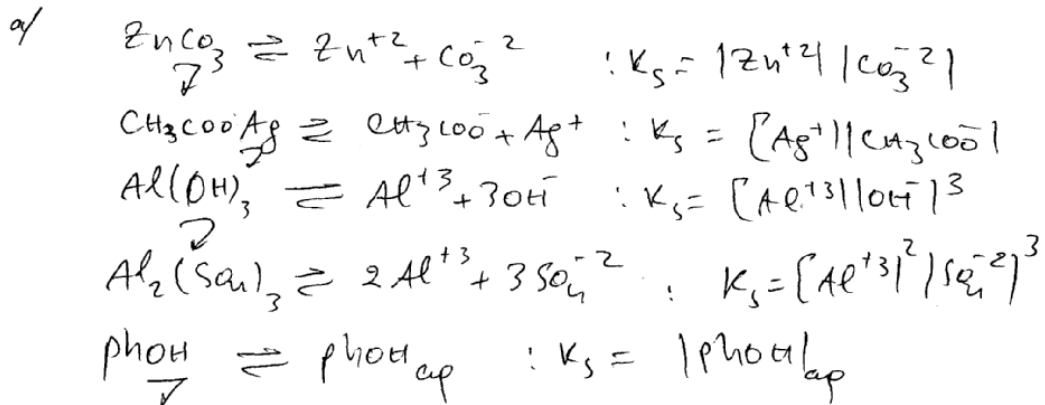
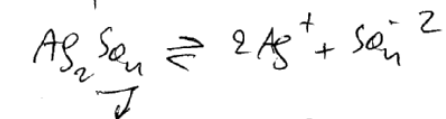


TD N°08
corrigé type

Ex N°1



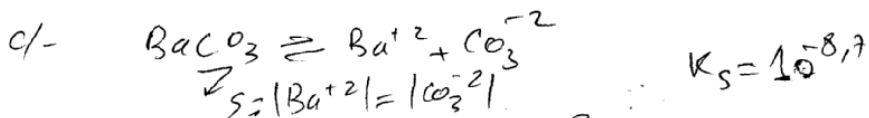
b/- le sulfate d'argent Ag_2SO_4 se dissocie dans l'eau selon l'équation



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

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

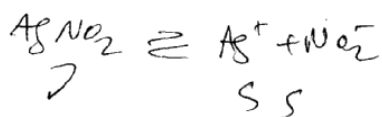
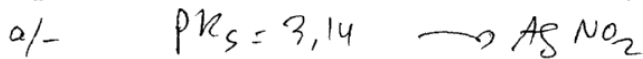
$$K_s = (2S)^2 (S) = 4S^2 \cdot S = 4S^3 = 4(1,6 \cdot 10^{-6})^3 = 16,38 \cdot 10^{-6} \text{ mol}^3/\text{l}^3$$



$$K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{CO}_3^{-2}] = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_s} = \sqrt{10^{-8,7}} = 4,46 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$M_{\text{BaCO}_3} = 197,5 \Rightarrow \underline{S_{\text{mg/l}} = 8,8 \text{ mg/l}}$$

Ex N°2



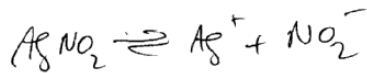
$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{NO}_2^-] = S^2$$

$$S = \sqrt{K_s} = \sqrt{10^{-3,14}}$$

①

$$S = 2,69 \cdot 10^{-2} M$$

b/ la présence de Ag^+, NO_3^- provoque un excès d'ions Ag^+ dans le milieu
la solubilité diminue $S' < S$



E.I

$$C = 0,0118$$

(proviennent de $AgNO_3$)

E.F

$$S' + C \quad S'$$

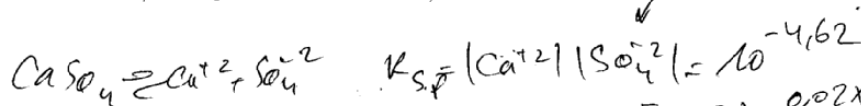
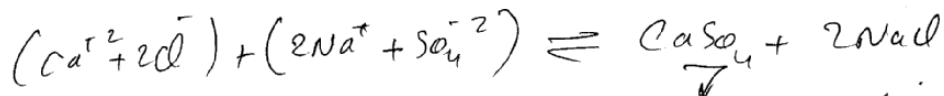
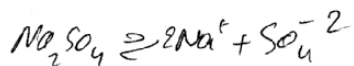
$$K_s = 7,23 \cdot 10^{-4} = |Ag^+| |NO_2^-| = (0,0118 + S') S'$$

$$S'^2 + 0,0118 S' - 7,23 \cdot 10^{-4} = 0 \Rightarrow S' = 2,16 \cdot 10^{-2} M$$

Nous constatons que $S' < S$

le fait d'avoir ajouté un sel totalement soluble ayant un ion commun (Ag^+) a fait baisser sa solubilité

EX N°3



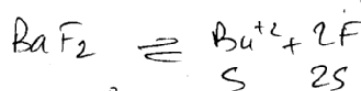
$$K_{sp} = \frac{2 \cdot 10^{-2}}{2} \cdot \frac{4 \cdot 10^{-4}}{2} = 2 \cdot 10^{-6}$$

$$[Ca^{2+}] = \frac{0,02 \times 100}{200} = 0,01 M$$

$$[SO_4^{2-}] = \frac{4 \times 10^{-4} \times 100}{200} = 2 \cdot 10^{-4} M$$

$2 \cdot 10^{-6} < K_{sp}$ donc n'ya pas de précipitation = $2 \cdot 10^{-5}$
et la solution n'est pas saturée en sulfate de calcium

EX N°4



$$K_{sp} = [Ba^{2+}] [F^-]^2$$

$$K_{sp} = S(2S + C)^2 \Rightarrow (2S + C)^2 = \frac{K_{sp}}{S}$$

(2)

$$2S + C = \sqrt{\frac{K_{sp}}{S}}$$

$$C = \sqrt{\frac{K_{sp}}{S}} - 2S$$

$$C = \sqrt{\frac{10^{-5,98}}{5 \cdot 10^{-4}}} - 2 \times (5 \cdot 10^{-4})$$

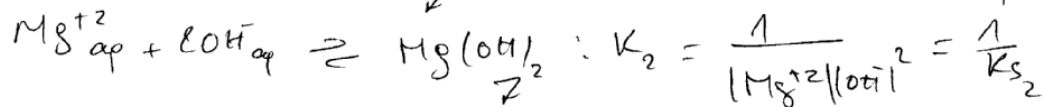
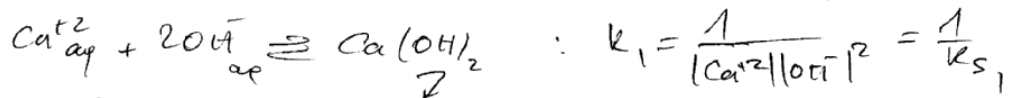
$$C = 0,004 \text{ M.}$$

$$0,004 \text{ M} \longrightarrow 1 \text{ litre}$$

$$\alpha \longrightarrow 0,2 \ell.$$

$$\alpha = 0,004 \times 0,2 = \underline{3,8 \cdot 10^{-3} \text{ ml}}$$

EX N° 5



Les deux précipités ayant la même stoechiométrie, donc on peut comparer les constantes K de précipitation afin de déterminer le précipité qui se forme en premier

$$K_1 = 1,25 \cdot 10^5 \quad \text{et} \quad K_2 = 7,7 \cdot 10^{10}$$

$K_2 \gg K_1$, donc Mg(OH)_2 (le 1^{er} précipité qui se forme)

b/- $[\text{OH}^{-}] | \text{Mg(OH)}_2 = ?$

Mg(OH)_2 précipite dès que le produit de solubilité

$$K_{s2} = [\text{Mg}^{2+}]_{ap} \cdot [\text{OH}^{-}]_{ap}^2 \text{ est atteint}$$

$$[\text{OH}^{-}]_{ap}^2 = \frac{K_{s2}}{[\text{Mg}^{2+}]} \Rightarrow [\text{OH}^{-}]_{ap} = \sqrt{\frac{K_{s2}}{[\text{Mg}^{2+}]}} \quad \text{avec } [\text{Mg}^{2+}] = 0,3 \text{ M}$$

(3)

$$|\text{OH}^-| = \sqrt{\frac{1,3 \cdot 10^{-11}}{0,3}} = 6,58 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

donc on observe la formation de $\text{Mg}(\text{OH})_2$, dès que la concentration en $|\text{OH}^-| = 6,58 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

$$d) - V_{\text{NaOH versé}} = \frac{6,58 \cdot 10^{-6}}{0,01} = 6,58 \cdot 10^{-4} \text{ l (0,66 ml)}$$

d1- la concentration de $|\text{Ca}^{2+}|_{\text{ap}} = 0,1 \text{ M}$

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ précipite dès que le produit de solubilité

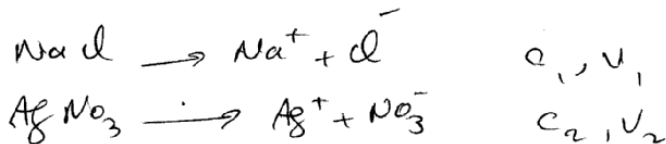
$K_{s1} = |\text{Ca}^{2+}|_{\text{ap}} \cdot |\text{OH}^-|_{\text{ap}}^2$ est atteint

$$|\text{OH}^-|_{\text{ap}}^2 = \frac{K_{s1}}{|\text{Ca}^{2+}|_{\text{ap}}} \Rightarrow |\text{OH}^-|_{\text{ap}} = \sqrt{\frac{K_{s1}}{|\text{Ca}^{2+}|_{\text{ap}}}}$$

$$|\text{OH}^-|_{\text{ap}} = \sqrt{\frac{8 \cdot 10^{-6}}{0,1}} = 8,9 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

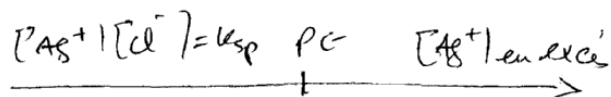
$$\boxed{|\text{OH}^-|_{\text{ap}} = 8,9 \cdot 10^{-3} \text{ M}}$$

EX N° 6



au p. eq (point-ép) : $c_1 v_1 = c_2 v_2$

$$v_2 = \frac{c_1 v_1}{c_2} = \frac{50 \times 0,05}{0,1} = 25 \text{ ml}$$



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

(4)

* lorsque $V_2 < V_E$

$$[Ag^+][Cl^-] = K_{sp} \Rightarrow [Ag^+] = \frac{K_{sp}}{[Cl^-]}$$

$$-\log [Ag^+] = -\log K_{sp} + \log [Cl^-]$$

$$pAg = pK_s + \log \left(\frac{c_1 V_1 - c_2 V_2}{V_1 + V_2} \right)$$

$$pAg = pK_s + \log \left(\frac{0,05 \times 30 - 0,01 \times V_2}{30 + V_2} \right)$$

* lorsque $V_2 = V_E$

$$[Ag^+] = [Cl^-] = \sqrt{K_{sp}} \Rightarrow pAg = \frac{1}{2} pK_s = 4,8$$

* lorsque $V_2 > V_E$

$$[Ag^+] = \frac{c_2 V_2 - c_1 V_1}{V_1 + V_2} = \frac{0,01 \times V_2 - 0,05 \times 30}{30 + V_2}$$

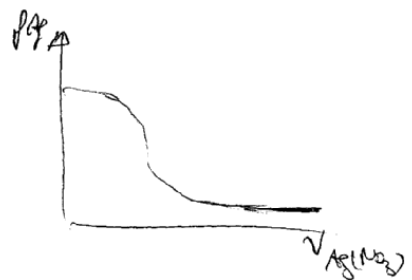
$$pAg = -\log [Ag^+] = -\log \left(\frac{0,01 V_2 - 0,05 \times 30}{30 + V_2} \right)$$

V_2	pAg
5	8,3
10	8,13
15	7,92
20	7,59
24,5	6,86
25	4,87
26,5	3,13
30	2,20
35	1,93

$V_2 < V_E$

$V_2 = V_E$

$V_2 > V_E$



(5)