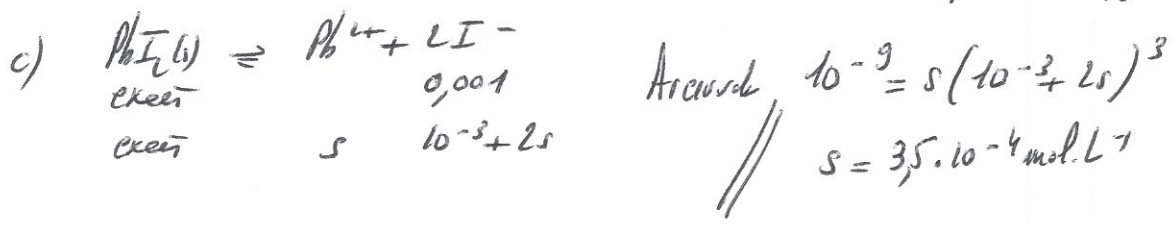
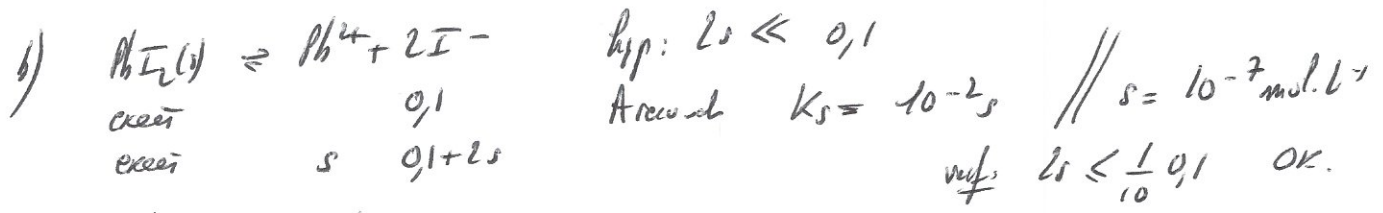
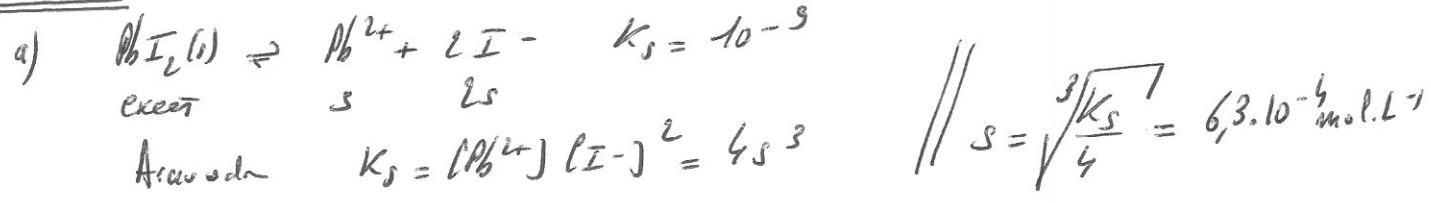
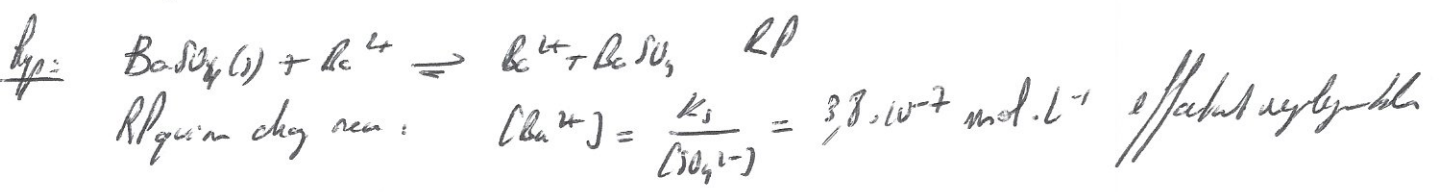
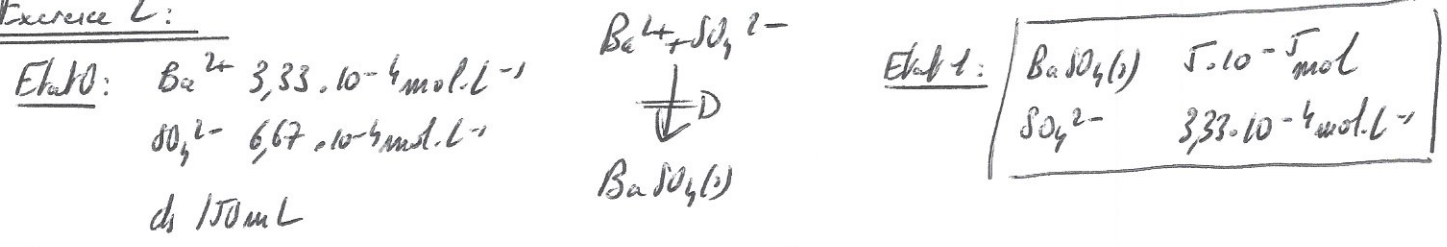


TD précipitation

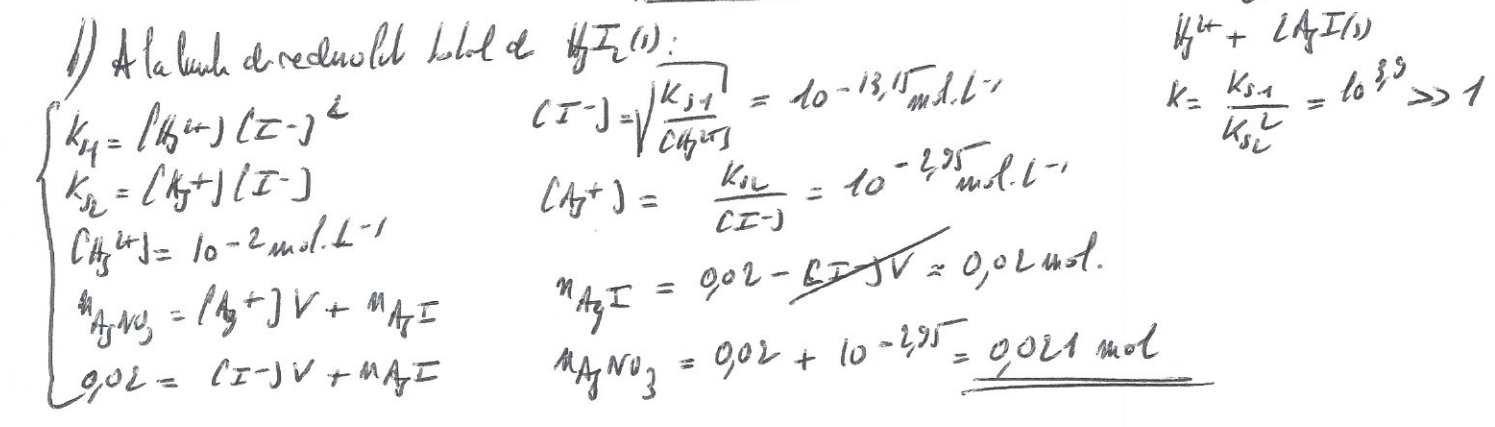
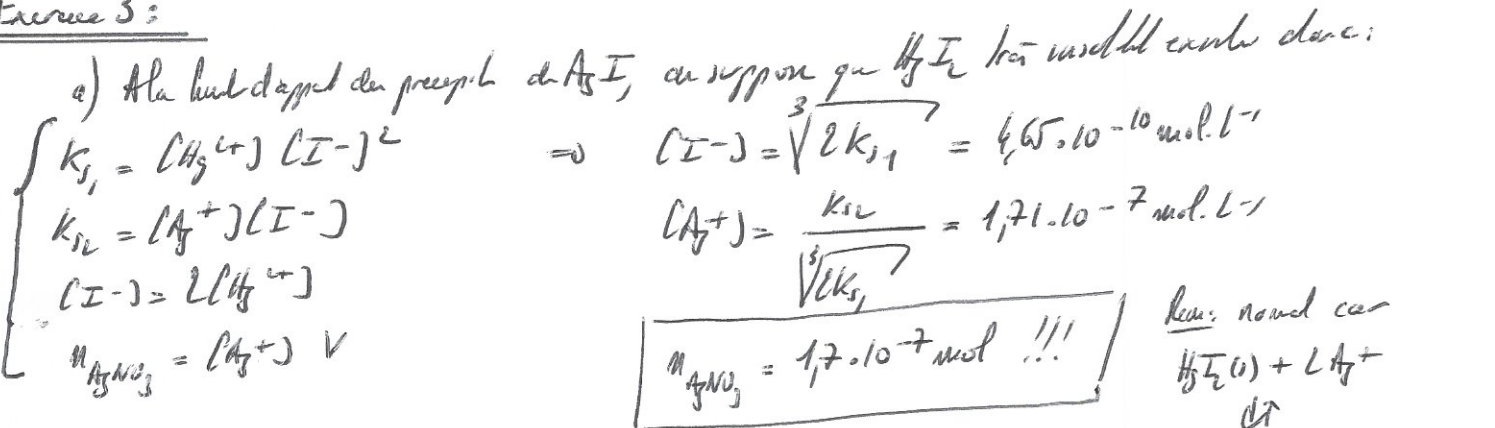
Exercice 1:



Exercice 2:

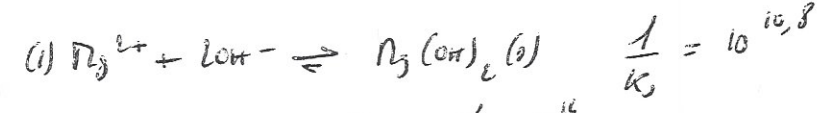


Exercice 3:



Exercice 4

o Recherche ionique :



(1) ne fait pas (2) car $\frac{1}{K_e} \gg \sqrt{\frac{1}{K_s}} = 10^{5,4}$ (on revient à la même stoechiométrie pour le recherche en défiant).

o à v_{e1} $c v_{e1} = h_0 v_0 \Rightarrow v_{e1} = 1 \text{ mL}$

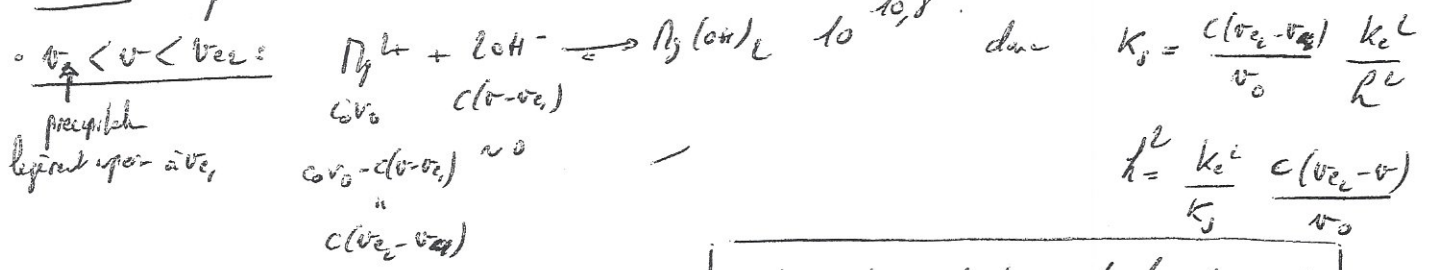
à v_{e2} $c v_{e2} = h_0 v_0 + 2 c_0 v_0 \Rightarrow v_{e2} = 3 \text{ mL}$

o $v=0$ $pH = -\log h_0 = 2$

o $0 < v < v_{e1}$ $pH = -\log \frac{h_0 v_0 - c v}{v_0 + v} = -\log \frac{c(v_{e1} - v)}{v_0}$
 car $v \leq \frac{1}{10} v_0$

Calculer la pH d'apparition de précipité en analysant la dilution : $K_s = c_0 \frac{k_e^2}{R^2}$ soit $h = \sqrt{\frac{c_0}{K_s}} k_e = 10^{-9,6} \text{ mol/L}$
 dans la précipité apparaît, on a l'équivalence car $pH_{e1} = 7$.

o $v = v_{e1}$ $pH = 7$



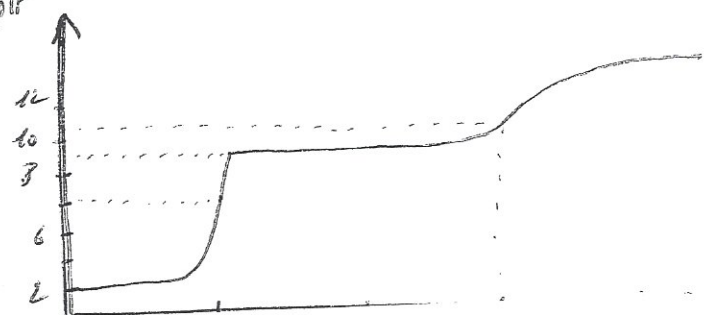
$$pH = pK_e - \frac{1}{2} pK_s - \frac{1}{2} \log \frac{c(v_{e2} - v)}{v_0}$$

o $v = v_{e2}$ $[NH_4^{2+}] = \frac{[OH^-]}{L} = \epsilon \approx 0$

$K_s = \frac{\omega^3}{L}$ soit $h^3 = \frac{K_e^3}{2 K_s}$

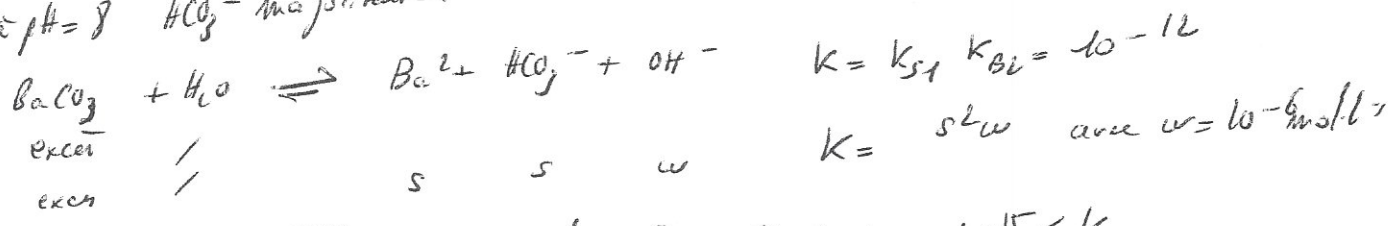
$pH = pK_e - \frac{1}{3} pK_s + \frac{1}{3} \log 2 = 10,5$

o $v > v_{e2}$ $pH = 14 - pOH = 14 - \log \frac{c(v - v_{e2})}{v_0}$



Exercice 8 :

1) à pH=8 HCO₃⁻ majoritaire.



$s = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$

verif: $Q_{sc} = (\text{Ba}^{2+})w^2 = 10^{-15} < K_{sc}$
 Ba(OH)₂(s) n'existe pas

2) A pH 6,4 [H₂CO₃] = [HCO₃⁻] et [CO₃²⁻] négligeable donc $\begin{cases} [\text{H}_2\text{CO}_3] = [\text{HCO}_3^-] = \frac{s}{2} \\ [\text{Ba}^{2+}] = s \end{cases}$

donc $k = \frac{s^2}{2} w = 0 \Rightarrow s = 8,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$

verif: $Q_{sc} = 5,63 \cdot 10^{-18} < K_{sc}$ OK

3) pH stable à CO₃²⁻ à 0,1 mol.l⁻¹: on a pK_{B1} - pC = 3,7 - 1 = 2,7 > 2
 donc $\text{pH} = \frac{1}{2}(pK_{B1} + pC) = 2,35 \Rightarrow \text{pH} = 11,65 > pK_{A2} + 1$

donc on sera dans le dom de majorité de CO₃²⁻ car pH > pKa2 + 1



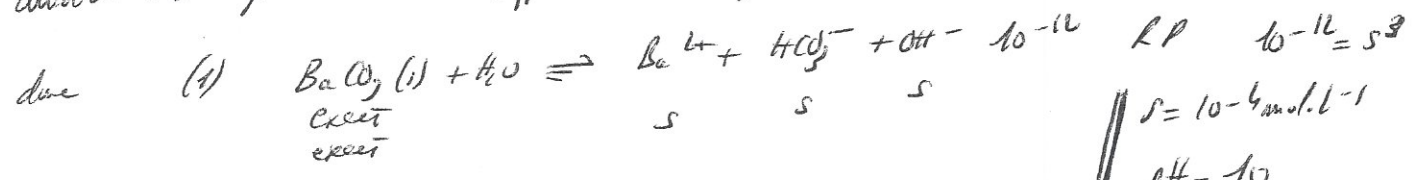
hyp: on néglige s devant 0,1 (effet d'ion commun)

$K_{sL} = 0,1 s$

$s = 10^{-2,3} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$

verif: $Q_{sc} < K_{sc}$

4) dissolt $\Rightarrow \text{pH} > 7$ Hyp: dom de majorité de HCO₃⁻

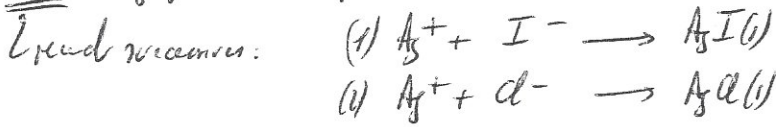


$s = 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$
 $\text{pH} = 10$

Hypothèse vérifiée, on topotabilise de l'eau asphyxiable

Exercice 9

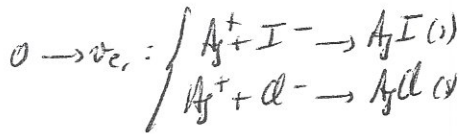
a) A: $[Ag^+] \uparrow$ donc $pAg \downarrow$



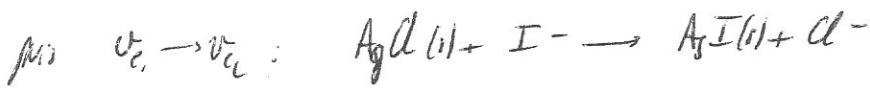
- 1. pAg
- 4. $\% I^-$
- 3. $\% Cl^-$
- 2. $\% Ag^+$

D: $[Ag^+] \downarrow$ donc $pAg \uparrow$

Équation simultanée pour une réaction



- 1. pAg
- 4. $\% Ag^+$
- 2. $\% Cl^-$
- 3. $\% I^-$



b) c) Donnée A: à v_{e_1} $n_{Ag^+} + n_{I^-} = n_{I^-}^0$

$$0,01 \text{ mol.l}^{-1} \downarrow$$

$$C_1 v_{e_1} = C_2 v_0 \quad C_2 = 0,009 \text{ mol.l}^{-1}$$

\uparrow 9 mL \uparrow 10 mL

entre v_{e_1} et v_{e_2} : $n_{Ag^+} + n_{Cl^-} = n_{Cl^-}^0$

$$C(v_{e_2} - v_{e_1}) = C_1 v_0 \quad C_1 = 0,008 \text{ mol.l}^{-1}$$

\uparrow 17 mL

• au point angulaire, apparaît du premier précipité d'AgCl donc:

$$K_{s1} = [Ag^+][Cl^-]$$

$$pAg_0 = 7,4$$

$$[Cl^-] = \frac{C_1 v_0}{V_0 + v_{e_1}} = 4,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\Rightarrow K_{s1} = 1,67 \cdot 10^{-10} \Rightarrow pK_{s1} = 9,8$$

• à $v = 5 \text{ mL}$, $pAg_0 = 11,5$ et AgI existe et $[I^-] = \frac{C_2 v_0 - C v}{V_0 + v} = 1,67 \cdot 10^{-6} \text{ mol.l}^{-1}$

$$K_{s2} = [Ag^+][I^-] = 8,4 \cdot 10^{-17}$$

$$pK_{s2} = 16,1$$

b) donnée B: à v_{e_1} $n_{Ag^+} + n_{Cl^-} + n_{I^-} = n_{Ag^+}^0$ $(C_1 + C_2)v_{e_1} = C v_0$

entre v_{e_1} et v_{e_2} : $n_{I^-} + n_{Cl^-} = n_{Cl^-}^0$

$$C_2(v_{e_2} - v_{e_1}) = C_1 v_{e_1}$$

$$C_2 v_{e_2} = (C_1 + C_2)v_{e_1} = C v_0$$

$$C_2 = 0,0090 \text{ mol.l}^{-1} \text{ car } v_{e_2} = 11,1 \text{ mL}$$

$$C_1 = \frac{C_2(v_{e_2} - v_{e_1})}{v_{e_1}} = 0,0077 \text{ mol.l}^{-1}$$

au point angulaire $\Rightarrow pK_{s1}$ (dans zone AgCl)

à 15 mL $\Rightarrow AgI(s)$ existe $[I^-]$ en excès, lecture pAg .