

Gabarito: Equilíbrio de Solubilidade

Daniel Sahadi, Renan Romariz, e Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensi, Coordenação de Química

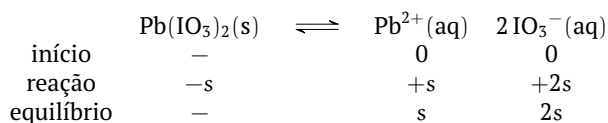


Problemas

PROBLEMA 1. B

2J01

Cálculo do produto de solubilidade a partir da reação:



Sabemos do enunciado que $s = 40 \mu\text{molL}^{-1}$, substituindo na constante de equilíbrio:

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

$$K_{ps} = (40 \times 10^{-6})(2 \cdot 40 \times 10^{-6})^2$$

$$K_{ps} = 2,56 \times 10^{-13}$$

PROBLEMA 2. C

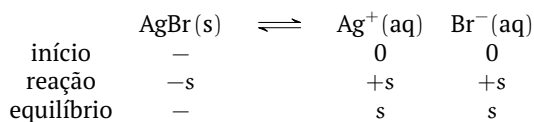
2J02

Cálculo da solubilidade em molL^{-1} :

$$s = \frac{C}{M}$$

$$s = \frac{165 \mu\text{gL}^{-1}}{188 \text{ g mol}^{-1}} = 8,8 \times 10^{-7} \text{ mol}^{-1}$$

Cálculo do produto de solubilidade a partir da reação:



Sabemos que $s = 8,8 \times 10^{-7} \text{ molL}^{-1}$, substituindo na constante de equilíbrio:

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

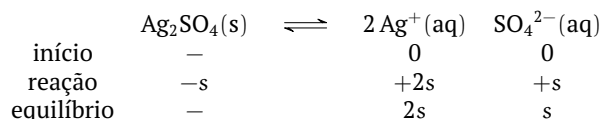
$$K_{ps} = (8,8 \times 10^{-7})(8,8 \times 10^{-7})$$

$$K_{ps} = 7,7 \times 10^{-13}$$

PROBLEMA 3. A

2J03

Cálculo da solubilidade a partir da reação:



Substituindo no Kps:

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

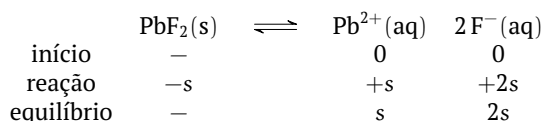
$$1,4 \times 10^{-5} = (2s)^2(s)$$

$$s = 0,015 \text{ molL}^{-1} = 15 \text{ mmolL}^{-1}$$

PROBLEMA 4. E

2J04

Cálculo da solubilidade a partir da reação:



Substituindo no Kps:

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

$$3,7 \times 10^{-8} = (s)(2s)^2$$

$$s = 2,1 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1} = 2,1 \text{ mmolL}^{-1}$$

PROBLEMA 5. D

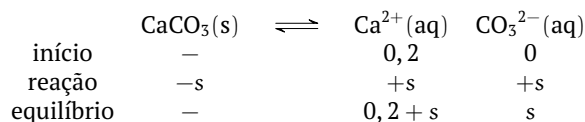
2J05

Cálculo da concentração de Ca^{2+} em solução: Pela estequiometria do composto:

$$\frac{c_{\text{CaCl}_2}}{1} = \frac{c_{\text{Ca}^{2+}}}{1}$$

$$c_{\text{Ca}^{2+}} = 0,2 \text{ molL}^{-1}$$

Cálculo da solubilidade a partir da reação, agora considerando a concentração de Ca^{2+} já presente em solução:



Substituindo no Kps:

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

$$8,7 \times 10^{-9} = (0,2 + s)(s)$$

Para facilitar as contas, tome a hipótese $0,2 + s \approx 0,2$

$$8,7 \times 10^{-9} = (0,2)(s)$$

$$s = 4,35 \times 10^{-8} \text{ molL}^{-1} = 43,5 \text{ nmolL}^{-1}$$

Veja que a hipótese é válida então essa será nossa resposta.

PROBLEMA 6. A

2J06

Cálculo da concentração de Br^- em solução: Pela estequiometria do composto:

$$\frac{c_{\text{CaBr}_2}}{1} = \frac{c_{\text{Br}^-}}{2}$$

$$c_{\text{Br}^-} = 0,2 \text{ molL}^{-1}$$

Cálculo da solubilidade a partir da reação, agora considerando a concentração de Br^- já presente em solução:

	AgBr (s)	\rightleftharpoons	$\text{Ag}^+ \text{ (aq)}$	$\text{Br}^- \text{ (aq)}$
início	—		0	0,2
reação	—s		+s	+s
equilíbrio	—		s	0,2 + s

Substituindo no Kps:

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

$$7,7 \times 10^{-13} = (0,2 + s)(s)$$

Para facilitar as contas, tome a hipótese $0,2 + s \approx 0,2$

$$7,7 \times 10^{-13} = (0,2)(s)$$

$$s = 3,85 \times 10^{-12} \text{ molL}^{-1} = 3,85 \text{ pmolL}^{-1}$$

Veja que a hipótese é válida então essa será nossa resposta.

PROBLEMA 7. E

2J07

Cálculo da concentração de Mg^{2+} em solução: Pela estequiometria do composto:

$$\frac{c_{\text{Mg(NO}_3)_2}}{1} = \frac{c_{\text{Mg}^{2+}}}{1}$$

$$c_{\text{Mg}^{2+}} = 3 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1}$$

Cálculo da solubilidade a partir da reação, agora considerando a concentração de Mg^{2+} já presente em solução:

	$\text{MgCO}_3 \text{ (s)}$	\rightleftharpoons	$\text{Mg}^{2+} \text{ (aq)}$	$\text{CO}_3^{2-} \text{ (aq)}$
início	—		3×10^{-3}	0
reação	—s		+s	+s
equilíbrio	—		$3 \times 10^{-3} + s$	s

Substituindo no Kps:

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

$$1 \times 10^{-5} = (3 \times 10^{-3} + s)(s)$$

$$s = 2 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1} = 2 \text{ mmolL}^{-1}$$

PROBLEMA 8. B

2J08

Cálculo da concentração de Cl^- em solução: Pela estequiometria do composto:

$$\frac{c_{\text{KCl}}}{1} = \frac{c_{\text{Cl}^-}}{1}$$

$$c_{\text{Cl}^-} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1}$$

Cálculo da solubilidade a partir da reação, agora considerando a concentração de Cl^- já presente em solução:

	CuCl (s)	\rightleftharpoons	$\text{Cu}^+ \text{ (aq)}$	$\text{Cl}^- \text{ (aq)}$
início	—		0	$1,5 \times 10^{-3}$
reação	—s		+s	+s
equilíbrio	—		s	$1,5 \times 10^{-3} + s$

Substituindo no Kps:

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

$$1 \times 10^{-6} = (1,5 \times 10^{-3} + s)(s)$$

$$s = 5 \times 10^{-4} \text{ molL}^{-1} = 0,5 \text{ mmolL}^{-1}$$

PROBLEMA 9. D

2J09

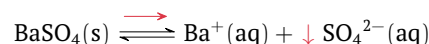
Podemos enxergar a diminuição de pH de duas formas para facilitar a análise:

- Aumento da concentração de H^+
- Diminuição da concentração de OH^-

1. BaSO_4 . A concentração de SO_4^{2-} está atrelada a de H^+ pelo seguinte equilíbrio:



Por Le Chatelier, sabemos que um aumento na concentração de H^+ desloca o equilíbrio no sentido de consumo de H^+ o que consequentemente **diminui** a concentração de SO_4^{2-} dessa forma teremos $Q_{\text{ps}} < K_{\text{ps}}$ e será possível solubilizar mais sal, ou seja, **aumentamos a solubilidade**

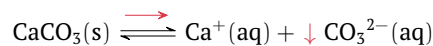


2. PbCl_2 . A concentração tanto do Pb^{2+} quanto do Cl^- não sofre influência do pH pois são íons neutros.
3. Fe(OH)_3 . Se diminuirmos a concentração de OH^- teremos $Q_{\text{ps}} < K_{\text{ps}}$ então será possível solubilizar mais do hidróxido, ou seja **aumentamos a solubilidade**

1. CaCO_3 . A concentração de CO_3^{2-} está atrelada a de H^+ pelo seguinte equilíbrio:



Por Le Chatelier, sabemos que um aumento na concentração de H^+ desloca o equilíbrio no sentido de consumo de H^+ o que consequentemente **diminui** a concentração de CO_3^{2-} dessa forma teremos $Q_{\text{ps}} < K_{\text{ps}}$ e será possível solubilizar mais sal, ou seja, **aumentamos a solubilidade**

**PROBLEMA 10. D**

2J10

Podemos enxergar a diminuição de pH de duas formas para facilitar a análise:

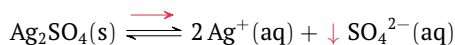
- Aumento da concentração de H^+
- Diminuição da concentração de OH^-

1. CuI . A concentração tanto do Cu^+ quanto do I^- não sofre influência do pH pois são íons neutros.

2. Ag_2SO_4 . A concentração de SO_4^{2-} está atrelada a de H^+ pelo seguinte equilíbrio:



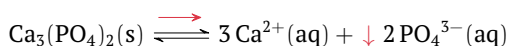
Por Le Chatelier, sabemos que um aumento na concentração de H^+ desloca o equilíbrio no sentido de consumo de H^+ , o que consequentemente **diminui** a concentração de SO_4^{2-} dessa forma teremos $Q_{ps} < K_{ps}$ e será possível solubilizar mais sal, ou seja, **aumentamos a solubilidade**



3. $\text{Zn}(\text{OH})_2$. Se diminuirmos a concentração de OH^- teremos $Q_{ps} < K_{ps}$ então será possível solubilizar mais do hidróxido, ou seja **aumentamos a solubilidade**
4. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. A concentração de PO_4^{3-} está atrelada a de H^+ pelo seguinte equilíbrio:



Por Le Chatelier, sabemos que um aumento na concentração de H^+ desloca o equilíbrio no sentido de consumo de H^+ , o que consequentemente **diminui** a concentração de PO_4^{3-} dessa forma teremos $Q_{ps} < K_{ps}$ e será possível solubilizar mais sal, ou seja, **aumentamos a solubilidade**



PROBLEMA 11. E

2J11

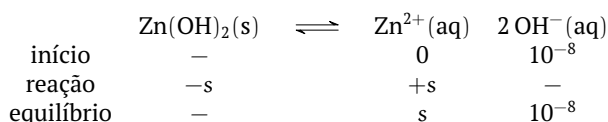
Cálculo da concentração de OH^- na solução inicial a partir da constante de autoionização da água:

$$K_w = [\text{OH}^-][\text{H}^+]$$

$$1 \times 10^{-14} = [\text{OH}^-](1 \times 10^{-6})$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-8} \text{ molL}^{-1}$$

Como a solução é **tamponada** a concentração de OH^- será **fixa** mesmo após a adição de $\text{Zn}(\text{OH})_2$ já que o tampão é resistente a mudanças de pH. Fazendo a reação:



Cálculo da solubilidade a partir do K_{ps} :

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

$$2 \times 10^{-17} = s(10^{-8})^2$$

$$s = 0,2 \text{ molL}^{-1}$$

PROBLEMA 12. E

2J12

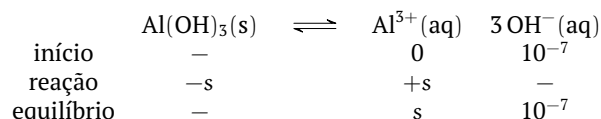
Cálculo da concentração de OH^- na solução inicial a partir da constante de autoionização da água:

$$K_w = [\text{OH}^-][\text{H}^+]$$

$$1 \times 10^{-14} = [\text{OH}^-](1 \times 10^{-7})$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ molL}^{-1}$$

Como a solução é **tamponada** a concentração de OH^- será **fixa** mesmo após a adição de $\text{Al}(\text{OH})_3$ já que o tampão é resistente a mudanças de pH. Fazendo a reação:



Cálculo da solubilidade a partir do K_{ps} :

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

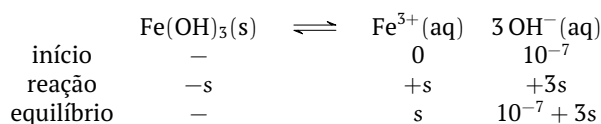
$$1 \times 10^{-33} = s(10^{-7})^3$$

$$s = 1 \times 10^{-12} \text{ molL}^{-1} = 1 \text{ pmolL}^{-1}$$

PROBLEMA 13. E

2J13

Cuidado! Lembre que em água destilada a concentração inicial de OH^- a partir da autoionização da água é $1 \times 10^{-7} \text{ molL}^{-1}$. Cálculo da solubilidade a partir da reação:



Cálculo da solubilidade a partir do K_{ps} :

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

$$2 \times 10^{-39} = (s)(10^{-7} + 3s)^3$$

Para facilitar as contas, tome a hipótese $10^{-7} + 3s \approx 10^{-7}$

$$2 \times 10^{-39} = (s)(10^{-7})^3$$

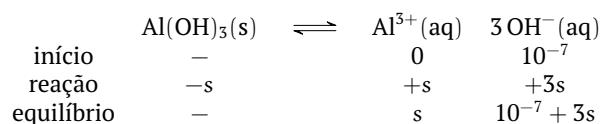
$$s = 2 \times 10^{-18} \text{ molL}^{-1}$$

Veja que de fato a hipótese é válida então essa será a resposta final.

PROBLEMA 14. E

2J14

Cuidado! Lembre que em água destilada a concentração inicial de OH^- a partir da autoionização da água é $1 \times 10^{-7} \text{ molL}^{-1}$. Cálculo da solubilidade a partir da reação:



Cálculo da solubilidade a partir do K_{ps} :

$$K_{ps} = [Al^{3+}][OH^-]^3$$

$$1 \times 10^{-33} = (s)(10^{-7} + 3s)^3$$

Para facilitar as contas, tome a hipótese $10^{-7} + 3s \approx 10^{-7}$

$$2 \times 10^{-39} = (s)(10^{-7})^3$$

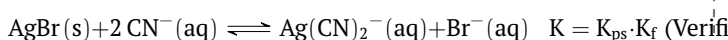
$$s = 1 \times 10^{-12} \text{ molL}^{-1}$$

Veja que de fato a hipótese é válida então essa será a resposta final.

PROBLEMA 15. A

2J15

Quando temos a formação de um complexo, o cátion estará majoritariamente presente na forma do complexo, então a nossa equação de solubilidade terá a seguinte forma:



Fazendo a tabelinha:

	AgBr(s)	2 CN ⁻ (aq)	⇌	Ag(CN) ₂ ⁻ (aq)	Br ⁻ (aq)
início	—	0,1		0	0
reação	—s	—2s		+s	+s
equilíbrio	—	0,1 — 2s		s	s

Cálculo da constante de equilíbrio:

$$K = K_{ps} \cdot K_f$$

$$K = (7,7 \times 10^{-15})(5,6 \times 10^8) = 4,3 \times 10^{-4}$$

Cálculo da solubilidade a partir da constante de equilíbrio:

$$K = \frac{[Ag(CN)_2^-][Br^-]}{[CN^-]^2}$$

$$4,3 \times 10^{-4} = \frac{(s)(s)}{(0,1 - 2s)^2}$$

Para facilitar as contas, tome a hipótese $0,1 - 2s \approx 0,1$

$$4,3 \times 10^{-4} = \frac{s^2}{0,1^2}$$

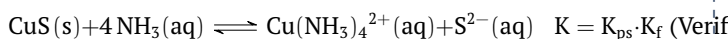
$$s = 2 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1} = 2 \text{ mmolL}^{-1}$$

Veja que a hipótese é válida então essa será nossa resposta final

PROBLEMA 16. C

2J16

Quando temos a formação de um complexo, o cátion estará majoritariamente presente na forma do complexo, então a nossa equação de solubilidade terá a seguinte forma:



Fazendo a tabelinha:

	CuS(s)	4 NH ₃ (aq)	⇌	Cu(NH ₃) ₄ ²⁺ (aq)	S ²⁻ (aq)
início	—	1,2		0	0
reação	—s	—4s		+s	+s
equilíbrio	—	1,2 — 4s		s	s

Cálculo da constante de equilíbrio:

$$K = K_{ps} \cdot K_f$$

$$K = (1,3 \times 10^{-36})(1,2 \times 10^{13}) = 1,56 \times 10^{-23}$$

Cálculo da solubilidade a partir da constante de equilíbrio:

$$K = \frac{[Cu(NH_3)_4^{2+}][S^{2-}]}{[NH_3]^4}$$

$$1,56 \times 10^{-23} = \frac{(s)(s)}{(1,2 - 4s)^4}$$

Para facilitar as contas, tome a hipótese $1,2 - 4s \approx 1,2$

$$1,56 \times 10^{-23} = \frac{s^2}{1,2^4}$$

$$s = 5,7 \times 10^{-12} \text{ molL}^{-1} = 5,7 \text{ pmolL}^{-1}$$

Veja que a hipótese é válida então essa será nossa resposta final

PROBLEMA 17. A

2J17

A precipitação se inicia quando $Q_{ps} = K_{ps}$ Cálculo da concentração de Cl^- em solução: Pela estequiometria do composto:

$$\frac{c_{NaCl}}{1} = \frac{c_{Cl^-}}{1}$$

$$c_{Cl^-} = 1 \times 10^{-5} \text{ molL}^{-1}$$

Perceba que ao adicionar $AgNO_3$ estamos mexendo apenas na concentração de Ag^+ portanto a de Cl^- se manterá fixa. Cálculo da concentração de Ag^+ quando se inicia a precipitação:

$$Q_{ps} = K_{ps}$$

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

$$[Ag^+](10^{-5}) = 1,6 \times 10^{-10}$$

$$[Ag^+] = 1,6 \times 10^{-5} \text{ molL}^{-1} = 16 \text{ } \mu\text{molL}^{-1}$$

Cálculo do número de mols de nitrato de prata a partir da concentração e do volume da solução:

$$n_{AgNO_3} = n_{Ag^+} = c \cdot V$$

$$n_{AgNO_3} = (16 \text{ } \mu\text{molL}^{-1})(0,1 \text{ L}) = 1,6 \text{ } \mu\text{mol}$$

Cálculo da massa de nitrato de prata a ser adicionada:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (1,6 \text{ } \mu\text{mol})(170 \text{ g mol}^{-1}) = 272 \text{ } \mu\text{g}$$

PROBLEMA 18. D

2J18

A precipitação se inicia quando $Q_{ps} = K_{ps}$ Cálculo da concentração de Pb^{2+} em solução: Pela estequiometria do composto:

$$\frac{c_{Pb(NO_3)_2}}{1} = \frac{c_{Pb^{2+}}}{1}$$

$$c_{Pb^{2+}} = 0,01 \text{ molL}^{-1}$$

Perceba que ao adicionar KI estamos mexendo apenas na concentração de I^- portanto a de Pb^{2+} se manterá fixa. Cálculo da concentração de I^- quando se inicia a precipitação:

$$Q_{ps} = K_{ps}$$

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

$$(0,01)[\text{I}^{-}]^2 = 1,4 \times 10^{-8}$$

$$[\text{I}^{-}] = 1,2 \text{ mmolL}^{-1}$$

Cálculo do número de mols de iodeto de potássio a partir da concentração e do volume da solução:

$$n_{\text{KI}} = n_{\text{I}^{-}} = c \cdot V$$

$$n_{\text{KI}} = (1,2 \text{ mmolL}^{-1})(0,025 \text{ L}) = 0,03 \text{ mmol}$$

Cálculo da massa de iodeto de potássio a ser adicionada:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (0,03 \text{ mmol})(166 \text{ g mol}^{-1}) = 4,98 \text{ mg}$$

PROBLEMA 19. D

2J19

A precipitação irá ocorrer sempre que $Q_{ps} > K_{ps}$. Vamos então calcular o intervalo de pH que corresponde a essa desigualdade: Cálculo da concentração de Ni^{2+} em solução: Pela estequiometria do composto:

$$\frac{c_{\text{NiSO}_4}}{1} = \frac{c_{\text{Ni}^{2+}}}{1}$$

$$c_{\text{Ni}^{2+}} = 0,06 \text{ molL}^{-1}$$

Substituindo na desigualdade:

$$Q_{ps} > K_{ps}$$

$$[\text{Ni}^{2+}][\text{OH}^{-}]^2 > K_{ps}$$

$$(0,06)[\text{OH}^{-}]^2 > 6,5 \times 10^{-18}$$

$$[\text{OH}^{-}] > 10^{-8}$$

Aplicando $-\log()$ de ambos os lados (lembrando que isso inverte o sinal da desigualdade)

$$\text{pOH} < 8$$

Usando a relação da autoionização da água $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

$$14 - \text{pH} < 8$$

$$\text{pH}$$

Concluimos então que, nessas condições, somente para pH ocorre a precipitação, consequentemente, a precipitação **não ocorre** para $\text{pH} < 6$

PROBLEMA 20. D

2J20

A precipitação irá ocorrer sempre que $Q_{ps} > K_{ps}$. Vamos então calcular o intervalo de pH que corresponde a essa desigualdade: Pelo enunciado:

$$c_{\text{Fe}^{3+}} = 1 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1}$$

Substituindo na desigualdade:

$$Q_{ps} > K_{ps}$$

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

$$(1 \times 10^{-3})[\text{OH}^{-}]^3 > 2 \times 10^{-39}$$

$$[\text{OH}^{-}] > 10^{-12}$$

Aplicando $-\log()$ de ambos os lados (lembrando que isso inverte o sinal da desigualdade)

$$\text{pOH} < 12$$

Usando a relação da autoionização da água $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

$$14 - \text{pH} < 12$$

$$\text{pH}$$

Concluimos então que, nessas condições, somente para pH ocorre a precipitação, consequentemente, a precipitação **não ocorre** para $\text{pH} < 2$

PROBLEMA 21. D

2J21

Vamos entender o que está acontecendo: Hidróxido de sódio é adicionado lentamente, então estamos aos poucos aumentando a concentração de OH^{-} até que algum dos cátions em soluções precipite na forma do seu hidróxido respectivo. O primeiro a precipitar é aquele em que a igualdade $Q_{ps} = K_{ps}$ ocorre primeiro (ou seja, ocorre para a **menor concentração** de OH^{-}). Vamos calcular a concentração de hidróxido para cada caso de igualdade e determinar quem é o primeiro a precipitar. Para o magnésio:

$$Q_{ps} = K_{ps}$$

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

$$(0,05)[\text{OH}^{-}]^2 = 1,1 \times 10^{-11}$$

$$[\text{OH}^{-}] = 1,5 \times 10^{-5} \text{ molL}^{-1}$$

Para o cálcio:

$$Q_{ps} = K_{ps}$$

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

$$(0,01)[\text{OH}^{-}]^2 = 5,5 \times 10^{-6}$$

$$[\text{OH}^{-}] = 0,0235 \text{ molL}^{-1}$$

Dado o que foi discutido, concluimos que o magnésio é o **primeiro** a precipitar e o cálcio é o **segundo**. Resta agora determinar a concentração de Mg^{2+} quando Ca^{2+} começa a precipitar, para isso,

basta substituir o valor da concentração de OH^- que faz o Ca^{2+} começar a precipitar no $K_{ps}(\text{Mg}(\text{OH})_2)$. Cálculo da concentração de cátions magnésio quando o cátion cálcio começa a precipitar:

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

$$[\text{Mg}^{2+}](0,0235) = 1,1 \times 10^{-11}$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = 4,7 \times 10^{-10} \text{ molL}^{-1} = 0,47 \text{ nmolL}^{-1}$$

PROBLEMA 22. C

2322

Vamos entender o que está acontecendo: Sulfato de prata é adicionado lentamente, então estamos aos poucos aumentando a concentração de SO_4^{2-} até que algum dos cátions em soluções precipite na forma do seu sulfato respectivo. O primeiro a precipitar é aquele em que a igualdade $Q_{ps} = K_{ps}$ ocorre primeiro (ou seja, ocorre para a **menor concentração** de SO_4^{2-}). Vamos calcular a concentração de sulfato para cada caso de igualdade e determinar quem é o primeiro a precipitar. Para o bário:

$$Q_{ps} = K_{ps}$$

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

$$(0,01)[\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \times 10^{-10}$$

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

Para o chumbo:

$$Q_{ps} = K_{ps}$$

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

$$(0,01)[\text{SO}_4^{2-}] = 1,6 \times 10^{-8}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,6 \times 10^{-6} \text{ molL}^{-1}$$

Dado o que foi discutido, concluímos que o bário é o **primeiro** a precipitar e o chumbo é o **segundo**. Resta agora determinar a concentração de Ba^{2+} quando Pb^{2+} começa a precipitar, para isso, basta substituir o valor da concentração de SO_4^{2-} que faz o Pb^{2+} começar a precipitar no $K_{ps}(\text{BaSO}_4)$. Cálculo da concentração de cátions bário quando o cátion chumbo (II) começa a precipitar:

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

$$[\text{Ba}^{2+}](1,6 \times 10^{-6}) = 1,1 \times 10^{-10}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = 6,875 \times 10^{-5} \text{ molL}^{-1} = 68,75 \text{ } \mu\text{molL}^{-1}$$

PROBLEMA 23

2323

Perceba que o valor do K_{ps} é muito pequeno, ou seja, a constante da reação inversa (que é no caso a reação de precipitação) é altíssima, então quando adicionarmos essa quantidade de íons em soluções eles rapidamente irão precipitar. Situação inicial:

	Ag^+	Cl^-	Br^-	
concentração inicial	$0,005 \text{ molL}^{-1}$	$0,005 \text{ molL}^{-1}$	$0,005 \text{ molL}^{-1}$	$0,005 \text{ molL}^{-1}$

Após começar a precipitação nós perdemos o controle sobre a quantidade de íons que ainda resta em solução, então não podemos fazer o balanço de massa, resta apenas fazer o balanço de carga (lembrando de incluir os íons espectadores!) e usar as constantes de equilíbrio. Balanço de carga:

$$\sum + = \sum -$$

$$[\text{Ag}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{Br}^-] + [\text{NO}_3^-]$$

$$[\text{Ag}^+] + 0,01 = [\text{Cl}^-] + [\text{Br}^-] + 0,005$$

$$[\text{Cl}^-] + [\text{Br}^-] - [\text{Ag}^+] = 0,005$$

Pelas constantes de equilíbrio temos:

$$K_{ps}(\text{AgBr}) = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-]$$

$$K_{ps}(\text{AgCl}) = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

$$7,7 \times 10^{-13} = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-]$$

$$1,6 \times 10^{-10} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Isolando as outras concentrações em função da de Ag^+ e substituindo na equação do balanço de carga temos:

$$\frac{1,6 \times 10^{-10}}{[\text{Ag}^+]} + \frac{7,7 \times 10^{-13}}{[\text{Ag}^+]} - [\text{Ag}^+] = 0,005$$

Basta resolver a equação de segundo grau em $[\text{Ag}^+]$ (fique à vontade para fazer aproximações, desde que você verifique que as aproximações são válidas)

$$[\text{Ag}^+] = 3,2 \times 10^{-8} \text{ molL}^{-1}$$

Usando as constantes, conseguimos calcular as demais concentrações:

$$[\text{Br}^-] = \frac{7,7 \times 10^{-13}}{[\text{Ag}^+]}$$

$$[\text{Br}^-] = 2,4 \times 10^{-5} \text{ molL}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{1,6 \times 10^{-10}}{[\text{Ag}^+]}$$

$$[\text{Cl}^-] = 0,005 \text{ molL}^{-1}$$

PROBLEMA 24

2J24

Perceba que o valor do K_{ps} é muito pequeno, ou seja, a constante da reação inversa (que é no caso a reação de precipitação) é altíssima, então quando adicionarmos essa quantidade de íons em soluções eles rapidamente irão precipitar. Situação inicial:

	Ca^{2+}	Ba^{2+}	SO_4^{2-}	Na^+	NO_3^-
concentração inicial	$0,17 \text{ molL}^{-1}$	$0,17 \text{ molL}^{-1}$	$0,25 \text{ molL}^{-1}$	$0,25 \text{ molL}^{-1}$	$0,67 \text{ molL}^{-1}$

Após começar a precipitação nós perdemos o controle sobre a quantidade de íons que ainda resta em solução, então não podemos fazer o balanço de massa, resta apenas fazer o balanço de carga (lembrando de incluir os íons espectadores!) e usar as constantes de equilíbrio. Balanço de carga:

$$\sum + = \sum -$$

$$2 \cdot [\text{Ba}^{2+}] + 2 \cdot [\text{Ca}^{2+}] + [\text{Na}^+] = 2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] + [\text{NO}_3^-]$$

$$2 \cdot [\text{Ba}^{2+}] + 2 \cdot [\text{Ca}^{2+}] + 0,25 = 2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] + 0,68$$

$$[\text{Ba}^{2+}] + [\text{Ca}^{2+}] - [\text{SO}_4^{2-}] = 0,21$$

Pelas constantes de equilíbrio temos:

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

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

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

$$2,4 \times 10^{-5} = [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

Isolando as outras concentrações em função da de SO_4^{2-} e substituindo na equação do balanço de carga temos:

$$\frac{1,1 \times 10^{-10}}{[\text{SO}_4^{2-}]} + \frac{2,4 \times 10^{-5}}{[\text{SO}_4^{2-}]} - [\text{SO}_4^{2-}] = 0,21$$

Basta resolver a equação de segundo grau em $[\text{SO}_4^{2-}]$ (fique à vontade para fazer aproximações, desde que você verifique que as aproximações são válidas)

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \times 10^{-4} \text{ molL}^{-1}$$

Usando as constantes, conseguimos calcular as demais concentrações:

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

$$[\text{Ba}^{2+}] = 10^{-6} \text{ molL}^{-1}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{2,4 \times 10^{-5}}{[\text{SO}_4^{2-}]}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = 0,22 \text{ molL}^{-1}$$