

ESCOLA BÁSICA E SECUNDÁRIA C/PE DA CALHETA

Física e Química A – 11.º Ano

Ficha de trabalho de iniciação Q2.3 – n.º 2

Nome: _____ N.º: _____ Turma: _____

Unidade 2: Reações em sistemas aquosos / 2.3. Soluções e equilíbrio de solubilidade

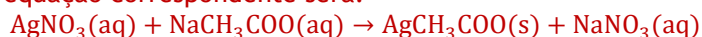
2.3.3. Formação de precipitados.

2.3.4. Alteração da solubilidade de sais. Desmineralização das águas e processos de precipitação.

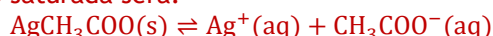
1. Adicionaram-se 0,010 g de nitrato de prata, AgNO_3 , a 50,0 cm³ de uma solução aquosa de acetato de sódio, NaCH_3COO , de concentração igual a $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$. Haverá formação de precipitado? (desprezar a variação de volume ao adicionar o sólido).

Dados: $K_s(\text{AgCH}_3\text{COO}) = 1,94 \times 10^{-3}$; $M(\text{AgNO}_3) = 169,88 \text{ g mol}^{-1}$

Se houver precipitação, a equação correspondente será:

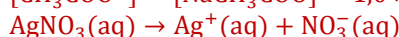


A equação de equilíbrio na solução saturada será:



Cálculo das concentrações dos iões Ag^+ e CH_3COO^- em solução:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{NaCH}_3\text{COO}] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$



$$n_{\text{Ag}^+} = n_{\text{AgNO}_3}$$

$$n_{\text{AgNO}_3} = \frac{m}{M} \Rightarrow n_{\text{AgNO}_3} = \frac{0,010}{169,88} \Leftrightarrow n_{\text{AgNO}_3} = 5,89 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{n}{V} \Rightarrow [\text{Ag}^+] = \frac{5,89 \times 10^{-5}}{50,0 \times 10^{-3}} \Leftrightarrow [\text{Ag}^+] = 1,18 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

Cálculo do quociente da reação:

$$Q_s = [\text{Ag}^+] \times [\text{CH}_3\text{COO}^-] \Rightarrow Q_s = 1,18 \times 10^{-3} \times 1,0 \times 10^{-3} \Leftrightarrow Q_s = 1,18 \times 10^{-6}$$

$$Q_s < K_s$$

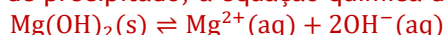
Resposta: Como $Q_s < K_s$, não ocorrerá formação de precipitado.

2. Adicionaram-se 40,0 cm³ de solução de nitrato de magnésio, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, 0,02 mol dm⁻³ a 60,0 cm³ de uma solução de hidróxido de sódio, NaOH , 0,05 mol dm⁻³. Verifique se há formação de precipitado.

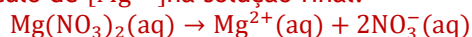
(► Muito cuidado que o volume final é diferente)

Dado: $K_s(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 5,61 \times 10^{-12}$

Se houver formação de precipitado, a equação química do equilíbrio será:



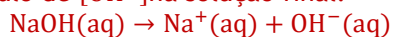
Cálculo de $[\text{Mg}^{2+}]$ na solução final:



$$n_{\text{Mg}^{2+}} = c \times V \Rightarrow n_{\text{Mg}^{2+}} = 0,02 \times 40 \times 10^{-3} \Leftrightarrow n_{\text{Mg}^{2+}} = 8,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = \frac{n}{V_f} \Rightarrow [\text{Mg}^{2+}] = \frac{8,0 \times 10^{-4}}{100 \times 10^{-3}} \Leftrightarrow [\text{Mg}^{2+}] = 8,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

Cálculo de $[\text{OH}^-]$ na solução final:



$$n_{\text{OH}^-} = c \times V \Rightarrow n_{\text{OH}^-} = 0,05 \times 60,0 \times 10^{-3} \Leftrightarrow n_{\text{OH}^-} = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{n}{V_f} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{3,0 \times 10^{-3}}{100 \times 10^{-3}} \Leftrightarrow [\text{OH}^-] = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

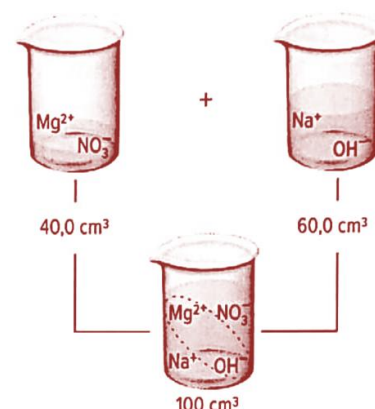
Cálculo do quociente da reação:

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

$$Q_s = (8,0 \times 10^{-3})(3,0 \times 10^{-2})^2 \Leftrightarrow Q_s = 7,2 \times 10^{-6}$$

$$Q_s > K_s$$

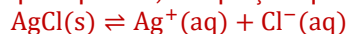
Resposta: Como $Q_s > K_s$, ocorrerá formação de precipitado.



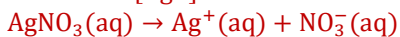
3. Misturaram-se volumes iguais de solução de nitrato de prata, $AgNO_3(aq)$, $0,0010 \text{ mol dm}^{-3}$ e de solução de cloreto de potássio, $KCl(aq)$, $0,0020 \text{ mol dm}^{-3}$. Preveja se há formação de precipitado.

Dado: $K_s(AgCl) = 1,77 \times 10^{-10}$

Se houver formação de precipitado, a equação química do equilíbrio será:

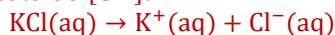


Cálculo de $[Ag^+]$:



$$[AgNO_3] = [Ag^+] = \frac{c \times V}{V_f} \Rightarrow [Ag^+] = \frac{0,0010 V}{2V} \Leftrightarrow [Ag^+] = 0,0005 \text{ mol dm}^{-3}$$

Cálculo de $[Cl^-]$:



$$[KCl] = [Cl^-] = \frac{cV}{V_f} \Rightarrow [Cl^-] = \frac{0,0020 V}{2V} \Leftrightarrow [Cl^-] = 0,0010 \text{ mol dm}^{-3}$$

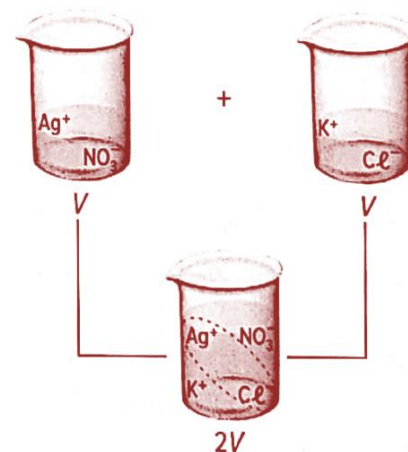
Cálculo do quociente da reação:

$$Q_s = [Ag^+] \times [Cl^-]$$

$$Q_s = (5,0 \times 10^{-4})(1,0 \times 10^{-3}) \Leftrightarrow Q_s = 5,0 \times 10^{-7}$$

$$Q_s > K_s$$

Resposta: Como $Q_s > K_s$, ocorrerá formação de precipitado.



4. Considere uma solução aquosa com iões Zn^{2+} e iões Fe^{2+} . A concentração de iões Zn^{2+} nesta solução é $1,0 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$ e a de iões Fe^{2+} é $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3}$.

Num determinado instante, adicionou-se uma solução de ácido sulfídrico, $H_2S(aq)$ de concentração $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3}$.

Qual dos sais, ZnS ou FeS , precipitará em primeiro lugar?

Dados: $K_s(FeS) = 4,0 \times 10^{-19}$; $K_s(ZnS) = 1,2 \times 10^{-23}$

Precipitará em primeiro lugar o que necessita de menor quantidade de S^{2-} para atingir o equilíbrio de solubilidade.

Para ZnS :

$$K_s = [Zn^{2+}]_e [S^{2-}]_e \Rightarrow [S^{2-}]_e = \frac{K_s}{[Zn^{2+}]_e}$$

$$[S^{2-}]_e = \frac{1,2 \times 10^{-23}}{1,0 \times 10^{-5}} \Leftrightarrow [S^{2-}]_e = 1,2 \times 10^{-18} \text{ mol dm}^{-3}$$

Para FeS :

$$K_s = [Fe^{2+}]_e [S^{2-}]_e \Rightarrow [S^{2-}]_e = \frac{K_s}{[Fe^{2+}]_e}$$

$$[S^{2-}]_e = \frac{4,0 \times 10^{-19}}{1,0 \times 10^{-1}} \Leftrightarrow [S^{2-}]_e = 4,0 \times 10^{-18} \text{ mol dm}^{-3}$$

Resposta: O sulfureto de zinco, ZnS , precipita em primeiro lugar.

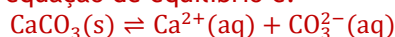
5. A $1,00 \text{ dm}^3$ de água foram adicionados $5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de cloreto de cálcio, $CaCl_2$, e $2,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$ de carbonato de sódio, Na_2CO_3 . O valor da solubilidade do carbonato de cálcio, $CaCO_3$, é $5,80 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$

5.1. Determine o valor do produto de solubilidade do $CaCO_3$.

5.2. Verifique se ocorre formação de precipitado.

5.1. $K_s = s^2 \Rightarrow K_s = (5,80 \times 10^{-5})^2 \Leftrightarrow K_s = 3,36 \times 10^{-9}$

5.2. A haver formação de precipitado, a equação de equilíbrio é:



Como:

$$[CaCl_2] = [Ca^{2+}] = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

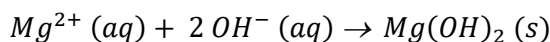
$$[Na_2CO_3] = [CO_3^{2-}] = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$Q_s = [Ca^{2+}] \times [CO_3^{2-}] \Rightarrow Q_s = 5,00 \times 10^{-3} \times 2,00 \times 10^{-2} \Leftrightarrow Q_s = 1,00 \times 10^{-4}$$

$$Q_s > K_s$$

Como $Q_s > K_s$, há formação de precipitado.

6. Pode traduzir a precipitação do hidróxido de magnésio ($M = 58,33 \text{ g mol}^{-1}$) por:



6.1. Admita que 1,0 kg de água do mar contém 0,052 moles de iões de $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$ e que se pretende obter, pelo menos, 1,0 kg de hidróxido de magnésio. Que massa de água do mar terá no mínimo de ser utilizada?

- (A) 17 kg
- (B) $3,3 \times 10^2 \text{ kg}$
- (C) 52 kg
- (D) $1,0 \times 10^3 \text{ kg}$

6.2. Os produtos de solubilidade do $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e do $\text{Mg}(\text{OH})_2$ são, respetivamente, $6,5 \times 10^{-6}$ e $7,1 \times 10^{-12}$, a 25 °C.

Comparando a solubilidade destes dois hidróxidos, conclui-se que o $\text{Mg}(\text{OH})_2$ é cerca de...

- (A) 10^6 vezes menos solúvel do que o $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
- (B) 10^6 vezes mais solúvel do que o $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
- (C) 10^2 vezes mais solúvel do que o $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
- (D) 10^2 vezes menos solúvel do que o $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

6.1. Opção (B).

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{1,0 \times 10^3}{58,33} \Leftrightarrow n = 17 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2$$

De acordo com a estequiometria da reação, para formar 17 molde $\text{Mg}(\text{OH})_2$, são necessárias 17 molde Mg^{2+} .



6.2. Opção (D).

Para ambos os sais, a solubilidade é dada por:

$$K_s = s(2s)^2 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$$

Para $\text{Ca}(\text{OH})_2$:

$$s = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

Para $\text{Mg}(\text{OH})_2$:

$$s = 1,2 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$$

Fazendo a relação entre os dois valores de solubilidade:

$$\frac{s(\text{Mg}(\text{OH})_2)}{s(\text{Ca}(\text{OH})_2)} = \frac{1,2 \times 10^{-4}}{1,2 \times 10^{-2}} = 10^{-2} = \frac{1}{10^2}$$

Verifica-se que o $\text{Mg}(\text{OH})_2$ é 10^2 vezes menos solúvel do que o $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

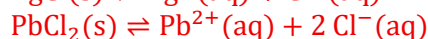
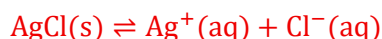
7. À temperatura de 25 °C, um copo de precipitação contém $50,0 \text{ cm}^3$ de uma solução aquosa com iões chumbo (II), $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$, de concentração $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$, e com iões prata, $\text{Ag}^{+}(\text{aq})$, de concentração $6,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$. A esta solução adiciona-se lentamente cloreto de potássio sólido, $\text{KCl}(\text{s})$, de forma a precipitar o cloreto de chumbo, $\text{PbCl}_2(\text{s})$, e de prata, $\text{AgCl}(\text{s})$.

Considere que não há variação de volume nem de temperatura.

Dados: $K_s(\text{AgCl}) = 1,77 \times 10^{-10}$; $K_s(\text{PbCl}_2) = 1,70 \times 10^{-5}$

7.1. Escreva as equações químicas que traduzem os equilíbrios de solubilidade do cloreto de prata e do cloreto de chumbo.

As equações químicas que traduzem os equilíbrios de solubilidade do cloreto de prata e do cloreto de chumbo são, respetivamente:



7.2. Qual dos sais, PbCl_2 ou AgCl , começa a precipitar primeiro? Justifique a sua resposta.

O sal que começa a precipitar em primeiro lugar é aquele que necessita de menor quantidade de Cl^- por dm^3 de solução.

Nos dois casos, $[Cl^-]$ é:

$$K_s(AgCl) = [Ag^+] \times [Cl^-] \Leftrightarrow 1,77 \times 10^{-10} = 6,0 \times 10^{-3} \times [Cl^-]$$

$$[Cl^-] = 3,0 \times 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}$$

O $AgCl$ começa a precipitar quando $[Cl^-]$ for superior a $3,0 \times 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}$.

$$K_s(PbCl_2) = [Pb^{2+}] \times [Cl^-]^2 \Leftrightarrow 1,70 \times 10^{-5} = 2,0 \times 10^{-2} \times [Cl^-]^2$$

$$[Cl^-] = 2,9 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

O $PbCl_2$ começa a precipitar quando $[Cl^-]$ for superior a $2,9 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$.

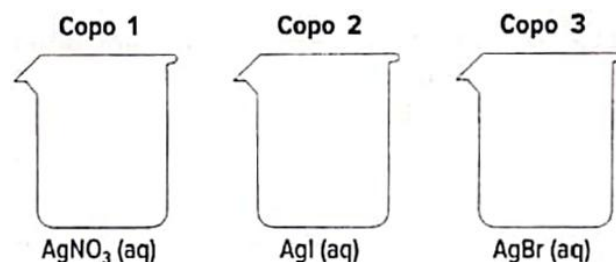
Resposta: O sal que começa a precipitar em primeiro lugar é o $AgCl$, pois a concentração de Cl^- necessária para iniciar a precipitação é menor.

8. Três copos de precipitação, 1, 2 e 3, contêm volumes iguais de soluções aquosas saturadas de nitrato de prata, iodeto de prata e brometo de prata, respetivamente. Todas as soluções estão à temperatura de $25^\circ C$.

Dados: $K_s(AgI) = 8,52 \times 10^{-17}$;

$K_s(AgBr) = 5,35 \times 10^{-13}$;

$K_s(AgNO_3) > 1$



Selecione a opção correta.

- (A) Se for adicionada à solução do copo 1, gota a gota, uma solução com igual concentração de ião Br^- (aq) e do ião I^- (aq), ocorrerá em primeiro lugar a precipitação de $AgBr$.
 (B) A concentração de iões nitrato, NO_3^- (aq), no copo 1, é maior do que a concentração de iões brometo, Br^- (aq), no copo 3.
 (C) A concentração da solução no copo 2 é maior do que a concentração da solução no copo 1.
 (D) À mesma temperatura, a solubilidade em água do brometo de prata é menor do que a do iodeto de prata.

Opção correta é a (B). As soluções são saturadas e os sais constituídos por iões em proporções estequiométricamente iguais (1:1). Como $K_s(AgNO_3) > K_s(AgBr)$, a solubilidade de $AgNO_3$ é superior à solubilidade de $AgBr$. Assim, $[NO_3^-]$ no copo 1 é maior do que $[Br^-]$ no copo 3.

As outras opções são incorretas porque:

(A) precipita em primeiro lugar AgI , porque $K_s(AgI) < K_s(AgBr)$ à mesma temperatura. Verifica-se que, para uma mesma concentração de iões Ag^+ , é necessário uma menor concentração de iões I^- , na solução, do que de Br^- , para que AgI precipite em primeiro lugar.

(C) se $K_s(AgNO_3) > K_s(AgI)$, a concentração da solução no copo 2 será menor que a concentração da solução no copo 1, visto que AgI é um sal menos solúvel.

(D) se à mesma temperatura $K_s(AgBr) > K_s(AgI)$ e os sais são formados por iões em iguais proporções estequiométricas, então a solubilidade em água do brometo de prata é maior que a solubilidade em água do iodeto de prata.

9. A solubilidade do cromato de prata, Ag_2CrO_4 , em água é de $3,32 \text{ mg}/100 \text{ mL}$ a $25^\circ C$ e de $2,69 \text{ mg}/100 \text{ mL}$ a $15^\circ C$.
- 9.1. Calcule o valor do respetivo produto de solubilidade, a $15^\circ C$.
- 9.2. A solubilidade deste sal numa solução aquosa de nitrato de prata, $AgNO_3$, será igual, menor ou maior do que em água? Justifique.
- 9.3. A solubilidade deste sal em água será um processo endotérmico ou exotérmico? Justifique.

$$9.1. n(Ag_2CrO_4) = \frac{n}{M} = \frac{2,69 \times 10^{-3}}{331,80} \Leftrightarrow n = 8,11 \times 10^{-6} \text{ mol}$$

$$s = \frac{n}{V} \Leftrightarrow s = \frac{8,11 \times 10^{-6}}{100 \times 10^{-3}} \Leftrightarrow s = 8,11 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$$



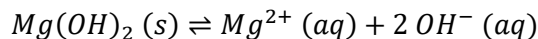
$$K_s = [Ag^+]^2 \times [CrO_4^{2-}] \Leftrightarrow K_s = (2s)^2 \times s \Leftrightarrow K_s = 4s^3$$

$$K_s = 4(8,11 \times 10^{-5})^3 \Leftrightarrow K_s = 2,13 \times 10^{-12}$$

9.2. A solubilidade do sal será menor devido ao efeito do ião comum.

9.3. Como a solubilidade a 25 °C é superior à solubilidade a 15 °C, isto significa que a solubilidade aumenta com a temperatura. Logo, é um processo endotérmico.

10. A uma determinada temperatura, a solubilidade em água, s , do hidróxido de magnésio, $Mg(OH)_2$, é igual a $2,2 \times 10^{-4}$ g em 100 cm³ de solução.

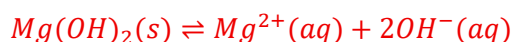


- 10.1. Determine o valor do produto de solubilidade do hidróxido de magnésio, a essa temperatura.
 10.2. A solubilidade do hidróxido de magnésio, numa solução de hidróxido de sódio, $NaOH$, será maior, menor ou igual ao valor referido no enunciado? Justifique.
 10.3. Sabendo que o sal cloreto de magnésio, $MgCl_2$, é muito solúvel em água, diga o que ocorrerá, se a uma solução saturada de hidróxido de magnésio, $Mg(OH)_2$, adicionar uma solução concentrada de ácido clorídrico, $HCl(aq)$.

10.1. $M(Mg(OH)_2) = 58,33 \text{ g mol}^{-1}$

$$n = \frac{m}{M} \Leftrightarrow n = \frac{2,2 \times 10^{-4}}{58,33} \Leftrightarrow n = 3,8 \times 10^{-6} \text{ mol}$$

$$s = \frac{n}{V} \Leftrightarrow s = \frac{3,8 \times 10^{-6}}{100 \times 10^{-3}} \Leftrightarrow s = 3,8 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$$

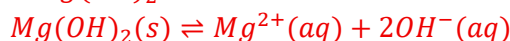


$$K_s = [Mg^{2+}] \times [OH^-]^2 \Leftrightarrow K_s = s(2s)^2 \Leftrightarrow K_s = 4s^3$$

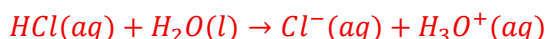
$$K_s = 4(3,8 \times 10^{-5})^3 \Leftrightarrow K_s = 2,2 \times 10^{-13}$$

10.2. Menor devido ao efeito do ião comum. Como a solução de $NaOH$ já contém iões OH^- , uma menor quantidade de $Mg(OH)_2$ se dissolve, pelo que a solubilidade diminui.

10.3. Numa solução saturada de $Mg(OH)_2$:



Ao adicionar $HCl(aq)$, este ioniza-se completamente:



Os iões H_3O^+ reagem com os iões OH^- :



A adição de HCl diminui a concentração de OH^- . De acordo com o Princípio de Le Châtelier, o equilíbrio desloca-se no sentido direto, favorecendo a solubilização de $Mg(OH)_2$. Assim, a solubilidade aumenta.

11. A 100,0 cm³ de uma solução aquosa $5,0 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$ em $AgNO_3$ adicionaram-se 5,8 g de $NaCl$, à temperatura de 25 °C, e agitou-se a solução até à dissolução completa.

Dados: $K_s(AgCl) = 1,77 \times 10^{-10}$

11.1. Explique, através de cálculos, se ocorrerá formação de precipitado.

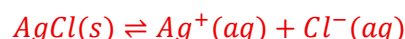
11.2. Em caso afirmativo, calcule a massa de precipitado formado.

11.1. $M(NaCl) = 58,44 \text{ g mol}^{-1}$; $n = \frac{m}{M} \Leftrightarrow n = \frac{5,8}{58,44} \Leftrightarrow n = 0,099 \text{ mol}$



$$c_{NaCl} = [Na^+] = [Cl^-] = \frac{n}{V} = \frac{0,099}{0,100} \Leftrightarrow [Cl^-] = 0,99 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$c_{AgNO_3} = [Ag^+] = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$$



$$Q_s = [Ag^+] \times [Cl^-] \Leftrightarrow Q_s = (5,0 \times 10^{-4}) \times 0,99 \Leftrightarrow Q_s = 4,95 \times 10^{-4}$$

Como $Q_s > K_s$, há formação de precipitado.



$$n(Ag^+) = c \times V \Leftrightarrow n(Ag^+) = 5,0 \times 10^{-4} \times 0,100 \Leftrightarrow n(Ag^+) = 5,0 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$n(Cl^-) = 0,099 \text{ mol}$$

Reagente limitante: Ag^+ , porque está na menor proporção estequiométrica.

(Para saber a massa de precipitado é para usar o reagente limitante sempre)



Forma-se $5,0 \times 10^{-5} \text{ mol de } AgCl$.

$$M(AgCl) = 143,32 \text{ g mol}^{-1}$$

$$m = n \times M \Leftrightarrow m = (5,0 \times 10^{-5}) \times 143,32$$

$$m = 7,2 \times 10^{-3} \text{ g de } AgCl$$

12. Calcule a concentração dos iões em solução, quando se adiciona $0,010 \text{ mol dm}^{-3}$ de ião Ag^+ , às seguintes soluções saturadas:

12.1. $AgBr$

12.2. Ag_2CrO_4

Dados: $K_s(AgBr) = 5,3 \times 10^{-13}$; $K_s(Ag_2CrO_4) = 1,1 \times 10^{-12}$

12.1. $AgBr$

	$AgBr(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Br^-(aq)$		
$c_i / \text{mol dm}^{-3}$	-----	0,010	0
$c_e / \text{mol dm}^{-3}$	-----	0,010+s	s

$$K_s = [Ag^+] \times [Br^-]$$

$$5,3 \times 10^{-13} = (0,010 + s) s$$

$$s^2 + 0,010 s - 5,3 \times 10^{-13} = 0$$

Pela fórmula resolvente:

$$s = 5,3 \times 10^{-11} \text{ mol dm}^{-3}$$

Logo:

$$[Br^-] = 5,3 \times 10^{-11} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[Ag^+] = 0,010 + s \approx 0,010 \text{ mol dm}^{-3}$$

12.2. Ag_2CrO_4

	$Ag_2CrO_4(s) \rightleftharpoons 2 Ag^+(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$		
$c_i / \text{mol dm}^{-3}$	-----	0,010	0
$c_e / \text{mol dm}^{-3}$	-----	0,010 + 2s	s

$$K_s = [Ag^+]^2 \times [CrO_4^{2-}]$$

$$1,1 \times 10^{-12} = (0,010 + 2s)^2 s$$

Esta equação é cúbica, não dá para resolver por fórmula resolvente de 2.º grau. Vamos simplificar. Como K_s é muito pequeno, então $2s \ll 0,010$, logo: $[Ag^+] \approx 0,010 \text{ mol dm}^{-3}$

$$1,1 \times 10^{-12} = (0,010)^2 [CrO_4^{2-}]$$

$$[CrO_4^{2-}] = \frac{1,1 \times 10^{-12}}{(0,010)^2} \Leftrightarrow [CrO_4^{2-}] = 1,1 \times 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}$$

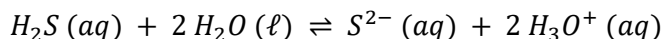
Logo:

$$[Ag^+] \approx 0,010 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[CrO_4^{2-}] = 1,1 \times 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}$$

Exame nacional 2012 - 1.ª fase

13. O ácido sulfídrico, $H_2S(aq)$, é um ácido diprótico muito fraco. A reação deste ácido com a água pode ser traduzida por:



Dado: $K_a(H_2S) = 6,8 \times 10^{-23}$ (25 °C)

13.1. A uma dada temperatura, o ácido sulfídrico...

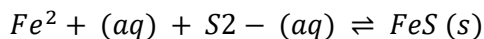
(A) Ioniza-se tanto mais quanto menor for o pH do meio.

(B) Ioniza-se tanto mais quanto maior for o pH do meio.

(C) Dissocia-se tanto mais quanto maior for o pH do meio.

(D) Dissocia-se tanto mais quanto menor for o pH do meio.

- 13.2. O sulfureto de ferro, FeS , é um sal bastante insolúvel em água, cujo produto de solubilidade é $6,3 \times 10^{-18}$ a $25^\circ C$. A precipitação deste sal, em solução aquosa, é traduzida por:



Admita que se pretende precipitar sulfureto de ferro a partir de uma solução aquosa que contém $4,47$ g do ião Fe^{2+} (aq) ($M = 55,85$ g mol $^{-1}$) por dm 3 , utilizando ácido sulfídrico de concentração $0,10$ mol dm $^{-3}$, mantida constante durante a reação.

Determine a concentração de H_3O^+ necessária para que o sulfureto de ferro possa precipitar.

Apresente todas as etapas de resolução.

13.1. Opção (B).

O H_2S é um ácido molecular, por isso **ioniza-se** em água. Como é um ácido, ioniza-se mais quando o meio é menos ácido, isto é, quando o **pH é maior**.

13.2.

$$n(Fe^{2+}) = \frac{m}{M} = \frac{4,47}{55,85} = 8,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Como o volume da solução é $1,0$ dm 3 :

$$[Fe^{2+}] = 8,0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

Para começar a precipitar FeS :

$$K_s = [Fe^{2+}][S^{2-}] \rightleftharpoons 6,3 \times 10^{-18} = (8,0 \times 10^{-2})[S^{2-}]$$

$$[S^{2-}] = \frac{6,3 \times 10^{-18}}{8,0 \times 10^{-2}} = 7,9 \times 10^{-17} \text{ mol dm}^{-3}$$

Para o equilíbrio do ácido sulfídrico:



$$K_a = \frac{[S^{2-}][H_3O^+]^2}{[H_2S]} \rightleftharpoons [H_3O^+] = \sqrt{\frac{K_a \times [H_2S]}{[S^{2-}]}}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{\frac{(6,8 \times 10^{-23})(0,10)}{7,9 \times 10^{-17}}}$$

$$[H_3O^+] = 2,9 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$$

Logo, a concentração necessária é: $[H_3O^+] = 2,9 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$

Quanto menor for $[H_3O^+]$, maior será a ionização do H_2Se maior será a quantidade de S^{2-} disponível para precipitar FeS .

14. Complete corretamente as frases que se seguem com os termos diminui, aumenta ou mantém.

- (A) A formação de um ião complexo, à custa de um dos iões do sal em equilíbrio com a respetiva solução, _____ o valor do K_s e _____ a solubilidade.
 (B) Quando a reação em equilíbrio é endotérmica, o aumento de temperatura _____ o valor do K_s e _____ o valor da solubilidade.
 (C) O efeito do ião comum _____ a solubilidade e _____ o valor do produto de solubilidade.

(A) A formação de um ião complexo, à custa de um dos iões do sal em equilíbrio com a respetiva solução, **mantém** o valor do K_s e **aumenta** a solubilidade.

(B) Quando a reação em equilíbrio é endotérmica, o aumento de temperatura **aumenta** o valor do K_s e **aumenta** o valor da solubilidade.

(C) O efeito do ião comum **diminui** a solubilidade e **mantém** o valor do produto de solubilidade.

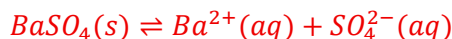
15. Os valores do K_s do sulfato de bário, $BaSO_4$, a diferentes temperaturas, são:

Selecione a opção correta.

Temperatura	K_s
18 °C	$8,7 \times 10^{-11}$
25 °C	$1,1 \times 10^{-10}$
50 °C	$2,0 \times 10^{-10}$

- (A) A dissolução do sulfato de bário em água é endotérmica.
 (B) A dissolução do sulfato de bário em água é exotérmica.
 (C) A dissolução não depende da temperatura.
 (D) A solubilidade do sal é maior a $18^\circ C$.

Opção (A).



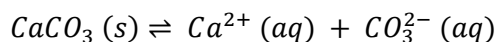
Pela tabela, quando a temperatura aumenta, o valor de K_s também aumenta:

$$8,7 \times 10^{-11} < 1,1 \times 10^{-10} < 2,0 \times 10^{-10}$$

Como K_s aumenta, a solubilidade também aumenta. Logo, o aumento de temperatura favorece a dissolução do sal, o que significa que a dissolução do $BaSO_4$ é endotérmica.

As restantes opções são falsas porque a dissolução não é exotérmica, depende da temperatura, e a solubilidade é maior a $50^\circ C$, não a $18^\circ C$.

16. Considere o equilíbrio de solubilidade:

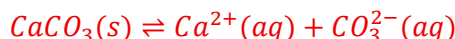


16.1. Em relação à adição de um ácido forte a este equilíbrio de solubilidade verifica-se que...

- (A) O produto de solubilidade aumenta.
- (B) O produto de solubilidade diminui.
- (C) A solubilidade diminui.
- (D) A solubilidade aumenta.

16.2. Se aumentar a concentração em iões Ca^{2+} na solução, o que acontece? Justifique.

16.1. Opção (D). A adição de um ácido forte aumenta a solubilidade do $CaCO_3$.

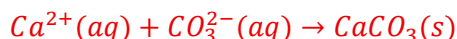


O ácido fornece iões H_3O^+ , que reagem com os iões CO_3^{2-} :



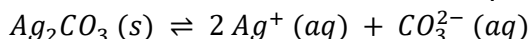
Como a concentração de CO_3^{2-} diminui, o equilíbrio desloca-se no sentido direto, favorecendo a dissolução de mais $CaCO_3$. O K_s não se altera, pois só depende da temperatura.

16.2. Se aumentar a concentração de iões Ca^{2+} , ocorre efeito do ião comum. Pelo Princípio de Le Châtelier, o equilíbrio desloca-se no sentido inverso:



Assim, aumenta a precipitação de $CaCO_3$ e a solubilidade diminui.

17. A equação que traduz o equilíbrio de solubilidade do carbonato de prata é:



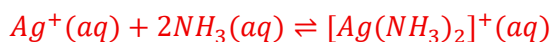
Se adicionar amoníaco, NH_3 , à solução forma-se o ião complexo $[Ag(NH_3)_2]^+$ e...

- (A) A quantidade de precipitado aumenta.
- (B) Ocorre a solubilização do precipitado.
- (C) A concentração em ião Ag^+ no equilíbrio aumenta.
- (D) A solubilidade não varia.

Opção (B). Ocorre a solubilização do precipitado.



Ao adicionar NH_3 , forma-se o ião complexo:



Assim, a concentração de Ag^+ livre diminui. Pelo Princípio de Le Châtelier, o equilíbrio de solubilidade desloca-se no sentido direto, dissolvendo mais $Ag_2CO_3(s)$.

Logo, a solubilidade aumenta e o precipitado tende a dissolver-se.

18. A dureza de uma água é devida à presença de hidrogenocarbonatos de cálcio e de magnésio, $Ca(HCO_3)_2$ e $Mg(HCO_3)_2$, que são eliminados pela fervura da água.

Nos rótulos 1, 2 e 3 de três água de mesa provenientes de localidades diferentes estão assinalados, entre outros, os seguintes dados:

	Água 1	Água 2	Água 3
pH	5,7	6,0	7,4
HCO_3^-	5,1 mg/L	5,1 mg/L	5,1 mg/L
Ca^{2+}	0,8 mg/L	1,3 mg/L	62,1 mg/L
Mg^{2+}	0,5 mg/L	-----	0,8 mg/L

18.1. Em qual das águas a concentração em iões H_3O^+ é menor?

18.2. Identifique a água mais dura.

18.3. Em relação à água 2 selecione de entre as opções seguintes a correta, considerando a temperatura a 25 °C.

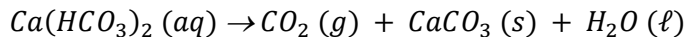
(A) $[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}$

(B) $[OH^-] = 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$

(C) $[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$

(D) $[H_3O^+] < [OH^-]$

18.4. A equação química que traduz a eliminação da dureza temporária pela fervura é:



Justifique por que razão o aquecimento até à ebulição elimina a dureza temporária.

18.5. Qual das águas atravessou solos calcários?

18.1. Na água 3, porque apresenta o maior pH. Quanto maior é o pH, menor é a concentração de iões H_3O^+ .

18.2. A água mais dura é a água 3, pois apresenta maior concentração de iões Ca^{2+} e Mg^{2+} .

18.3. Opção (C).

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-6,0} = 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$$

18.4. Durante a ebulição, os hidrogenocarbonatos de cálcio e magnésio decompõem-se, libertando $CO_2(g)$ e originando a precipitação de carbonatos pouco solúveis, como $CaCO_3(s)$ e/ou $MgCO_3(s)$. Assim, diminui a concentração de iões Ca^{2+} e Mg^{2+} em solução, reduzindo a dureza temporária.

18.5. A água que atravessou solos calcários foi a água 3, pois apresenta uma concentração muito mais elevada de iões Ca^{2+} .

19. Selecione a opção correta.

(A) Os aniões presentes na água contribuem para a dureza da água.

(B) A água de regiões de solos calcários tem a dureza mais elevada que a da água de solos graníticos.

(C) A dureza de uma água depende do valor do respetivo pH.

(D) A dureza da água expressa em gramas de $CaCO_3$ por litro de água.

Opção (B).

A água de regiões de solos calcários tende a apresentar maior dureza, pois dissolve maiores quantidades de sais de cálcio e de magnésio.

As restantes opções são incorretas porque:

(A) A dureza da água deve-se sobretudo a catiões, como Ca^{2+} e Mg^{2+} , e não aos aniões.

(C) A dureza não depende diretamente do pH, mas sim da concentração de iões Ca^{2+} e Mg^{2+} .

(D) A dureza da água exprime-se habitualmente em mg de $CaCO_3$ por litro de água, não em gramas por litro.