iguais a  $1,3 \times 10^{-8}$  e  $1,0 \times 10^{-25}$ , é possível afirmar que:

- a) o metal X contaminará primeiro o lençol freático.
- b) o metal Y contaminará primeiro o lençol freático.
- c) no início da contaminação, o metal X apresentará maiores concentrações no lençol freático.
- d) os metais X e Y não contaminarão o lençol freático, pois reagirão com sais presentes no solo.
- e) os metais X e Y não contaminarão o lençol freático, pois são muito pouco solúveis.

**Gab:** C

**19 - (Unesp SP/2007/Biológicas)**

O sal sulfato de cobre é muito utilizado na agricultura. Por ser bastante solúvel, a água da chuva pode transportá-lo com facilidade até os rios próximos à atividade agrícola ou ao lençol freático. Uma forma de monitorar a concentração de íons  $\text{Cu}^{2+}$  de uma amostra de água para fins de consumo humano consiste em produzir um precipitado que pode ser separado por filtração. Considerando que o valor de  $K_s$  para o  $\text{CuS}$  é igual a  $9,0 \times 10^{-36}$ , determine a máxima concentração de íons  $\text{Cu}^{2+}$  em uma amostra de água tratada com ácido sulfídrico ( $\text{H}_2\text{S}$ ).

**Gab:**  $[\text{Cu}^{2+}] = 3,0 \cdot 10^{-18} \text{ mol/l}$

**20 - (Unesp SP/2007/Exatas)**

O iodeto de potássio pode ser utilizado para separar íons prata de uma solução aquosa, pois o iodeto de prata formado é muito pouco solúvel. Este sal pode ser utilizado para bombardear nuvens em épocas de seca e, assim, induzir chuvas. Suponha que o responsável por um laboratório receba uma encomenda de iodeto de prata e utilize soluções concentradas de nitrato de prata e de iodeto de potássio, a 25 °C, como reagentes para preparar o produto.

Após o surgimento do precipitado de interesse, qual deve ser a concentração de íons prata na solução resultante? Considere  $K_s$  do AgI =  $8,1 \times 10^{-17}$ .

**Gab:**  $9,0 \cdot 10^{-9}$  mol/L

**21 - (Ufpr PR/2007)**

Quantos gramas de  $\text{CaSO}_4$  ( $K_{ps} = 2 \times 10^{-4}$ ) precipitam quando misturamos 500 mL de uma solução de  $\text{CaCl}_2$  0,1 mol/L com 500 mL de uma solução de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  0,1 mol/L?

Massas atômicas: Ca = 40; S = 32; O = 16; Cl = 35,5;  $\sqrt{2} = 1,4$ .

- a) 4,896 g
- b) 6,8 g
- c) 1,904 g
- d) 5,848 g
- e) 3,4 g

**Gab:** A

**22 - (Ufma MA/2007)**

A tabela abaixo mostra várias substâncias com seus respectivos produtos de solubilidade a 25°C. Assinale a alternativa que contém a substância que apresenta maior solubilidade em água.

Substância	$K_{ps}$
AgOH	$1,0 \times 10^{-8}$
$\text{Ag}_2\text{SO}_4$	$3,2 \times 10^{-5}$
$\text{BaSO}_4$	$1,5 \times 10^{-9}$
ZnS	$1,2 \times 10^{-23}$
$\text{Al}(\text{OH})_3$	$5,0 \times 10^{-33}$

- a)  $\text{BaSO}_4$
- b)  $\text{Al}(\text{OH})_3$
- c) ZnS
- d)  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$
- e) AgOH

**Gab:** D

**23 - (Ufpe PE/2007)**

Embora o sulfato de cálcio se dissolva em água, isto se dá somente em pequenas quantidades. Assim, acerca de uma solução saturada deste sulfato, é correto afirmar que:

- 00. as espécies  $\text{Ca}^{2+}$   $\text{SO}_4^{2-}$  estarão presentes em solução.
- 01. por filtração, é possível se recuperar o sal não dissolvido.
- 02. o sulfato de cálcio puro é uma substância simples.
- 03. se o íon sulfato for um ânion de um ácido forte, e o cálcio, um cátion de uma base fraca, o pH da solução acima será ácido.
- 04. a adição de sulfato de sódio, um sal bastante solúvel à solução, não interfere na solubilidade do sulfato de cálcio.

**Gab:** VVFVF

**24 - (UFRural RJ/2007)**



Considere uma solução contendo os cátions A<sup>+</sup>, B<sup>+</sup> e C<sup>+</sup>, todos com concentração 0,1 mol.L<sup>-1</sup>. A esta solução gotejou-se hidróxido de sódio (NaOH).

Dado:

Kps AOH=10<sup>-8</sup>; Kps BOH=10<sup>-12</sup> e Kps COH=10<sup>-16</sup>

- Determine a ordem de precipitação dos hidróxidos.
- Calcule a concentração de hidroxila (OH<sup>-</sup>) necessária para cada hidróxido precipitar.

**Gab:**

- Precipitará primeiro o hidróxido menos solúvel, ou seja, o que tiver o menor kps.

COH < BOH < AOH

- 10<sup>-7</sup> mol L<sup>-1</sup> < 10<sup>-11</sup> mol L<sup>-1</sup> < 10<sup>-15</sup> mol L<sup>-1</sup>

### 25 - (Uepg PR/2006/Julho)

Considere os seguintes dados sobre a solubilidade dos sais:

BaSO <sub>4</sub>	poucosolúvel
AgCl	poucosolúvel
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	muitosolúvel
Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	muitosolúvel
BaCl <sub>2</sub>	muitosolúvel

Com base nestas informações, pode-se prever que, ao reagirem em meio aquoso, haverá formação de precipitado nas seguintes combinações:

- cloreto de bário e ácido sulfúrico
- cloreto de bário e sulfato de prata
- cloreto de bário e sulfato de sódio
- sulfato de sódio e sulfato de prata
- sulfato de prata e ácido clorídrico

**Gab:** 23

### 26 - (Uem PR/2006/Julho)

A solubilidade do BaSO<sub>4</sub>(s) em uma solução aquosa de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,1 mol/L é maior, menor ou igual, quando comparada à sua solubilidade em uma solução aquosa de Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> 0,1 mol/L? Explique.

**Gab:**

O Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> é um sal solúvel, liberando grande quantidade de íons SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> o que diminui a solubilidade do BaSO<sub>4</sub> quando comparado com o Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>

### 27 - (Fuvest SP/2006/1ªFase)

Preparam-se duas soluções saturadas, uma de oxalato de prata (Ag<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>) e outra de tiocianato de prata (AgSCN). Esses dois sais têm, aproximadamente, o mesmo produto de solubilidade (da ordem de 10<sup>-12</sup>). Na primeira, a concentração de íons prata é [Ag<sup>+</sup>]<sub>1</sub> e, na segunda, [Ag<sup>+</sup>]<sub>2</sub>; as concentrações de oxalato e tiocianato são, respectivamente, [C<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>2-</sup>] e [SCN<sup>-</sup>].

Nesse caso, é correto afirmar que:

- [Ag<sup>+</sup>]<sub>1</sub> = [Ag<sup>+</sup>]<sub>2</sub> e [C<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>2-</sup>] < [SCN<sup>-</sup>]
- [Ag<sup>+</sup>]<sub>1</sub> > [Ag<sup>+</sup>]<sub>2</sub> e [C<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>2-</sup>] > [SCN<sup>-</sup>]
- [Ag<sup>+</sup>]<sub>1</sub> > [Ag<sup>+</sup>]<sub>2</sub> e [C<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>2-</sup>] = [SCN<sup>-</sup>]
- [Ag<sup>+</sup>]<sub>1</sub> < [Ag<sup>+</sup>]<sub>2</sub> e [C<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>2-</sup>] < [SCN<sup>-</sup>]
- [Ag<sup>+</sup>]<sub>1</sub> = [Ag<sup>+</sup>]<sub>2</sub> e [C<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>2-</sup>] > [SCN<sup>-</sup>]

Gab: B

**28 - (Ufu MG/2006/1ªFase)**

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  $\sim 1,0 \text{ mg L}^{-1}$ ), 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.

Gab: A

**29 - (Ufms MS/2006/Conh. Gerais)**

Um químico dissolve  $\text{BaSO}_{4(s)}$  em água pura até exceder o seu coeficiente de solubilidade, a 25°C. Se o seu produto de solubilidade,  $K_{PS}$ , é igual a  $1 \times 10^{-10}$ , na mesma temperatura, é correto afirmar que a concentração de íons bário na água será igual a

- $5 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$ .
- $1 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ .
- $2 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ .
- $2 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$ .
- $1 \times 10^{-20} \text{ mol/L}$ .

Gab: B

**30 - (Ufms MS/2006/Exatas)**

O hidróxido de ferro III,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , sólido marrom, obtido pela adição de excesso de base forte a uma solução aquosa de cloreto de ferro III ( $\text{FeCl}_3$ ), tem coeficiente de solubilidade em água igual a  $2,2 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$ , a 25°C. Considerando o exposto, na mesma temperatura, é correto afirmar que

- o  $K_{PS}$  do  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  é maior que  $6,3 \times 10^{-30} (\text{mol/L})^4$ .
- o  $K_{PS}$  do  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  é  $6,3 \times 10^{-38} (\text{mol/L})^4$ .
- a  $[\text{Fe}_{(aq)}^{3+}]$  é igual a  $2,2 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$ , na solução saturada de  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .
- a  $[\text{OH}_{(aq)}^-]$  é igual a  $6,6 \times 10^{-30} \text{ mol/L}$ , na solução saturada de  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .
- o coeficiente de solubilidade de  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , a 25°C, não se alterará, mesmo após a adição de excesso de ácido forte, com vigorosa agitação.

Gab: 006

**31 - (Ufpe PE/2006)**

Foram adicionados  $2,5 \times 10^{-3}$  mols de  $\text{Ag}^+$  em 100mL de uma solução  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  de cloreto de sódio. O  $\text{NaCl}$  apresenta uma solubilidade em água de aproximadamente 36 g /100 mL, e o produto de solubilidade do cloreto de prata ( $\text{AgCl}$ ) é  $1,8 \times 10^{-10}$ . Considerando esses dados, analise as afirmações abaixo.

- Haverá a formação de um precipitado.
- A solução inicial é condutora, mas torna-se isolante após a adição de  $\text{Ag}^+$ .
- A quantidade de precipitado é limitada pela concentração de íons  $\text{Ag}^+$ .
- O cloreto de prata é um sal pouco solúvel.
- Será formado, aproximadamente,  $7,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$  de produto.

Está(ão) correta(s) apenas:

- a) 2 e 5
- b) 1, 2 e 3
- c) 5
- d) 1, 3 e 4
- e) 1 e 4

**Gab: D**

### 32 - (ITA SP/2006)

Considere as afirmações abaixo, todas relativas à temperatura de 25°C, sabendo que os produtos de solubilidade das substâncias hipotéticas XY, XZ e XW são, respectivamente, iguais a  $10^{-8}$ ,  $10^{-12}$  e  $10^{-16}$ , naquela temperatura.

- I. Adicionando-se  $1 \cdot 10^{-3}$  mol do ânion W proveniente de um sal solúvel a 100 mL de uma solução aquosa saturada em XY sem corpo de fundo, observa-se a formação de um sólido.
- II. Adicionando-se  $1 \cdot 10^{-3}$  mol do ânion Y proveniente de um sal solúvel a 100 mL de uma solução aquosa saturada em XW sem corpo de fundo, não se observa a formação de sólido.
- III. Adicionando-se  $1 \cdot 10^{-3}$  mol de XZ sólido a 100 mL de uma solução aquosa contendo  $1 \times 10^{-3}$  mol L<sup>-1</sup> de um ânion Z proveniente de um sal solúvel, observa-se um aumento da quantidade de sólido.
- IV. Adicionando-se uma solução aquosa saturada em XZ sem corpo de fundo a uma solução aquosa saturada em XY sem corpo de fundo, observa-se a formação de um sólido.

Das afirmações acima, está(ão) CORRETA(S)

- a) apenas I e II.
- b) apenas II.
- c) apenas IV.
- d) apenas I e III.
- e) apenas III e IV.

**Gab:A**

Para as respectivas soluções saturadas:

$$[X] = [Y] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[X] = [W] = 10^{-8} \text{ mol/L}$$

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

- I. Em 100 mL de solução saturada em XY há  $10^{-5}$  mol de X e são adicionados  $10^{-3}$  mol de W. Assim, desconsiderando qualquer aumento de volume decorrente da adição do ânion W:

$$[X] \cdot [W] = 10^{-4} \cdot \frac{10^{-3}}{10^{-1}} = 10^{-6} > K_{psW}$$

Portanto, a afirmação está correta, pois haverá precipitação do sólido XW até que  $[X] \cdot [W] = K_{psXW}$

- II. A afirmação está correta porque a solução ficará insaturada em relação a XY, de acordo com os seguintes cálculos, desconsiderando qualquer aumento de volume da solução:

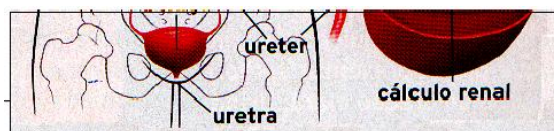
$$[X] \cdot [W] = 10^{-8} \cdot \frac{10^{-3}}{10^{-1}} = 10^{-10} < K_{psXY}$$

- III. Esta proposição está incorreta, pois a adição do sólido XZ numa solução aquosa do ânion Z não aumentará a quantidade do sólido XZ porque não há íons X de outra fonte para a precipitação. Na verdade, ocorrerá dissolução de uma parte do sólido adicionado para que ocorra a saturação em relação à substância XZ.

- IV. Esta proposição está incorreta. Uma vez que se misturam duas soluções aquosas saturadas sem corpo de fundo do mesmo soluto XZ, a solução resultante permanecerá saturada, sem corpo de fundo.

**33 - (Unaerp SP/2006)**

Eles são parte do trato urinário e estão localizados na região posterior abdominal, um de cada lado.



Acima destes ficam as glândulas adrenais, responsáveis pela produção e liberação de hormônios que auxiliam na maturação dos glóbulos vermelhos e na regulamentação da pressão arterial. Os rins apresentam formato semelhante a grãos de feijão, podem medir de 10 cm a 14 cm e pesam entre 120 e 180 gramas, em indivíduos adultos. Sua principal função é a de filtrar o sangue que vem do coração, trazido pela artéria aorta, retirando suas toxinas (impurezas) para que ele circule e possa ser enviado de volta ao órgão, livre de uréia, ácido úrico, cálcio, fosfato, sódio e outros resíduos. Toda essa faxina é realizada por vasinhos no interior de cada rim, chamados glomérulos. E a "sujeira" recolhida é encaminhada para a bexiga, juntamente com o excesso de água em circulação, e eliminada do nosso organismo em forma de urina. Quando essas substâncias estão em excesso e dificilmente se diluem, formam-se cristais de tamanhos variados. A composição dessas pedrinhas ou cálculos renais varia, desde oxalato e fosfato de cálcio até ácido úrico, fosfato amônio-magnesiano e cistina.

Revista Viva Saúde, agosto 2005, p 38.

Os valores dos produtos de solubilidade do fosfato de cálcio e do fosfato de magnésio, respectivamente, são:  $2,0 \times 10^{-29}$  e  $6,3 \times 10^{-26}$ .

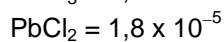
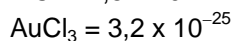
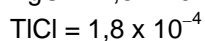
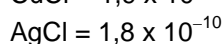
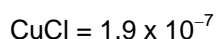
Esses sais são do tipo 3: 2. Assim, a sua solubilidade (s) pode ser calculada pela relação:

- a)  $s^2$
- b)  $4s^3$
- c)  $27s^4$
- d)  $108s^5$
- e)  $27s^3$

**Gab: D**

**34 - (Unaerp SP/2006)**

São conhecidos os valores dos produtos de solubilidade dos seguintes cloretos pouco solúveis:



Ao adicionarmos ácido clorídrico a cada uma das soluções dos referidos cátions metálicos, qual deles precipitará primeiro?

- a) CuCl
- b) AgCl
- c) TlCl
- d) AuCl<sub>3</sub>
- e) PbCl<sub>2</sub>

**Gab: D**

**35 - (Puc SP/2006)**

Dados:

solubilidade do  $\text{BaSO}_4 = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ solubilidade do  $\text{CaSO}_4 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ solubilidade do  $\text{MgCO}_3 = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ solubilidade do  $\text{Mg(OH)}_2 = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ solubilidade do  $\text{NaCl} = 6,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 

Foram realizados 4 experimentos independentes, sendo misturados volumes iguais de soluções aquosas dos compostos indicados nas concentrações especificadas a seguir.

Experimento 1:

 $\text{BaCl}_2(\text{aq}) 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  e  $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 

Experimento 2:

 $\text{CaCl}_2(\text{aq}) 6,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  e  $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 

Experimento 3:

 $\text{MgCl}_2(\text{aq}) 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  e  $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq}) 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 

Experimento 4:

 $\text{MgCl}_2(\text{aq}) 8,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  e  $\text{NaOH}(\text{aq}) 8,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 

Houve formação de precipitado

- somente nos experimentos 1 e 3.
- somente nos experimentos 2 e 4.
- somente nos experimentos 1 e 4.
- somente nos experimentos 1, 2 e 3.
- em todos os experimentos.

Gab: A

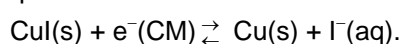
**36 - (Unicap PE/2006)**

- O valor numérico do  $K_{PS}$  do  $\text{AgCl}$  só poderá ser alterado se diminuirmos a concentração molar do íon  $\text{Ag}^+$ .
- Num recipiente fechado, contendo um gás, poderemos aumentar a pressão, introduzindo mais moléculas desse gás.
- Todos os gases apresentam a mesma velocidade de efusão, desde que estejam à mesma temperatura.
- Uma solução só poderá ser diluída se a ela adicionarmos água.
- A ligação entre átomos iguais do grupo 17 pode ser covalente apolar.

Gab: FVFFV

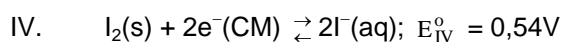
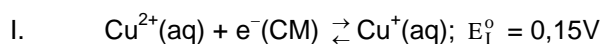
**37 - (ITA SP/2006)**

Calcule o valor do potencial elétrico na escala do eletrodo de hidrogênio nas condições-padrão ( $E^0$ ) da semi-equação química

Dados eventualmente necessários: Produto de solubilidade do  $\text{CuI}(\text{s})$ :

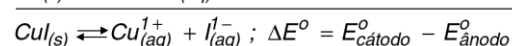
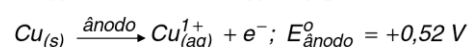
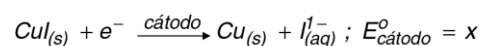
$$K_{ps}(\text{CuI}) = 1,0 \times 10^{-12}$$

Semi-equações químicas e seus respectivos potenciais elétricos na escala do eletrodo de hidrogênio nas condições-padrão ( $E^0$ ):



**Gab:**

O equilíbrio de solubilidade do  $\text{CuI}(\text{s})$  pode ser representado pelas seguintes semi-reações:



No equilíbrio de uma célula eletroquímica é válida a expressão:

$$\log K_{ps} = \frac{n \Delta E^0}{0,0591}$$

Como  $n = 1$  mol de elétrons e  $K_{ps} = 1,0 \cdot 10^{-12}$ , tem-se que:

$$\log 1,0 \cdot 10^{-12} = \frac{1 \cdot \Delta E^0}{0,0591}$$

$$\Delta E^0 = -0,71\text{V}$$

Logo:

$$-0,71 = x - 0,52$$

$$x = -0,19$$

Assim sendo, o potencial padrão de redução ( $E^0$ ) da semi-reação citada será de  $-0,19\text{V}$ .

### 38 - (UFRural RJ/2006)

A tabela abaixo mostra os valores das constantes do produto de solubilidade ( $K_{ps}$ ) de dois diferentes compostos:

Composto	$K_{ps}$
Iodeto de prata ( $\text{AgI}$ )	$1 \times 10^{-16}$
Tiocianato de prata ( $\text{AgSCN}$ )	$1 \times 10^{-12}$

a) Escreva a expressão do  $K_{ps}$  para os dois compostos.

b) Calcule a solubilidade em  $\text{mol L}^{-1}$  dos dois compostos.

**Gab:**

a)

$$K_{ps}(\text{AgI}) = [\text{Ag}^{+}][\text{I}^{-}] = 1 \times 10^{-16}$$

$$K_{ps}(\text{AgSCN}) = [\text{Ag}^{+}][\text{SCN}^{-}] = 1 \times 10^{-12}$$

b)

$$K_{ps}(\text{AgI}) = [\text{Ag}^{+}][\text{I}^{-}] = 1 \times 10^{-16} = S \cdot S = S^2$$

$$S = \sqrt{K_{ps}} = 1 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$$

$$K_{ps}(\text{AgSCN}) = [\text{Ag}^{+}][\text{SCN}^{-}] = 1 \times 10^{-12} = S \cdot S = S^2$$

$$S = \sqrt{K_{ps}} = 1 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$$

**39 - (Uem PR/2005/Janeiro)**

Assinale o que for correto.

01. Quanto maior o valor da constante de ionização de um ácido, mais ionizado está esse ácido e, portanto, maior será sua força.
02. Se a solubilidade máxima do  $\text{CaCO}_3$  em água a  $25\text{ }^\circ\text{C}$  é  $13\text{ mg/mL}$ , o seu produto de solubilidade a essa temperatura é  $16,9 \times 10^{-8}$ .  
(Dados:  $\text{Ca} = 40$ ;  $\text{C} = 12$ ;  $\text{O} = 16$ )
04. Hidrólise salina é o processo em que o(s) íon(s) proveniente(s) de um sal reage(m) com a água.
08. A concentração molar mínima de íons  $\text{SO}_4^{2-}$  necessária para precipitar  $\text{BaSO}_{4(s)}$  de uma solução  $10^{-3}\text{ Mol/L}$  de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  é  $8 \times 10^{-7}\text{ Mol/L}$ .  
(Dados:  $K_{ps}$  do  $\text{BaSO}_4 = 2 \times 10^{-10}$ )
16. Quanto menor o  $K_{ps}$ , menos solúvel será o sal ou a base, para qualquer sal ou base.

**Gab:** 05

**40 - (Ufu MG/2005/2ªFase)**

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.

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

**Gab:**  $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2$

**41 - (Efoa MG/2005/2ªFase)**

Uma grande parte do cloreto de sódio utilizado pela população, e do magnésio utilizado nas indústrias para a confecção de ligas leves, pode ser obtida da água do mar.

- a) A concentração de íons  $\text{Mg}^{2+}$  na água do mar é muito menor que a de  $\text{Na}^+$ . Isto se deve, em parte, à maior solubilidade dos compostos iônicos de sódio, quando comparada à dos compostos de magnésio. A solubilidade de  $\text{NaOH}$ , por exemplo, é milhares de vezes maior que a de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ . Escreva a expressão da constante do produto de solubilidade ( $K_{ps}$ ) de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- b) Sabendo-se que a solubilidade de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  é  $1,2 \times 10^{-4}\text{ mol L}^{-1}$ , calcule o valor de  $K_{ps}$  para esta substância. Mostre os cálculos.

**Gab:**

- a)  $K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$
- b)  $1,73 \cdot 10^{-13}$

**42 - (Ufms MS/2005/Biológicas)**

Considerando que a Química, como toda ciência, possui termos e conceitos próprios, assinale a(s) proposição(ões) correta(s).

01. Numa reação de oxirredução de uma pilha, a espécie que tiver maior potencial padrão de eletrodo de redução, será o oxidante mais forte, reduzindo-se mais facilmente.
02. A água do mar, o ar, o petróleo, o biogás, o carvão mineral e a madeira são fontes naturais apenas de compostos orgânicos, enquanto que hematita, bauxita e cinábrio são fontes de compostos inorgânicos.
04. O produto de solubilidade de uma espécie pouco solúvel em água é constante, à temperatura constante, e envolve o equilíbrio da solução saturada dessa espécie.
08. Todas as reações químicas são de oxirredução, podendo ser ainda de síntese, decomposição ou deslocamento.

16. A fusão e a fissão nucleares são termos sinônimos que envolvem a emissão, de forma natural ou artificial, de emissões e radiações por núcleos instáveis.

**Gab:** 05

**43 - (ITA SP/2005)**

A 25°C, borbulha-se H<sub>2</sub>S(g) em uma solução aquosa 0,020 mol L<sup>-1</sup> em MnCl<sub>2</sub>, contida em um erlenmeyer, até que seja observado o início de precipitação de MnS(s). Neste momento, a concentração de H<sup>+</sup> na solução é igual a 2,5×10<sup>-7</sup> mol L<sup>-1</sup>.

Dados eventualmente necessários, referentes à temperatura de 25°C:

- I.  $MnS(s) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons Mn^{2+}(aq) + HS^{-}(aq) + OH^{-}(aq); K_I = 3 \times 10^{-11}$
- II.  $H_2S(aq) \rightleftharpoons HS^{-}(aq) + H^{+}(aq); K_{II} = 9,5 \times 10^{-8}$
- III.  $H_2O(\ell) \rightleftharpoons OH^{-}(aq) + H^{+}(aq); K_{III} = 1,0 \times 10^{-14}$

Assinale a opção que contém o valor da concentração, em mol L<sup>-1</sup>, de H<sub>2</sub>S na solução no instante em que é observada a formação de sólido.

- a)  $1,0 \times 10^{-10}$
- b)  $7 \times 10^{-7}$
- c)  $4 \times 10^{-2}$
- d)  $1,0 \times 10^{-1}$
- e)  $1,5 \times 10^4$

**Gab:** D

**44 - (ITA SP/2005)**

Esta tabela apresenta a solubilidade de algumas substâncias em água, a 15°C:

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

Utilizando os dados fornecidos na tabela da questão 3, é CORRETO afirmar que o produto de solubilidade do sulfito de sódio em água, a 15°C, é igual a:

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

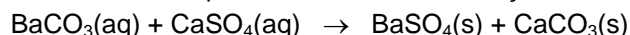
**Gab:** E

**45 - (Uem PR/2004/Janeiro)**

Em meados de maio de 2003, a Anvisa (Agência Nacional de Vigilância Sanitária) foi informada de casos graves de intoxicação associados ao uso de um medicamento à base de sulfato de bário. A matéria-prima usada na preparação do sulfato de bário é o carbonato de bário, que pode também ser usado em venenos para ratos. A causa da morte de



pacientes que usaram os medicamentos supostamente à base de sulfato de bário foi, segundo laudos médicos, a intoxicação por carbonato de bário. Uma das formas de sintetizar o sulfato de bário é através da reação entre carbonato de bário e sulfato de cálcio em meio aquoso, como mostra a reação abaixo.



Assinale o que for correto.

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

01. A reação descrita acima é uma reação de dupla troca.
02. A separação entre os produtos  $\text{BaSO}_4(\text{s})$  e  $\text{CaCO}_3(\text{s})$  pode ser feita por filtração simples.
04. Supondo que a solubilidade do  $\text{CaCO}_3$  em água a uma dada temperatura seja igual a 10 mg/L, seu Kps é igual a  $10^{-8}$ .
08. Supondo que o Kps do  $\text{BaCO}_3$  a  $27^\circ\text{C}$  seja igual a  $4 \times 10^{-8}$ , a contaminação do produto  $\text{BaSO}_4$  por  $\text{BaCO}_3$  pode ter ocorrido porque o profissional responsável pela preparação do  $\text{BaSO}_4$  adicionou mais do que 4,0 g de  $\text{BaCO}_3(\text{s})$  por litro de água, no início da preparação, mantida a  $27^\circ\text{C}$ .
16. Como a constante de equilíbrio da reação varia com a temperatura, a solubilidade dos reagentes também varia, porém o Kps mantém-se inalterado com uma variação da temperatura.

**Gab:** 13

#### 46 - (Ueg GO/2004/Janeiro)

O diretor-presidente do laboratório Enila responsabilizou o químico da empresa [...]

[...] e confirmou que fez experiências para transformar o carbonato de bário em sulfato de bário – princípio ativo do Celobar. O carbonato é usado como veneno de rato e somente quatro laboratórios do mundo têm capacidade para sintetizá-lo. “A mesma bomba e o mesmo encanamento móvel que eram usados para transportar o Celobar do tanque de produção ao envasamento podem ter servido para dispensar o sulfato de bário que ele (o químico) obteve do carbonato de bário”, explicou o delegado Renato Nunes, titular da Delegacia de Repressão a Crimes contra a Saúde Pública (DRCCSP), que investiga o caso.

Disponível em: <http://www.na.com.br>. Acesso em: 10 jun. 2003.

Sobre o carbonato de bário, contaminante do Celobar, faça o que se pede:

- a) Escreva a equação balanceada da reação do carbonato de bário, ingerido por alguns pacientes com o ácido clorídrico, existente no estômago.
- b) Determine a solubilidade molar do carbonato de bário. A constante do produto de solubilidade, a  $25^\circ\text{C}$ , é  $k_{ps} = 1,6 \times 10^{-9}$ .

**Gab:**



b)  $4,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

#### 47 - (Unifor CE/2004/Julho)

Considere uma amostra de água do mar, tendo como principais componentes as espécies iônicas indicadas, com a respectiva concentração:

Espécie iônica	Concentração (mol/L)
cátion sódio .....	$10,8 \times 10^{-2}$
cátion magnésio .....	$5,4 \times 10^{-2}$
ânion cloreto .....	$10,8 \times 10^{-2}$
ânion sulfato .....	$5,4 \times 10^{-2}$

A 100 mL dessa água do mar adicionam-se 100 mL de solução aquosa de soda cáustica. Houve turvação da solução resultante, com precipitação de  $Mg(OH)_2$ . Nesse caso, a concentração mínima de íons  $OH^-$  para que a precipitação ocorra é, em mol/L, da ordem de:

**DADO:**  $K_{ps} [Mg(OH)_2] = 1,2 \times 10^{-11}$

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

**Gab:** B

**48 - (Uem PR/2004/Julho)**

Assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- 01. Uma reação química atinge o equilíbrio quando a velocidade da reação inversa for máxima e a velocidade da reação direta for mínima.
- 02. Dada a reação em equilíbrio  $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$   $\Delta H = +57$  kJ/mol, um aumento na temperatura do sistema deslocará o equilíbrio na direção da formação de  $N_2O_{4(g)}$ .
- 04. Um aumento de pressão desloca o equilíbrio químico da reação  $FeO_{(s)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons Fe_{(s)} + CO_{2(g)}$ .
- 08. Se o pH de uma solução é igual a 14, a concentração de  $OH^-$  nessa solução é 1,0 Mol/L.
- 16. A uma mesma temperatura e em um mesmo solvente, o valor do  $K_{ps}$  do AgCl é igual a  $0,6 \times 10^{-10}$  e o do AgI é igual a  $1,0 \times 10^{-16}$ , portanto o AgI é mais solúvel que o AgCl, nessas condições.

**Gab:** 08

**49 - (Uftm MG/2004/1ªFase)**

Os cálculos renais, popularmente conhecidos como *pedra nos rins*, surgem pela deposição lenta de material insolúvel. Os responsáveis mais freqüentes são o oxalato de cálcio ( $CaC_2O_4$ ) e o fosfato de cálcio ( $Ca_3(PO_4)_2$ ), substâncias muito pouco solúveis. Considerando que a concentração de íons  $Ca^{+2}$  excretados na urina de uma pessoa seja  $5,2 \times 10^{-2}$  mol/L, a concentração máxima, em mol/L, de íons oxalato ( $C_2O_4^{2-}$ ) que deve estar presente na urina, para que não haja formação de pedras, é, aproximadamente,

**Dado:** produto de solubilidade de  $CaC_2O_4 = 2,6 \times 10^{-9}$

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

**Gab:** D

**50 - (Ufc CE/2004/1ªFase)**

Sabendo que a solubilidade do cloreto mercurioso (calomelano,  $Hg_2Cl_2$ ) em água a 25°C é  $3,0 \times 10^{-5}$  g/100mL, qual o volume mínimo necessário (em L) de uma solução aquosa 0,01 M de NaCl para dissolver  $3,0 \times 10^{-4}$  g de  $Hg_2Cl_2$  a 25°C? OBS: Considere o equilíbrio:



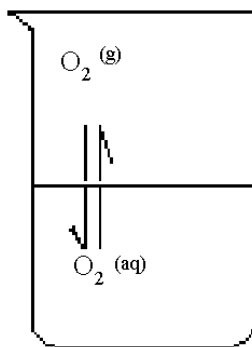
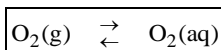
- a)  $3,2 \times 10^3$  L
- b)  $6,4 \times 10^7$  L
- c)  $15,3 \times 10^6$  L
- d)  $19,2 \times 10^5$  L

e)  $38,4 \times 10^4 \text{ L}$

**Gab: B**

**51 - (Efoa MG/2004/1ªFase)**

A solubilização do oxigênio em água pode ser representada pela equação mostrada a seguir, cuja constante de equilíbrio a 25 °C é  $1,3 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ atm}^{-1}$ .



Considerando que a pressão parcial do oxigênio no ar seco é igual a 0,20 atm, a concentração do oxigênio dissolvido na água, expressa em  $\text{mol L}^{-1}$ , é:

- a)  $1,5 \times 10^2$
- b)  $6,5 \times 10^{-3}$
- c)  $2,6 \times 10^{-4}$
- d) 2,6
- e) 6,5

**Gab: C**

**52 - (Fuvest SP/2004/2ªFase)**

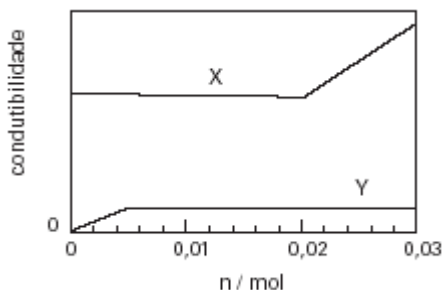
Num laboratório de ensino de Química, foram realizados dois experimentos:

I. Uma solução aquosa bastante concentrada de nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ ) foi adicionada, gradativamente, a 100mL de uma solução aquosa de cloreto de sódio de concentração desconhecida.

II. Fluoreto de lítio sólido ( $\text{LiF}$ ) foi adicionado, gradativamente, a 100mL de água pura.

Em ambos os experimentos, registrou-se a condutibilidade elétrica em função da quantidade (em mols) de  $\text{AgNO}_3$  e  $\text{LiF}$  adicionados. No experimento I, a solução de  $\text{AgNO}_3$  era suficientemente concentrada para que não houvesse variação significativa do volume da solução original de cloreto de sódio. No experimento II, a quantidade total de  $\text{LiF}$  era tão pequena que variações de volume do líquido puderam ser desprezadas.

Utilize o gráfico para responder:



a) Qual dos registros, X ou Y, deve corresponder ao experimento I e qual, ao experimento II? Explique seu raciocínio.

- b) Qual era a concentração da solução de cloreto de sódio original? Justifique.  
 c) Qual é a solubilidade do LiF, em mol por 100mL de água? Justifique.

Dados:

O produto de solubilidade do cloreto de prata é igual a  $1,8 \times 10^{-10}$ .

A contribuição dos íons nitrato e cloreto, para a condutibilidade da solução, é praticamente a mesma.

**Gab:**

- a) No experimento I: a curva x.  
 No experimento II: à curva y.  
 b) 0,2 mol/L.  
 c. 0,005 mol em 100mL de água

**53 - (Uerj RJ/2004/2ªFase)**

O magnésio e o alumínio, metais de baixa densidade, muito empregados em ligas metálicas de aplicação industrial, apresentam algumas propriedades químicas semelhantes, como a formação de hidróxidos pouco solúveis.

- a) Escreva a equação química completa e balanceada da reação de oxirredução entre o magnésio metálico e o cátion alumínio em solução aquosa.  
 b) A solubilidade do hidróxido de magnésio em água, à temperatura ambiente, é igual a  $5,0 \times 10^{-4}$  mol x L<sup>-1</sup>. Calcule o produto de solubilidade deste composto.

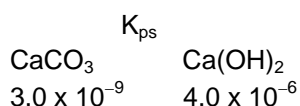
**Gab:**

- a)  $3\text{Mg(s)} + 2\text{Al}^{3+}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Al(s)} + 3\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$   
 b)  $5,0 \times 10^{-10}$

**54 - (Ufg GO/2004/2ªFase)**

A presença de dióxido de carbono em água provoca a dissolução de rochas calcárias, tornando a água dura. A dureza dessa água pode ser reduzida com a adição de hidróxido de cálcio.

DADOS:



- a) Escreva as equações químicas que representem os equilíbrios químicos estabelecidos pela presença de dióxido de carbono em água.  
 b) Escreva a equação de dissolução de carbonato de cálcio em água que contém dióxido de carbono dissolvido.  
 c) Explique como o hidróxido de cálcio reduz a dureza da água.

**Gab:**

- a)  $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$   
 $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$   
 $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$   
 b)  $\text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{HCO}_3^-(\text{aq})$   
 c)  $\text{CaCO}_3(\text{s})$  reage com o  $\text{CO}_2(\text{aq})$  formando o  $\text{CaCO}_3(\text{s})$ , logo, diminui a concentração dos íons  $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$  que são responsáveis pela formação de água dura.  
 $\text{Ca(OH)}_2 + \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{HCO}_3^-(\text{aq}) \rightarrow 2\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$

**55 - (Unesp SP/2004/Biológicas)**

Segundo a Portaria do Ministério da Saúde MS n.o 1.469, de 29 de dezembro de 2000, o valor máximo permitido (VMP) da concentração do íon sulfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ ), para que a água esteja em conformidade com o padrão para consumo humano, é de  $250\text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$ . A análise da água de uma fonte revelou a existência de íons sulfato numa concentração de  $5\cdot 10^{-3}\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

Massas molares: Ca =  $40,0\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ; O =  $16,0\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ; S =  $32,0\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- Verifique se a água analisada está em conformidade com o padrão para consumo humano, de acordo com o VMP pelo Ministério da Saúde para a concentração do íon sulfato. Apresente seus cálculos.
- Um lote de água com excesso de íons sulfato foi tratado pela adição de íons cálcio até que a concentração de íons  $\text{SO}_4^{2-}$  atingisse o VMP. Considerando que o  $K_{\text{ps}}$  para o  $\text{CaSO}_4$  é  $2,6\cdot 10^{-5}$ , determine o valor para a concentração final dos íons  $\text{Ca}^{2+}$  na água tratada. Apresente seus cálculos.

**Gab:**

- Não, pois a  $[\text{SO}_4^{2-}] = 480\text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$
- $1,0\cdot 10^{-2}\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$

### 56 - (Unesp SP/2004/Exatas)

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

- Calcule a solubilidade do  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  em água pura, expressa em mol/L. Considere desprezível a concentração de íons  $\text{OH}^-$  proveniente da dissociação da água e  $K_{\text{ps}} = [\text{Mg}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2$ .
- Explique, utilizando cálculos, o que acontece com a solubilidade do  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  em solução que apresente  $\text{pH} = 12$ . Admita que a concentração de íons  $\text{OH}^-$  da dissociação do  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  seja desprezível nesse valor de pH.

**Gab:**

- $2,0\cdot 10^{-4}$  molar
- diminui de  $2,0\cdot 10^{-4}$  molar para  $3,2\cdot 10^{-7}$  molar

### 57 - (Upe PE/2004)

Um sistema químico apresenta íons  $\text{Ba}^{2+}$  e  $\text{Ca}^{2+}$ , ambos com a concentração  $0,10\text{mol/L}$ . Adicionando-se lentamente uma solução de sulfato de sódio ao sistema, pode-se concluir que a concentração do íon  $\text{Ba}^{2+}$  na solução, no instante em que se inicia a precipitação do sulfato de cálcio, é: (considere desprezível a variação de volume do sistema)

$K_{\text{ps}} = 2,4\cdot 10^{-5}$  - sulfato de cálcio

$K_{\text{ps}} = 1,5\cdot 10^{-9}$  - sulfato de bário

- $6,25\cdot 10^{-6}\text{mol/L}$ .
- $1,5\cdot 10^{-8}\text{mol/L}$ .
- $2,4\cdot 10^{-4}\text{mol/L}$
- $2,4\cdot 10^{-6}\text{mol/L}$ .
- $1,5\cdot 10^{-6}\text{mol/L}$ .

**Gab:** A

### 58 - (Upe PE/2004)

O “celobar”, medicamento à base de sulfato de bário, provocou, este ano, mais de duas dezenas de mortes, pois constatou-se a presença de impurezas em quantidades incompatíveis com a vida humana em sua composição.

Em relação ao sulfato de bário, pode-se afirmar que é:

- usado como antigripal, pois age eficientemente inibindo a oxigenação das células e conseqüentemente extinguindo os vírus da gripe.
- usado como laxante intestinal, por se tratar de um sal perfeitamente solúvel em água.
- usado como contraste, quando se pretende submeter pacientes à radiografia do aparelho digestivo.

- d) um poderoso diurético, por se tratar de um sal hidratado que tem ação direta sobre os rins, hidratando-os.  
 e) usado no combate à azia, pois sendo um sal de hidrólise alcalina neutraliza a acidez estomacal.

**Gab: C**

**59 - (Unifor CE/2003/Julho)**

Uma forma de diminuir a contaminação do ambiente por efluentes contendo compostos de mercúrio (II) solúveis em água é precipitar esses íons sob forma de sulfeto de mercúrio (II), HgS. Isso porque o produto de solubilidade desse sal é muito baixo, aproximadamente igual a  $2,0 \times 10^{-53}$  a 25 °C. Com isso, o número de íons  $\text{Hg}^{2+}(\text{aq})$  presentes em cada litro de solução aquosa, nessa temperatura, é praticamente igual a:

Dados:

Constante de Avogadro..... $6,0 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

$$\sqrt{20} = 4,5$$

- a)  $8 \times 10^3$   
 b)  $6 \times 10^3$   
 c)  $4 \times 10^2$   
 d)  $2 \times 10^2$   
 e) zero

**Gab: E**

**60 - (Unifesp SP/2003/1ªFase)**

Há 19 séculos, os romanos saturavam o vinho com sulfato de cálcio para clarificá-lo. Se o vinho tiver chumbo dissolvido (tóxico ao organismo humano), o sulfato de cálcio pode reduzir o teor de chumbo, pois forma-se o  $\text{PbSO}_4$ , menos solúvel do que o  $\text{CaSO}_4$ . Dados os produtos de solubilidade, a 25°C,  $\text{CaSO}_4 = 1,0 \times 10^{-4}$  e  $\text{PbSO}_4 = 1,0 \times 10^{-8}$ , qual a concentração, em mol/L, do  $\text{Pb}^{2+}$  que permanece no vinho saturado com  $\text{CaSO}_4$ ?

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

**Gab: D**

**61 - (Uftm MG/2003/2ªFase)**

Uma solução saturada de sulfato de prata,  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ , a 25 °C, tem concentração de íons sulfato igual a  $1,60 \times 10^{-2}$  mol/L. O produto de solubilidade ( $K_{\text{PS}}$ ) deste sal, a 25 °C, é, aproximadamente,

- a)  $4,10 \times 10^{-6}$ .  
 b)  $1,64 \times 10^{-5}$ .  
 c)  $5,12 \times 10^{-4}$ .  
 d)  $2,56 \times 10^{-4}$ .  
 e)  $3,20 \times 10^{-2}$ .

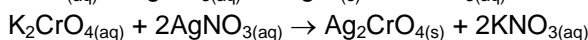
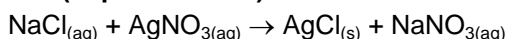
**Gab: B**

**62 - (Ufms MS/2003/Biológicas)**

Adicionou-se, aos poucos e sob forte agitação, pequena quantidade de  $\text{BaCl}_2(\text{s})$  (sal solúvel e finamente dividido) a um litro de solução aquosa de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$   $1,5 \times 10^{-3}$  mol/L. Determine a concentração máxima possível de  $\text{Ba}^{2+}(\text{aq})$ , a 25°C, antes de ocorrer sua precipitação, sabendo-se que, na mesma temperatura, o KPS do  $\text{BaSO}_4$  é  $1,5 \times 10^{-9}$  (mol/L)<sup>2</sup>. Para efeito de resposta, expresse o resultado obtido em  $\mu\text{mol/L}$ , sabendo-se que  $1\mu = 10^{-6}$ .

**Gab: 1**

**63 - (Fepcs DF/2003)**



Considere as seguintes informações: AgCl é um sólido branco, Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> é um sólido de coloração tijolo, Kps AgCl = 1,0 x 10<sup>-10</sup>, Kps Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> = 1,7 x 10<sup>-12</sup> e  $\sqrt[3]{0,425} = 0,7519$ .

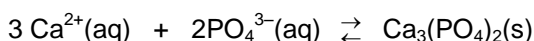
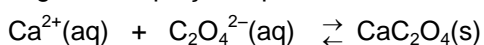
Se em um recipiente contendo as espécies Cl<sup>-</sup><sub>(aq)</sub> e CrO<sub>4</sub><sup>-2</sup><sub>(aq)</sub>, na mesma concentração, são introduzidas gotas de solução diluída de AgNO<sub>3</sub>, está correto afirmar que, de acordo com os valores dos produtos de solubilidade:

- no início da reação, o meio adquire turvação de coloração tijolo, pois o cromato de prata precipita antes do cloreto de prata.
- no início da reação, o meio adquire turvação branca e de coloração tijolo, pois o cromato de prata e o cloreto de prata precipitam ao mesmo tempo.
- em solução saturada a solubilidade do AgCl é 1,0 x 10<sup>-10</sup> mol/L.
- em solução saturada a solubilidade do Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> é  $\sqrt[3]{\frac{1,7 \times 10^{-12}}{4}}$  mol/L.
- cloreto de prata é aproximadamente 7,5 vezes mais solúvel do que cromato de prata.

**Gab: D**

**64 - (Uel PR/2003)**

Os cálculos renais, popularmente conhecidos como “pedras nos rins”, contêm com frequência compostos de oxalato de cálcio (CaC<sub>2</sub>O<sub>4</sub>(s)) ou fosfato de cálcio (Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>(s)). A formação desses compostos pode ser representada pelas seguintes equações químicas:



De acordo com as reações representadas, espera-se que ocorra formação desses precipitados:

- Sempre que a concentração dos íons de cálcio ultrapassar a concentração dos íons de oxalato ou fosfato.
- Todas as vezes que a concentração dos íons de cálcio for menor que a concentração dos íons de oxalato ou fosfato.
- Quando o produto iônico das concentrações dos íons de cálcio e oxalato ou fosfato for menor que o produto de solubilidade dos compostos correspondentes.
- Quando o produto iônico das concentrações dos íons de cálcio e oxalato ou fosfato for maior que o produto de solubilidade dos compostos correspondentes.
- Quando o produto iônico das concentrações dos íons de cálcio e oxalato ou fosfato for igual ao produto de solubilidade dos compostos correspondentes.

**Gab: D**

**65 - (Unifor CE/2002/Janeiro)**

A 25°C os “produtos de solubilidade” dos hidróxidos de cobre, magnésio e níquel são, respectivamente, 2 . 10<sup>-19</sup>, 1 . 10<sup>-11</sup> e 3 . 10<sup>-16</sup>. À soluções aquosas diluídas dos cloretos desses metais, de igual volume e concentração, cada uma contendo apenas um desses cloretos, adicionase “gota a gota”, solução aquosa de hidróxido de sódio. O número de gotas necessário à precipitação do respectivo hidróxido é cada vez maior, na seguinte ordem dos cátions da solução:

- Cu<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Ni<sup>2+</sup>
- Cu<sup>2+</sup>, Ni<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup>
- Ni<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Cu<sup>2+</sup>
- Ni<sup>2+</sup>, Cu<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup>

e)  $Mg^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$

**Gab:** B

### 66 - (Unifesp SP/2002/2ª Fase)

Em princípio, a fluorita ( $CaF_2$ ) poderia ser usada na fluoretação da água, pois sua solução saturada apresenta uma concentração de íons fluoreto superior a 1 mg/L (1 ppm), que é a concentração recomendada na água de consumo. A fluorita não é usada para a fluoretação, pois a sua solubilização é lenta e difícil de ser conseguida. No entanto, sua solubilidade aumenta quando se adicionam sais de alumínio à água.

a) Mostre que a concentração de  $F^-$  numa solução saturada de  $CaF_2$  é superior a 1 ppm.

Dados:  $K_{ps}$  do  $CaF_2$  a  $25^\circ C = 3,2 \cdot 10^{-11}$ .

Massa Molar do F = 19 g/mol.

b) Explique, usando apenas equações químicas representativas, por que a solubilidade aumenta com a adição de sais de alumínio, sabendo-se que o  $Al^{3+}$  hidrolisa e que o HF é um ácido fraco.

**Gab:**

a) demonstração

b) A adição de um sal de  $Al^{3+}$  resulta na reação de hidrólise:  $Al^{3+} + 3H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + 3H^+$ , ocasionando um aumento na concentração de  $H^+$ . Por ser o HF um ácido fraco e estar preferencialmente não ionizado, o equilíbrio abaixo fica deslocado para a direita, aumentando a solubilidade do  $CaF_2$ :  $CaF_2(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2 F^-(aq)$

### 67 - (Ufms MS/2002/Exatas)

A um litro de solução aquosa, que contém 0,01 mol de iodeto de potássio, KI; 0,10 mol de brometo de potássio, KBr, e 0,10 mol de cloreto de potássio, KCl, adiciona-se gradualmente, com agitação,  $AgNO_3(s)$ . Sabendo-se que os produtos de solubilidade,  $K_s$ , dos sais de prata são  $K_{s(AgI)} = 1,5 \times 10^{-16} (mol/L)^2$ ;  $K_{sAgBr} = 3,3 \times 10^{-13} (mol/L)^2$  e  $K_{sAgCl} = 1,8 \times 10^{-10} (mol/L)^2$ , é correto afirmar que:

01.  $AgCl(s)$  precipitará primeiro.
02.  $AgBr(s)$  é o segundo a precipitar.
04.  $AgI(s)$  começará a precipitar, quando  $[Ag^+] = 1,5 \times 10^{-14} mol/L$ .
08.  $AgBr(s)$  e  $AgCl(s)$  precipitarão conjuntamente.
16. todos os sais de prata precipitarão simultaneamente.
32.  $AgCl(s)$  começará a precipitar, quando  $[Ag^+] = 1,8 \times 10^{-10} mol/L$ .

**Gab:** 02-04

### 68 - (ITA SP/2002)

Seja S a solubilidade de  $Ag_3PO_4$  em 100g de água pura numa dada temperatura. A seguir, para a mesma temperatura, são feitas as seguintes afirmações a respeito da solubilidade de  $Ag_3PO_4$  em 100g de diferentes soluções aquosas:

- I. A solubilidade do  $Ag_3PO_4$  em solução aquosa 1 mol/L de  $HNO_3$  é maior do que S.
- II. A solubilidade do  $Ag_3PO_4$  em solução aquosa 1 mol/L de  $AgNO_3$  é menor do que S.
- III. A solubilidade do  $Ag_3PO_4$  em solução aquosa 1 mol/L de  $Na_3PO_4$  é menor do que S.
- IV. A solubilidade do  $Ag_3PO_4$  em solução aquosa 1 mol/L de KCN é maior do que S.
- V. A solubilidade do  $Ag_3PO_4$  em solução aquosa 1 mol/L de  $NaNO_3$  é praticamente igual a S.

Destas afirmações, estão **CORRETAS**

- a) apenas I, II e III.
- b) apenas I, III e IV.
- c) apenas II, III e IV.
- d) apenas II, III e V.
- e) todas.



**Gab:** E

**69 - (Uepg PR/2001/Janeiro)**

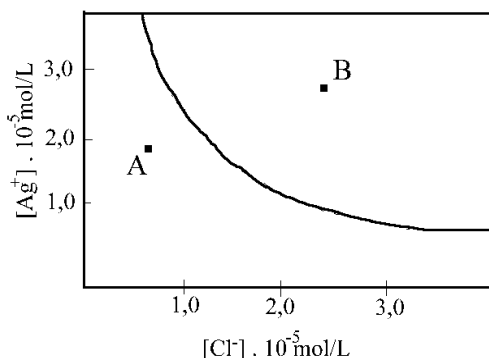
A uma solução saturada de cloreto de prata ( $\text{AgCl}$ ), em temperatura ambiente, cujo equilíbrio é representado pela equação  $\text{AgCl}_{(s)} \rightarrow \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$  foi adicionado ácido clorídrico ( $\text{HCl}$ ), resultando um precipitado. Sobre este experimento, assinale o que for correto.

- 01. A formação do precipitado se deve ao fato de que a adição de  $\text{HCl}_{(aq)}$  perturba o equilíbrio químico.
- 02. A adição de  $\text{HCl}_{(aq)}$  aumenta a concentração de  $\text{Cl}^-$ , que é o íon comum ao equilíbrio, deslocando o equilíbrio para a esquerda.
- 04. A adição de  $\text{HCl}_{(aq)}$  altera a constante do produto de solubilidade ( $K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$ ), pois a concentração de  $\text{Ag}^+$  permanece constante.
- 08. A adição de  $\text{HCl}_{(aq)}$  aumenta a concentração de  $\text{Cl}^-$ , acarretando diminuição da concentração de  $\text{Ag}^+$ , que precipita na forma de  $\text{AgCl}_{(s)}$ .
- 16. A adição de  $\text{HCl}_{(aq)}$  provoca a formação de precipitado devido à alteração do pH do meio, pois a concentração de  $\text{AgCl}$  não se altera e, portanto, não afeta o equilíbrio.

**Gab:** 11

**70 - (Ufg GO/1999/1ªFase)**

A dissolução do cloreto de prata em água pode ser representada pela equação:  $\text{AgCl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$ . O gráfico da concentração de íons prata e íons cloreto, que satisfaz a expressão para a constante do produto de solubilidade, é representado a seguir:



Analisando esse gráfico, julgue as proposições a seguir:

- 01. a curva representa as combinações de concentrações de íons cloreto e íons prata, onde o equilíbrio é alcançado;
- 02. partindo-se do ponto A até o ponto B (segmento AB), o sistema passa de solução para bifásico;
- 03. o valor do  $K_{ps}$  está entre  $1,5 \cdot 10^{-10}$  e  $2,0 \cdot 10^{-10}$ ;
- 04. o valor do  $K_{ps}$  não varia acima da curva.

**Gab:** 01-C; 02-C; 03-C; 04-C.

**71 - (ITA SP/1999)**

Um recipiente contém 0,50 L de uma solução aquosa com as espécies químicas  $\text{Pb}^{2+}_{(aq)}$ ,  $\text{SCN}^-_{(aq)}$  e  $\text{Pb}(\text{SCN})_{2(c)}$ . Estando o sistema em equilíbrio químico e a temperatura sendo constante, as concentrações das espécies químicas  $\text{Pb}^{2+}_{(aq)}$ ,  $\text{SCN}^-_{(aq)}$  e a quantidade de  $\text{Pb}(\text{SCN})_{2(c)}$  não variam com o tempo. Qual das opções abaixo só contém informação(ões) **CORRETA(S)** a respeito desse sistema?

- a) A adição de 0,30 g de  $Pb(NO_3)_2(c)$  diminuirá a concentração de  $Pb^{2+}(aq)$  no recipiente.
- b) A adição de 0,30 g de  $Pb(NO_3)_2(c)$  aumentará a concentração de  $SCN^-(aq)$  no recipiente.
- c) A adição de 0,60 g de  $Pb(SCN)_2(c)$  manterá constantes as concentrações de  $Pb^{2+}(aq)$  e  $SCN^-(aq)$ , e aumentará a quantidade de  $Pb(SCN)_2(c)$ .
- d) A adição de 0,60 g de  $Pb(SCN)_2(c)$  aumentará as respectivas concentrações de  $Pb^{2+}(aq)$  e  $SCN^-(aq)$ , sem aumentar a quantidade de  $Pb(SCN)_2(c)$ .
- e) A adição de 0,60 g de  $Pb(SCN)_2(c)$  aumentará a concentração de  $Pb^{2+}(aq)$  e a quantidade de  $Pb(SCN)_2(c)$  no recipiente.

**Gab:** C

**RESOLUÇÃO:**

Se existe um equilíbrio entre os íons e a fase sólida é porque a solução está saturada para essa temperatura, logo, o sal adicionado não sofrerá dissolução.

**72 - (Uepb PB/1999)**

O produto de solubilidade ( $K_{ps}$ ) do hidróxido de ferro III, a 25°C, » igual a  $2,7 \times 10^{-39}$ . Sabendo-se que a massa molar do hidróxido de ferro III é igual a 107 g/mol, o valor da solubilidade, a 25°C em g/l é:

- a)  $1,07 \times 10^{-7}$  g/l
- b)  $10,7 \times 10^{-8}$  g/l
- c)  $107 \times 10^{-8}$  g/l
- d)  $0,10 \times 10^{-8}$  g/l
- e)  $1,07 \times 10^{-8}$  g/l

**Gab:** E

**73 - (Ufv MG/1999)**

Considere a tabela abaixo:

Sal	Constante do Produto de Solubilidade (25°C)
$BaSO_4$	$1,0 \cdot 10^{-10}$
$SrSO_4$	$2,9 \cdot 10^{-7}$
$PbSO_4$	$2,2 \cdot 10^{-8}$

- a) Dentre os sais acima o MAIS solúvel em água é: \_\_\_\_\_
- b) A solubilidade do  $BaSO_4$  em água, em mol/L, é: \_\_\_\_\_
- c) A solubilidade do  $BaSO_4$  em água, em g/L, é: \_\_\_\_\_

**Gab:**

- a)  $SrSO_4$
- b)  $1,0 \cdot 10^{-5}$  mol/L
- c)  $2,33 \cdot 10^{-3}$  g/L

**74 - (Ufg GO/1998/2ª Fase)**

A pólvora é a mistura de três sólidos: enxofre ( $S_8$ ), nitrato de potássio e carbono (na sua forma alotrópica mais estável).

Escreva um procedimento de separação desses três componentes, utilizando-se os solventes água e dissulfeto de carbono e as técnicas de filtração e extração.

**Gab:**

Bastaria acrescentar 120mL de água ao sistema, provocando a dissolução de  $2,02 \cdot 10^{-2}g$  de soluto que se encontra na forma de corpo de fundo, uma vez que a massa de soluto perdido para fora do béquer.

**75 - (Uerj RJ/1997/2ªFase)**

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

- Calcule, em  $mol.L^{-1}$ , a solubilidade do  $Mg(OH)_2$ , numa solução saturada desta base.
- Escreva a equação balanceada da reação de neutralização total do hidróxido de magnésio com ácido clorídrico, HCl.

**Gab:**

- $10^{-4} mol/L$
- $Mg(OH)_2 + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + 2H_2O$

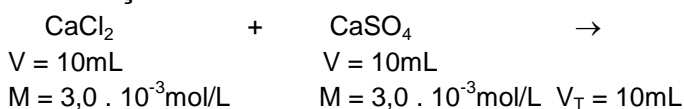
**76 - (ITA SP/1997)**

A  $25^\circ C$  o produto de solubilidade do  $CaSO_4(s)$  em água é  $2,4 \times 10^{-5}$  (a concentração de  $Ca^{2+}(aq)$  na solução saturada é  $5 \times 10^{-3} mol/L$ ). Num copo contendo 10 mL de uma solução aquosa  $3,0 \times 10^{-3} mol/L$  de cloreto de cálcio a  $25^\circ C$  foram adicionados, **gota a gota**, 10 mL de uma solução aquosa  $3,0 \times 10^{-3} mol/L$  de sulfato de cálcio a  $25^\circ C$ . 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 quantidade (mol) dos íons  $Ca^{2+}(aq)$  diminuirá.
- A concentração, em  $mol/L$ , dos íons  $SO_4^{2-}(aq)$  diminuirá.
- A concentração, em  $mol/L$ , dos íons  $Ca^{2+}(aq)$  permanecerá constante.
- A quantidade (mol) dos íons  $SO_4^{2-}(aq)$  diminuirá.
- Poderá precipitar a fase sólida  $CaSO_4(s)$ .

**GAB:**

**RESOLUÇÃO**

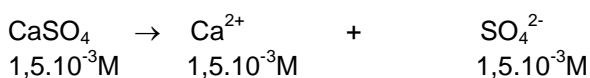
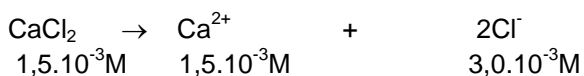


**- PARA O  $CaCl_2$**

$M_i V_i = M_f V_f$      $M_f = 1,5 \cdot 10^{-3} molar$

**- Para o  $CaSO_4$**

$M_i V_i = M_f V_f$      $M_f = 1,5 \cdot 10^{-3} molar$



$$[\text{Ca}^{2+}] = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{M}$$

$$[\text{Cl}^-] = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{M}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{M}$$

**a- Falso**, permanece constante

**b- Verdadeiro**,  $1,5 \cdot 10^{-3} \text{M}$  é menor que  $3,0 \cdot 10^{-3} \text{M}$  (início)

**c- Verdadeiro**:  $3,0 \cdot 10^{-3} \text{M}$

**d-** a quantidade não altera, a concentração é que foi alterada.

$$\mathbf{e- Kps = [Ca^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]}$$

$2,4 \cdot 10^{-5} = 3,0 \cdot 10^{-3} \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \rightarrow [\text{SO}_4^{2-}] = 8,0 \cdot 10^{-3} \text{mol/L}$ , como a  $[\text{SO}_4^{2-}]$  disponível é de  $1,5 \cdot 10^{-3} \text{M}$ , torna-se insuficiente para formar precipitado.

### 77 - (ITA SP/1997)

Sabe-se que o processo de dissolução do  $\text{PbI}_2(\text{s})$  em água é endotérmico. Sobre o filtrado de uma solução aquosa de  $\text{PbI}_2$  que estava originalmente em contato com seu corpo de fundo ( $\text{PbI}_2(\text{s})$ ), na temperatura de  $25^\circ\text{C}$ , são feitas as afirmações:

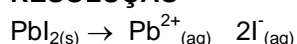
- I. O filtrado é uma solução aquosa de  $\text{PbI}_2$  onde a concentração do íon  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$  é igual à do íon  $\text{I}^-(\text{aq})$ .
- II. Espera-se que ocorra precipitação de  $\text{PbI}_2$  se a temperatura do filtrado diminuir para um valor menor do que  $25^\circ\text{C}$ .
- III. Se ao filtrado for adicionado um excesso de  $\text{PbI}_2(\text{s})$ , aumentará tanto a concentração dos íons  $\text{I}^-(\text{aq})$  como a dos íons  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$ .
- IV. Se ao filtrado for adicionada uma solução saturada a  $25^\circ\text{C}$  de iodeto de potássio, a concentração de íons  $\text{I}^-(\text{aq})$  aumentará, enquanto a concentração de íons  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$  diminuirá.

Estão **CORRETAS**:

- a) Todas.
- b) Apenas I e III.
- c) Apenas I e IV.
- d) Apenas II e III.
- e) Apenas II e IV.

**Gab:** E

### RESOLUÇÃO



I- **Falso** é a metade.

III- **Falso** depende da temperatura que não foi citada.

IV- **Verdadeiro** pois ocorre deslocamento de equilíbrio.

### 78 - (Puc RJ/1996)

Indique qual das seguintes soluções é a mais condutora:

- a) 0,05 M de  $\text{CuS}$ ,  $Kps = 4,0 \cdot 10^{-36}$
- b) 0,05 M de  $\text{CaSO}_4$ ,  $Kps = 9,0 \cdot 10^{-6}$
- c) 0,05 M de  $\text{PbCrO}_4$ ,  $Kps = 2,0 \cdot 10^{-16}$
- d) 0,05 M de  $\text{PbSO}_4$ ,  $Kps = 1,7 \cdot 10^{-8}$
- e) 0,05 M de  $\text{CdS}$ ,  $Kps = 8,0 \cdot 10^{-27}$

**Gab:** B

**79 - (Puc SP/1996)**

Dissolve-se 0,002 mol de  $Pb(NO_3)_2$  sólido em um litro de ácido sulfúrico 0,001 M. Haverá precipitação de sulfato de chumbo? (admitir que não haverá variação no volume do ácido com a adição do sólido)

Dado: produto de solubilidade do sulfato de chumbo =  $1,3 \times 10^{-8}$

**Gab:** sim, haverá precipitação

**80 - (Ufpe PE/1996)**

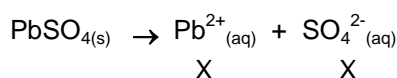
O produto de solubilidade do sulfato de cálcio,  $CaSO_4$ , é  $K_{ps} = 2,5 \times 10^{-5}$ . Quantos milimols desse sal podem ser dissolvidos em 15 L de água para se obter uma solução saturada?

**Gab:** 75mL

**81 - (ITA SP/1996)**

A 25 °C, o produto de solubilidade, em água, do  $PbSO_4$  é igual a  $2,0 \cdot 10^{-8}$  e o do  $PbCrO_4$  é igual a  $3,2 \cdot 10^{-14}$ . Um copo de um litro contém 100 mL de uma solução aquosa 0,10 molar de  $Pb(NO_3)_2$  nesta temperatura. A essa 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 o sódio. Continuando esta adição, o que pode precipitar primeiro:  $PbSO_4(c)$  ou  $PbCrO_4(c)$ ? Ou irá aparecer uma mistura destes dois sólidos? Neste último caso, qual a proporção de cada um dos sais precipitados?

**RESOLUÇÃO**

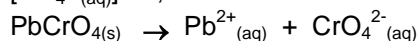


$$K_{ps} = [Pb^{2+}_{(aq)}] \cdot [SO_4^{2-}_{(aq)}]$$

$$K_{ps} = X^2$$

logo,

$$[SO_4^{2-}_{(aq)}] = 1,41 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$



logo,

$$[CrO_4^{2-}_{(aq)}] \cong 1,8 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Assim, concluímos que o íon  $CrO_4^{2-}$  tem menor solubilidade, logo, irá se precipitar primeiro. No entanto, a solução de nitrato de chumbo II apresenta uma concentração 0,10 molar para o íon  $Pb^{2+}$  o que é suficiente para precipitar os dois íons. Quanto à proporção entre os

íons:

$$\frac{SO_4^{2-}}{CrO_4^{2-}} = \frac{0,02}{0,03} \rightarrow \frac{SO_4^{2-}}{CrO_4^{2-}} = \frac{2}{3}$$

**82 - (Uni-Rio RJ/1995)**

A concentração de íons  $OH^-$  necessária para indicar a precipitação de hidróxido férrico, em uma solução 0,5 Molar de cloreto férrico, conhecendo-se a constante de solubilidade do hidróxido férrico, igual a  $1,10 \cdot 10^{-36}$ , é, aproximadamente:

- a)  $0,80 \cdot 10^{-12}$  íons g/L
- b)  $1,03 \cdot 10^{-12}$  íons g/L
- c)  $1,30 \cdot 10^{-12}$  íons g/L
- d)  $2,60 \cdot 10^{-12}$  íons g/L
- e)  $2,80 \cdot 10^{-12}$  íons g/L

**Gab: C**

**83 - (Mackenzie SP/1994)**

O produto de solubilidade do carbonato de cálcio que apresenta solubilidade de 0,013g/L, a 20°C, é:

Dados: Ca = 40; C = 12; O = 16

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

**Gab: B**

**84 - (ITA SP/1994)**

A 50 mL de uma solução aquosa 0,20 molar em BaCl<sub>2</sub> acrescentou-se 150 mL de uma solução aquosa 0,10 molar em Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Supondo que a precipitação de BaSO<sub>4</sub> tenha sido completa, quais serão as concentrações, **em mol/L**, de Cl<sup>-</sup> e SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> na mistura final.

- |    | Cl <sup>-</sup> | SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> |
|----|-----------------|-------------------------------|
| a) | 0,40            | 0,05                          |
| b) | 0,10            | 0,00                          |
| c) | 0,10            | 0,025                         |
| d) | 0,05            | 0,00                          |
| e) | 0,05            | 0,25                          |

**Gab: C**

**85 - (Puc MG/1994)**

Observe as seguintes reações e suas constantes de equilíbrio, a 25°C.

- I.  $\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)} \quad K = 10^{-14}$
- II.  $\text{AgBr}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Br}^-_{(aq)} \quad K = 5 \times 10^{-13}$
- III.  $\text{AgCl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)} \quad K = 1 \times 10^{-10}$
- IV.  $\text{Zn}_{(s)} + \text{Cu}^{+2}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{Zn}^{+2}_{(aq)} + \text{Cu}_{(s)} \quad K = 10^{37}$

Assinale a afirmativa INCORRETA:

- a) A solubilidade de AgBr em água é pequena, mas bem maior do que AgCl.
- b) O fato de a expressão da constante de equilíbrio da reação I omitir a concentração da água no denominador indica que a concentração da água é considerada constante durante o processo.
- c) De acordo com a reação I, se no equilíbrio a concentração de íons H<sup>+</sup> e 10<sup>-7</sup> mol/L, a concentração de íons OH<sup>-</sup> será também 10<sup>-7</sup> mol/L.
- d) Um valor elevado da constante de equilíbrio indica que o equilíbrio da reação favorece a formação dos produtos.
- e) A solubilidade do sal cloreto de prata, a 25°C, é de 10<sup>-5</sup> mol/L.

**Gab: A**

**86 - (Mauá SP/1993)**

São dadas as substâncias abaixo e seus respectivos produtos de solubilidade:

AgCl.....2,0x10<sup>-10</sup>

AgBr..... $5,0 \times 10^{-13}$

AgI..... $8,1 \times 10^{-17}$

Qual dos compostos formará solução aquosa saturada de maior molaridade?

**Gab:** AgCl

**87 - (ITA SP/1992)**

A massa molar do  $Mg(OH)_2$  é 58,3 g/mol e seu produto de solubilidade em água é  $4,6 \cdot 10^{-24}$  para 25°C. Colocando excesso de hidróxido de magnésio sólido em contato com 1,0 litro de água pura, o máximo de  $Mg(OH)_2$  que irá se dissolver neste volume de água, a 25°C, será:

a-  $\sqrt[3]{\frac{4,6 \cdot 10^{-24}}{4}}$  mol

b-  $\sqrt[3]{4,6 \cdot 10^{-24}}$  mol

c-  $\frac{\sqrt[3]{4,6 \cdot 10^{-24}}}{58,3}$  g

d-  $4,6 \cdot 10^{-24}$  mol

e-  $\frac{4,6 \cdot 10^{-24} \cdot 58,3}{3}$  g

**Gab:** A

**88 - (FCChagas BA/1992)**

Quando se mistura volumes iguais de soluções aquosas de  $CaCl_2$  e de  $Na_2CO_3$ , ambos 0,020 molar, há formação de um precipitado de carbonato de cálcio.

$K_{ps} = 4,9 \times 10^{-9}$

Qual a concentração dos íons carbonato que permanecem em solução ?

a)  $2,5 \times 10^{-7}$  mol/ L

b)  $1,0 \times 10^{-6}$  mol/ L

c)  $7,0 \times 10^{-5}$  mol/ L

d)  $5,0 \times 10^{-4}$  mol/ L

e)  $1,0 \times 10^{-3}$  mol/ L

**Gab:** C

**89 - (Unificado RJ/1992)**

A solubilidade do AgCl a 18°C é 0,0015 g/litro. Sabendo-se que o seu peso molecular é 143,5 g, qual será o seu produto de solubilidade, considerando-se a concentração iônica igual à concentração molecular?

a)  $1,1 \times 10^{-10}$

b)  $1,0 \times 10^{-5}$

c)  $1,5 \times 10^{-3}$

d)  $3,0 \times 10^{-3}$

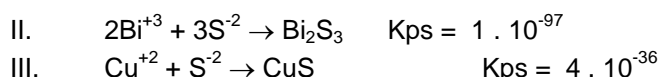
e)  $6,0 \times 10^{-3}$

**Gab:** A

**90 - (Uni-Rio RJ/1992)**

Um químico possui uma solução aquosa contendo quantidades equimoleculares de cádmio, bismuto e cobre. Ao adicionar a esta solução, gota a gota, uma outra solução de  $H_2S$ , ocorrerão as seguintes reações:





A ordem correta de precipitação será:

- a) II, III e I
- b) III, II e I
- c) I, II e III
- d) III, I e II
- e) I, III e II

**Gab:** A

**91 - (ITA SP/1991)**

A 1,0 litro de solução aquosa que contém simultaneamente 0,10 mol de cada um dos sais de sódio: **a)** acetato; **b)** benzoato; **c)** cromato; **d)** nitrato e **e)** perclorato é adicionada gradualmente uma solução aquosa 0,10 molar de nitrato de prata.

Nas condições em que se realiza a experiência as solubilidades dos sais de prata que podem eventualmente se formar são as fornecidas abaixo:

Sal de prata	Solubilidade (mol /L)
acetato	$6 \cdot 10^{-2}$
benzoato	$1 \cdot 10^{-2}$
cromato	$6 \cdot 10^{-5}$
nitrato	$1 \cdot 10^1$
perclorato	$3 \cdot 10^1$

Assinale a opção que contém o sal de prata que será formado primeiro, se não houver supersaturação:

- a) Acetato
- b) Benzoato
- c) Cromato
- d) Nitrato
- e) Perclorato

**Gab:** C

**RESOLUÇÃO**

Como a proporção entre os íons cátions e ânions dissociados é 1:1 em todos os sais, formará precipitado primeiro, aquele que tiver menor solubilidade para o sal, logo, será o cromato de prata:  $S = 6,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

**92 - (ITA SP/1988)**

Sabe-se que a solubilidade de  $\text{PbCl}_2(\text{c})$  em água cresce com a temperatura. A 25°C, a solubilidade é de 40 milimol de  $\text{PbCl}_2$  por litro de água. Todavia, sabe-se que é possível obter uma solução contendo dissolvidas 50 milimol de  $\text{PbCl}_2$  por litro de água, a 25°C. Dadas estas informações, pediu-se a alunos que sugerissem maneiras de obter uma tal solução supersaturada. Os alunos sugeriram os procedimentos seguintes:

- I. Dissolver completamente 50 milimol de  $\text{PbCl}_2$  em 1 litro de água bem quente; por via de dúvidas, filtrar e resfriar o filtrado na ausência de poeiras.
- II. Dissolver completamente 50 milimols de  $\text{PbCl}_2$  em 2 litros de água a 25°C e, mantendo esta temperatura, filtrar e deixar evaporar a metade da água (numa cápsula) na ausência de poeiras.



III. Acrescentar 50 milimol de  $\text{PbCl}_2(\text{c})$  a 1 litro de água a  $25^\circ\text{C}$ , manter a mistura durante muitos dias a  $25^\circ\text{C}$  sob constante agitação e assim todo o sólido acabará se dissolvendo.

Em relação a essas sugestões dos alunos, quanto ao preparo da solução supersaturada, podemos afirmar que:

- a) Nenhuma delas tem chance de produzir a solução desejada.
- b) Todas elas, seguramente, resultarão na solução desejada.
- c) Apenas as sugestões I e II poderão, eventualmente, resultar na solução desejada.
- d) Apenas as sugestões I e III eventualmente resultarão na solução desejada.
- e) Apenas a sugestão I produzirá a solução desejada.

**Gab:** E

**93 - (Unibe MG/Julho)**

A solubilidade do  $\text{AgCl}(\text{s})$  em água é de  $5,0 \times 10^{-3}$  g/L de água a  $25^\circ\text{C}$ . A essa temperatura para dissolver 5g de  $\text{AgCl}$ , é preciso ter um volume de água de:

- a) 5 L
- b) 10 L
- c)  $10^2$  L
- d)  $10^3$  L
- e)  $5,0 \times 10^3$  L

**Gab:** D

**94 - (Ufu MG/1ªFase)**

A solubilidade do sulfato de chumbo em água a  $18^\circ\text{C}$  é de 0,041 g/L. a constante do produto de solubilidade do sulfato de chumbo a  $18^\circ\text{C}$  é:

Dados: S = 32; O = 16 ; Pb = 207

- a)  $1,8 \times 10^{-18}$
- b)  $2,4 \times 10^{-5}$
- c)  $4,5 \times 10^{-4}$
- d)  $5,5 \times 10^{-7}$
- e)  $5,5 \times 10^7$

**Gab:** A

**95 - (Ufu MG/1ªFase)**

O produto de solubilidade do  $\text{Ca}_2(\text{PO}_4)_3$  a  $18^\circ\text{C}$  é  $1,08 \times 10^{-23}$ . A sua solubilidade em água, na temperatura citada é:

Dado: Ca = 40; O = 16; Pb = 207

- a) 0,01 mg/L
- b) 1,35 mg/L
- c) 3,10 mg/L
- d) 3,65 mg/L
- e) 531 mg/L

**Gab:** C

**96 - (Unesp SP/Conh. Gerais)**

O uso de pequenas quantidades de flúor adicionada a água potável diminui sensivelmente a incidência de cáries dentárias. Normalmente adiciona-se um sal solúvel de flúor, de modo que se tenha uma parte por milhão (1ppm) de íons  $\text{F}^-$ , o que equivale a uma concentração de  $5,0 \times 10^{-5}$  mol de íons  $\text{F}^-$  por litro de água.

a) Se a água contiver também íons  $\text{Ca}^{2+}$  dissolvidos, numa concentração igual a  $2,0 \times 10^{-4}$  mol/L, ocorrerá precipitação do  $\text{CaF}_2$ ? Justifique sua resposta.

b) Calcule a concentração máxima de íons cálcio que pode estar presente na água contendo 1 ppm de íons  $\text{F}^-$ , sem que ocorra precipitação do  $\text{CaF}_2$ .

Dados: ( $K_{ps} \text{ CaF}_2 = 1,5 \times 10^{-10}$ ;  $K_{ps}$  = é o produto da constante de solubilidade)

**Gab:**

a) não ocorrerá precipitação pois:  $2 \times 10^{-4} \cdot (5 \times 10^{-5})^2 < 1,5 \times 10^{-10}$

b)  $6,0 \times 10^{-2}$  mol/L

**97 - (Jundiaí SP)**

Em soluções aquosas saturadas de  $\text{PbCl}_2$ , tem-se:

- a) massas dos íons  $\text{Pb}^{2+}$  = massas dos íons  $\text{Cl}^-$ ;
- b) massas dos íons  $\text{Pb}^{2+}$  = massas dos íons  $\text{Cl}_2^-$ ;
- c) massas dos íons  $\text{Pb}^{2+}$  = 2 vezes a massas dos íons  $\text{Cl}^-$ ;
- d) número de íons  $\text{Pb}^{2+}$  = número de íons  $\text{Cl}^-$ ;
- e) número de íons  $\text{Pb}^{2+}$  = 1/2 do número de íons  $\text{Cl}^-$ ;

**Gab:** E

**98 - (Puc camp SP)**

Conhecidas as substâncias com respectivas constantes do produto de solubilidade:

$\text{BaF}_2$  .....  $K_{ps} = 1,7 \cdot 10^{-6}$

$\text{PbI}_2$  .....  $K_{ps} = 8,3 \cdot 10^{-9}$

$\text{MgF}_2$  .....  $K_{ps} = 6,6 \cdot 10^{-9}$

$\text{PbCl}_2$  .....  $K_{ps} = 1,6 \cdot 10^{-5}$

**A QUE POSSUI MAIOR SOLUBILIDADE EM MOL/L É:**

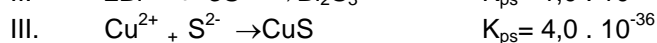
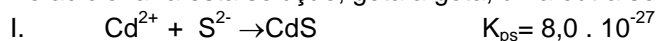
- a)  $\text{MgF}_2$
- b)  $\text{PbCl}_2$
- c)  $\text{BaF}_2$
- d)  $\text{PbI}_2$
- e) n.d.a.

**Gab:** B

**99 - (Uni-Rio RJ)**

Um químico possui soluções aquosas contendo quantidades equimoleculares de íons de Cádmio, Bismuto e Cobre.

Ao adicionar a esta solução, gota a gota, uma outra solução de  $\text{H}_2\text{S}$ , ocorrerão as seguintes reações:



A ordem correta de precipitação será:

- a) II, III e I
- b) III, II e I
- c) I, II e III
- d) III, I e II
- e) I, III e II

**Gab:** A

**100 - (Fuf PI)**

A solubilidade do HgS em água é de aproximadamente  $6,3 \cdot 10^{-27}$  mol/L de solução a 20°C. Assim, a esta temperatura, quantos íons  $\text{Hg}^{2+}$  ficam dispersos em 10.000L de solução saturada dessa substância?

Dado: número de avogadro =  $6,023 \cdot 10^{23}$  partículas /mol

- a) 6
- b) 12
- c) 19
- d) 24
- e) 38

**Gab:** E

**101 - (Osec SP)**

O produto de solubilidade do brometo de prata é  $5,2 \times 10^{-13}$ . Se a solução contém  $2,0 \times 10^{-2}$  mol de  $\text{Br}^-$ , a máxima concentração de íons  $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$  necessária para não precipitar o brometo de prata é:

- a)  $2,6 \times 10^{-13}$
- b)  $2,6 \times 10^{-11}$
- c)  $2,0 \times 10^2$
- d)  $2,0 \times 10^{-2}$
- e)  $2,6 \times 10^{-11}$

**Gab:** E

**102 - (Puc camp SP)**

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

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

**Gab:** B

**103 - (FCChagas BA)**

A solubilidade de um certo cloreto  $\text{MCl}_2$  em água é de  $1,0 \cdot 10^{-3}$  mol/L. O seu produto de solubilidade será:

- a)  $1,0 \cdot 10^{-3}$
- b)  $1,0 \cdot 10^{-6}$
- c)  $2,0 \cdot 10^{-6}$
- d)  $2,0 \cdot 10^{-9}$
- e)  $4,0 \cdot 10^{-9}$

**Gab:** E

**104 - (Mackenzie SP)**

Uma solução aquosa é 0,10 M com respeito a cada um dos cátions seguintes:  $\text{Cu}^{2+}$ ;  $\text{Mn}^{2+}$ ;  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$  e  $\text{Fe}^{2+}$ . As constantes dos produtos de solubilidade para o  $\text{CuS}$ ,  $\text{MnS}$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{HgS}$  e  $\text{FeS}$  são, respectivamente,  $8,5 \times 10^{-45}$ ;  $1,4 \times 10^{-15}$ ;  $4,5 \times 10^{-24}$ ;  $3,0 \times 10^{-53}$  e  $3,7 \times 10^{-19}$ . Se íons de sulfeto ( $\text{S}^{2-}$ ) forem introduzidos gradualmente na solução acima, o cátion que primeiro precipitará será o:

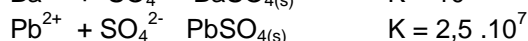
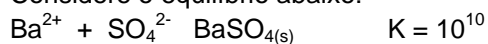
- a)  $\text{Cu}^{2+}$
- b)  $\text{Mn}^{2+}$

- c)  $Zn^{2+}$
- d)  $Hg^{2+}$
- e)  $Fe^{2+}$

**Gab:** D

**105 - (Puc SP)**

Considere o equilíbrio abaixo:



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

**Gab:**  $PbSO_4$

**106 - (FCChagas BA)**

A solubilidade do hidróxido de estrôncio em água, na temperatura ambiente, é de  $4,0 \cdot 10^{-2}$  mol/L. O produto de solubilidade do  $Sr(OH)_2$ , portanto, será:

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

**Gab:** D

**107 - (Eng. Santos SP)**

Sabendo-se que a solubilidade do  $Fe(OH)_3$  a  $20^\circ C$  é igual a  $4,0 \times 10^{-12}$  mol/L o seu produto de solubilidade nessa temperatura será:

- a)  $1,66 \cdot 10^{-22}$
- b)  $5,76 \cdot 10^{-34}$
- c)  $4,80 \cdot 10^{-23}$
- d)  $6,91 \cdot 10^{-45}$
- e) n.d.a.

**Gab:** D

**108 - (Mackenzie SP)**

A  $25^\circ C$ , o produto de solubilidade do sal representado pela fórmula  $X_2Y$  é igual a  $4,0 \times 10^{-15}$ . 200 mL de uma solução saturada desse sal, à mesma temperatura, contém:

- a)  $4,0 \times 10^{-6}$  mol de  $X^+$  e  $2,0 \times 10^{-6}$  mol de  $Y^{2-}$
- b)  $4,0 \times 10^{-6}$  mol de  $X^+$  e  $4,0 \times 10^{-6}$  mol de  $Y^{2-}$
- c)  $5,0 \times 10^{-6}$  mol de  $X^+$  e  $2,5 \times 10^{-6}$  mol de  $Y^{2-}$
- d)  $2,0 \times 10^{-6}$  mol de  $X^+$  e  $1,0 \times 10^{-5}$  mol de  $Y^{2-}$
- e)  $1,0 \times 10^{-5}$  mol de  $X^+$  e  $2,0 \times 10^{-5}$  mol de  $Y^{2-}$

**Gab:** A

**109 - (FCChagas BA)**

E uma solução saturada de fluoreto de magnésio, a concentração do íon  $Mg^{2+}$  é da ordem de  $10^{-3}$  mol/L. O valor do  $K_{ps}$  desse sal é da ordem de:

- a)  $10^{-3}$
- b)  $10^{-6}$
- c)  $10^{-9}$
- d)  $10^{-12}$
- e)  $10^{-15}$

**Gab:** C

**TEXTO: 1 - Comum à questão: 110**

A atividade humana tem sido responsável pelo lançamento inadequado de diversos poluentes na natureza.

Dentre eles, destacam-se:

amônia: proveniente de processos industriais;

dióxido de enxofre: originado da queima de combustíveis fósseis;

cádmio: presente em pilhas e baterias descartadas.

**110 - (Uem PR/2008)**

Em meio básico, o íon metálico do cádmio forma o hidróxido de cádmio, pouco solúvel na água.

Sabendo que, a 25 °C, a solubilidade do hidróxido de cádmio é aproximadamente de  $2 \times 10^{-5} \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$ , determine a constante de seu produto de solubilidade.

**Gab:**

$$K_{ps} = 3,2 \times 10^{-14} \text{ mol}^3 \times \text{L}^{-3}$$