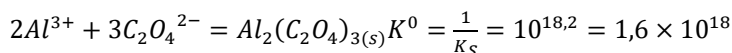


Correction TD Chimie n°10 : Transformations modélisées par des réactions de précipitation-solubilisation

- Toutes les concentrations des solutés (sauf mention contraire) sont en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ dans les expressions littérales
- $C^0 = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et sera implite dans la plupart des expressions notamment dans celle du pH : $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}}{C^0}\right)$ qui sera écrit : $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]_{eq})$ avec $[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}$ exprimée en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Exercice 1 : Formation d'un précipité



$$Q_r = \frac{(C^0)^5}{[\text{Al}^{3+}]^2 [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]^3} = \frac{1}{C^2 \times \left(\frac{n}{V}\right)^3}$$

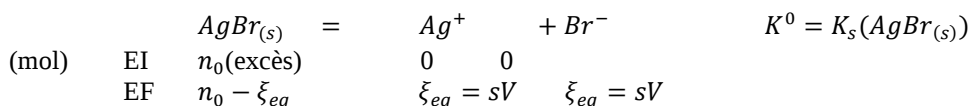
On calcule :

$Q_{ra} = 2,0 \times 10^{17} < K^0$: le système évolue dans le sens direct, celui de la précipitation, il y a donc **apparition du précipité** $\text{Al}_2(\text{C}_2\text{O}_4)_{3(s)}$

$Q_{rb} = 1,3 \times 10^{19} > K^0$: le système évolue dans le sens indirect. Le précipité étant initialement absent, il ne se passe rien, **le système n'évolue pas**.

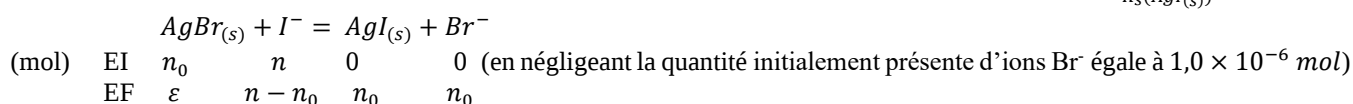
Exercice 2 : Solubilité d'un précipité et redissolution par échange d'anion

- Solubilité du bromure d'argent dans l'eau pure :



A l'équilibre : $Q_{r,eq} = K^0 \Rightarrow \frac{[\text{Ag}^+]_{eq}[\text{Br}^-]_{eq}}{(C^0)^2} = K_S(\text{AgBr}_{(s)}) \Rightarrow s^2 = K_S(\text{AgBr}_{(s)})$
 $\Rightarrow s = \sqrt{K_S(\text{AgBr}_{(s)})}$ AN : $s = 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

- Réaction modélisant la transformation de précipitation : $\text{AgBr}_{(s)} + \text{I}^- = \text{AgI}_{(s)} + \text{Br}^-$ $K^0 = \frac{K_S(\text{AgBr}_{(s)})}{K_S(\text{AgI}_{(s)})} = 10^4 \gg 1$



EF = état d'équilibre en se plaçant à la limite de disparition d' $\text{AgBr}_{(s)}$

A l'équilibre : $Q_{r,eq} = K^0 \Rightarrow \frac{[\text{Br}^-]_{eq}}{[\text{I}^-]_{eq}} = \frac{n_0}{n - n_0} = K^0 \Rightarrow n = n_0 \times \frac{1 + K^0}{K^0}$ AN : $n = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \approx n_0$

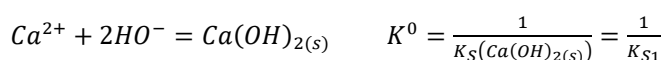
Ce que l'on aurait pu écrire plus directement la transformation pouvant être supposée comme quasi-quantitative

Exercice 3 : Précipitation sélective

- Les précipités apparaissent lorsque le % des ions diminuent par précipitation. Par lecture graphique :

pH d'apparition de $\text{Ca}(\text{OH})_{2(s)}$: $\text{pH}_1 = 12,8$

pH d'apparition de $\text{Mg}(\text{OH})_{2(s)}$: $\text{pH}_2 = 9,2$



A l'apparition du précipité, le système est à l'équilibre et $[\text{Ca}^{2+}]_{eq} = [\text{Ca}^{2+}]_0$: $Q_{r,eq} = K^0 \Rightarrow \frac{(C^0)^3}{[\text{Ca}^{2+}]_0([\text{HO}^-]_{eq})^2} = \frac{1}{K_{S1}}$

$$\Rightarrow K_{S1} = \frac{[\text{Ca}^{2+}]_0([\text{HO}^-]_{eq})^2}{(C^0)^3} = \frac{[\text{Ca}^{2+}]_0 \left(\frac{K_e}{10^{-\text{pH}_1}}\right)^2}{1} \quad \text{AN : } K_S(\text{Ca}(\text{OH})_{2(s)}) = 4,0 \times 10^{-6}$$

De la même manière on trouve : $K_S(\text{Mg}(\text{OH})_{2(s)}) = 1,3 \times 10^{-11}$

2. Condition de précipitation :

$$Q_r = \frac{1}{[Ca^{2+}]_0 \left(\frac{K_e}{10^{-pH}}\right)^2} = \frac{1}{[Ca^{2+}]_0 (10^{-(pH-14)})^2} < K^0 = \frac{1}{K_S(Ca(OH)_{2(s)})} \Rightarrow [Ca^{2+}]_0 (10^{-(pH-14)})^2 > K_S(Ca(OH)_{2(s)})$$

Donc la ligne 17 s'écrit : **CCa*(10**(i-14))**2 > 10**(-pKsCa)**

Dans ces conditions, le système est à l'équilibre, ce qui nous permet de calculer la concentration résiduelle en ions calcium :

$$Q_{r,eq} = K^0 \Rightarrow \frac{1}{[Ca^{2+}]_{eq} \left(\frac{K_e}{10^{-pH_{eq}}}\right)^2} = \frac{1}{K_S(Ca(OH)_{2(s)})} \Rightarrow [Ca^{2+}]_{eq} = \frac{K_S(Ca(OH)_{2(s)})}{\left(\frac{K_e}{10^{-pH_{eq}}}\right)^2}$$

$$\Rightarrow [Ca^{2+}]_{eq} = 10^{-pK_S(Ca(OH)_{2(s)})-2pH_{eq}+28} \Rightarrow \%Ca = 100 \times \frac{[Ca^{2+}]_{eq}}{[Ca^{2+}]_0} = 100 \times \frac{10^{-pK_S(Ca(OH)_{2(s)})-2pH_{eq}+28}}{[Ca^{2+}]_0}$$

Donc la ligne 18 s'écrit : **100*10**(-pKsCa-2*i+28)/CCa**

Idem pour la ligne 23 : **CMg*(10**(i-14))**2 > 10**(-pKsMg)**

Et la ligne 24 : **100*10**(-pKsMg-2*i+28)/CMg**

Exercice 4 : Condition d'existence d'un précipité et redissolution par complexation

1. $Cu^{2+} + 2HO^- = Cu(OH)_{2(s)}$ $K^0 = \frac{1}{K_S(Cu(OH)_{2(s)})} = 10^{20}$

$$Q_{r,0} = \frac{(c^0)^3}{[Cu^{2+}]_0 [HO^-]^2} = \frac{1}{[Cu^{2+}]_0 \left(\frac{K_e}{10^{-pH}}\right)^2} \quad \text{AN : } Q_{r,0} = 10^{22} > K^0$$

Le système évolue dans le sens indirect mais le précipité étant initialement absent, il ne se passe rien, **le système n'évolue pas et aucun précipité n'apparaît.**

2. (1) $Cu(OH)_{2(s)} = Cu^{2+} + 2HO^-$ $K_1^0 = K_S = K_S(Cu(OH)_{2(s)})$
 (2) $Cu^{2+} + 4NH_3 = [Cu(NH_3)_4]^{2+}$ $K_2^0 = \beta_4$

$$(1) + (2) \quad Cu(OH)_{2(s)} + 4NH_3 = [Cu(NH_3)_4]^{2+} + 2HO^- \quad K^0 = K_S \beta_4 = 10^{-7}$$

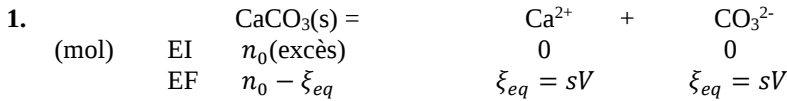
(mol)	EI	$n_0 = 10^{-3}$	n	0	10^{pH-14}
	EF	ε	$n - 4n_0$	n_0	10^{pH-14}

(le milieu est tamponné : le pH est donc la concentration en ions hydroxyde ne bouge pas)

$K^0 \ll 1$: on peut faire l'hypothèse que $4n_0 \ll n \Rightarrow n_{NH_3,eq} \approx n$

A la limite de disparition du précipité, le système est à l'équilibre : $Q_{r,eq} = K^0 \Rightarrow \frac{[Cu(NH_3)_4]_{eq}^{2+} ([HO^-]_{eq})^2 c^0}{([NH_3]_{eq})^4} = K^0$

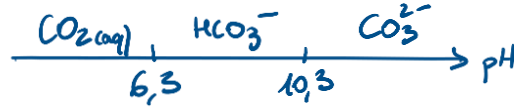
$$\Rightarrow \frac{\frac{n_0}{V} (10^{pH-14})^2}{\left(\frac{n}{V}\right)^4} = K^0 \Rightarrow n = V \times \left(\frac{\frac{n_0}{V} (10^{pH-14})^2}{K^0} \right)^{\frac{1}{4}} \quad \text{AN : } n = 0,10 \text{ mol } (>> 4n_0 : \text{hypothèse validée})$$

Exercice 5 : Précipitation et pH : cas d'un anion basique

A l'équilibre : $Q_{r,eq} = K^0 = K_s(\text{CaCO}_3(\text{s})) \Rightarrow \frac{[\text{Ca}^{2+}]_{eq}[\text{CO}_3^{2-}]_{eq}}{(C^0)^2} = s^2 = K_s(\text{CaCO}_3(\text{s})) \Rightarrow s = \sqrt{K_s(\text{CaCO}_3(\text{s}))}$

AN : $s = 10^{-4,2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 6,3 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à 25°C

2. Diagramme de prédominance :



$pH \searrow \Rightarrow [\text{CO}_3^{2-}] \searrow \Rightarrow Q_r = \frac{[\text{Ca}^{2+}]_{eq}[\text{CO}_3^{2-}]_{eq}}{(C^0)^2} < K^0 = K_s(\text{CaCO}_3(\text{s}))$: le système évolue dans le **sens direct** celui de la **solubilisation** du carbonate de calcium, la solubilité augmente.

3. Le carbonate de calcium une fois solubilisé se retrouve sous la forme des trois espèces $\text{CO}_{2(\text{aq})}$, HCO_3^- et CO_3^{2-} . Elle est par ailleurs toujours égale à la concentration en ions calcium.

$$s = [\text{CO}_3^{2-}]_{eq} + [\text{HCO}_3^-]_{eq} + [\text{CO}_2]_{eq} = [\text{Ca}^{2+}]_{eq}$$

4.

$$s = [\text{CO}_3^{2-}]_{eq} + [\text{HCO}_3^-]_{eq} + [\text{CO}_2]_{eq} = [\text{CO}_3^{2-}]_{eq} + \frac{[\text{CO}_3^{2-}]_{eq}[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}}{K_{A2}} + \frac{[\text{HCO}_3^-]_{eq}[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}}{K_{A1}}$$

$$\Rightarrow s = [\text{CO}_3^{2-}]_{eq} + \frac{[\text{CO}_3^{2-}]_{eq}[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}}{K_{A2}} + \frac{[\text{CO}_3^{2-}]_{eq}[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}}{K_{A1}K_{A2}} = [\text{CO}_3^{2-}]_{eq} \times \left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}}{K_{A2}} + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}^2}{K_{A1}K_{A2}} \right)$$

$$= \frac{K_s(C^0)^2}{[\text{Ca}^{2+}]_{eq}} \times \left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}}{K_{A2}} + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}^2}{K_{A1}K_{A2}} \right)$$

$$\Rightarrow s = \frac{K_s(C^0)^2}{s} \times \left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}}{K_{A2}} + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}^2}{K_{A1}K_{A2}} \right) \Rightarrow s^2 = K_s(C^0)^2 \times \left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}}{K_{A2}} + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}^2}{K_{A1}K_{A2}} \right)$$

$$\Rightarrow s = \sqrt{K_s \times \left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}}{K_{A2}} + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}^2}{K_{A1}K_{A2}} \right)}$$

5. $pH \leq 5,4$: CO_2 majoritaire $s = [\text{CO}_2]_{eq} = \sqrt{K_s \times \left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}^2}{K_{A1}K_{A2}} \right)} = \sqrt{\frac{K_s}{K_{A1}K_{A2}}} [\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}$

$$\Rightarrow ps = -\log(s) = -\log \left(\sqrt{\frac{K_s}{K_{A1}K_{A2}}} \right) - \log([\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}) \Rightarrow ps = pH - \log \left(\sqrt{\frac{K_s}{K_{A1}K_{A2}}} \right) \quad \text{pente} = +1$$

$7,4 \leq pH \leq 9,3$: HCO_3^- majoritaire $s = [\text{HCO}_3^-]_{eq} = \sqrt{K_s \times \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}}{K_{A2}}} = \sqrt{\frac{K_s}{K_{A2}}} \times \sqrt{[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}}$

$$\Rightarrow ps = -\log(s) = -\log \left(\sqrt{\frac{K_s}{K_{A2}}} \right) - \frac{1}{2} \log([\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}) \Rightarrow ps = \frac{1}{2} pH - \log \left(\sqrt{\frac{K_s}{K_{A2}}} \right) \quad \text{pente} = +1/2$$

$11,3 \leq pH$: CO_3^{2-} majoritaire $s = [\text{CO}_3^{2-}]_{eq} = \sqrt{K_s} \Rightarrow ps - \log(\sqrt{K_s}) = \text{cste} \quad \text{pente} = 0$

Pour un pH compris entre 8,0 et 8,3, on se trouve dans le domaine de majorité de HCO_3^-
 $s(pH = 8,3) = 6,3 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ $s(pH = 8,0) = 8,9 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

6. On retrouve bien les résultats obtenus en question 5 :
allure générale : $s \nearrow \Rightarrow ps \searrow$ lorsque $pH \searrow$

pente 0, 1/2 et 1 dans les différents domaines de pH

7. (1) $\text{CaCO}_3(\text{s}) = \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$
(2) $\text{CO}_3^{2-} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2 \text{HCO}_3^-$
(1) + (2) : $\text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}^{2+} + 2 \text{HCO}_3^-$
 $[\text{CO}_2] \nearrow \Rightarrow Q_r \searrow < K_s$: le système évolue dans le **sens direct** celui de la **solubilisation** du carbonate de calcium, la solubilité augmente.

8. Graphiquement, on observe que, pour un pH donné, $ps \searrow \Rightarrow s \nearrow$, si la température $\nearrow$: le réchauffement climatique va aussi dans le sens d'une solubilisation accrue du carbonate de calcium.

Exercice 6 : Précipitation et pH : cas d'un précipité amphotère

1. Le précipité $\text{Cr}(\text{OH})_{3(s)}$ est qualifié d'hydroxyde « amphotère » car il peut se dissocier en milieu acide ou basique :

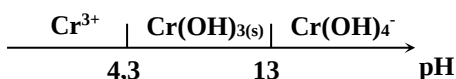
- **en milieu acide :** (1) $\text{Cr}(\text{OH})_{3(s)} + 3 \text{H}^+ = \text{Cr}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow K_1^0 = \frac{K_S}{K_e^3}$
- **en milieu basique :** (2) $\text{Cr}(\text{OH})_{3(s)} + \text{OH}^- = \text{Cr}(\text{OH})_4^- \rightarrow K_2^0 = \beta_4 K_S$

2. Pour $\text{pH} \leq 4,3$: la solubilité est maximale, le précipité s'est entièrement dissous sous forme d'ions Cr^{3+} selon le bilan (1). Ce domaine correspond au domaine de prédominance de Cr^{3+} .

Pour $\text{pH} \geq 13$: la solubilité est maximale, le précipité s'est entièrement dissous sous forme d'ions $\text{Cr}(\text{OH})_4^-$ selon le bilan (2). Ce domaine correspond au domaine de prédominance de $\text{Cr}(\text{OH})_4^-$.

Pour $4,3 \leq \text{pH} \leq 13$: la solubilité diminue jusqu'à atteindre une valeur minimale. Le précipité $\text{Cr}(\text{OH})_{3(s)}$ est présent dans ce domaine, qui correspond donc au domaine d'existence de $\text{Cr}(\text{OH})_{3(s)}$.

On obtient donc le diagramme :



3. A la limite de disparition du précipité $\text{Cr}(\text{OH})_{3(s)}$ en milieu acide selon la réaction $\text{Cr}(\text{OH})_{3(s)} + 3 \text{H}^+ = \text{Cr}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O}$:
Le système est à l'équilibre et $[\text{Cr}^{3+}]_{eq} = C_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\Rightarrow K^0 = K_1^0 = \frac{K_S}{K_e^3} = \frac{[\text{Cr}^{3+}]_{eq} (C_0)^2}{([\text{H}^+]_{eq})^3} \Rightarrow K_S = K_e^3 \frac{C_0}{([\text{H}^+]_{eq})^3} = K_e^3 \frac{C_0}{(10^{-\text{pH}_1})^3} \quad \text{avec } \text{pH}_1 = 4,3$$

$$\text{AN : } K_S = 10^{-31,1} \Rightarrow \text{p}K_S = 31,1$$

4. A la limite de disparition du précipité $\text{Cr}(\text{OH})_{3(s)}$ en milieu basique selon la réaction $\text{Cr}(\text{OH})_{3(s)} + \text{OH}^- = \text{Cr}(\text{OH})_4^-$:

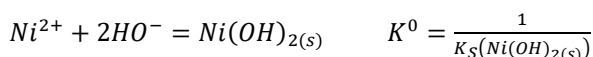
Le système est à l'équilibre et $[\text{Cr}(\text{OH})_4^-]_{eq} = C_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\Rightarrow K^0 = K_2^0 = \beta_4 K_S = \frac{[\text{Cr}(\text{OH})_4^-]_{eq}}{[\text{HO}^-]_{eq}} \Rightarrow \beta_4 = \frac{C_0}{K_S (10^{-\text{pH}_2})} \quad \text{avec } \text{pH}_2 = 13$$

$$\text{AN : } \beta_4 = 30,1$$

Exercice 7 : Titrage d'une solution acidifiée d'ion nickel II

1. Soit pH_0 , le pH de début de précipitation de $\text{Ni}(\text{OH})_2$.

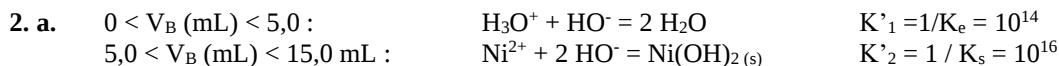


A l'apparition du précipité, le système est à l'équilibre et $[\text{Ni}^{2+}]_{eq} = [\text{Ni}^{2+}]_0 = C$:

$$Q_{r,eq} = K^0 \Rightarrow \frac{(C_0)^3}{[\text{Ni}^{2+}]_0 ([\text{HO}^-]_0)^2} = \frac{1}{K_S(\text{Ni}(\text{OH})_{2(s)})} \Rightarrow [\text{HO}^-]_0 = \sqrt{\frac{K_S(\text{Ni}(\text{OH})_{2(s)})}{C}}$$

$$\text{AN : } [\text{HO}^-]_0 = 7,0 \Rightarrow \text{pH}_0 = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]_0) = -\log\left(\frac{K_e}{[\text{HO}^-]_0}\right) \Rightarrow \text{pH}_0 = 7,0$$

(Remarque : l'autoprotolyse n'est en fait pas négligeable ici)



b. Le titrage des ions $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ par les ions $\text{HO}^-_{(aq)}$ est terminé à $V_{e1} = 5,0 \text{ mL}$ (point équivalent pour ce titrage). En effet, le saut de pH commence à se dessiner. Par conséquent, on peut écrire à cette équivalence : $C_B V_{e1} = C_1 V_0 \Rightarrow C_1 = \frac{C_B V_{e1}}{V_0}$; AN : $C_1 = 0,018 \text{ mol/L}$

Les ions Ni^{2+} sont titrés entre les volumes $V_{e1} = 5,0 \text{ mL}$ et $V_{e2} = 15,0 \text{ mL}$, on peut donc écrire :

$$\frac{C_B (V_{e2} - V_{e1})}{2} = C_2 V_0 \Rightarrow C_2 = \frac{C_B (V_{e2} - V_{e1})}{2 V_0} ; \text{AN : } C_2 = 0,018 \text{ mol/L}$$

Exercice 9 : Titrage des ions chlorure par la méthode de Charpentier-Volhard

- Bilan des réactions intervenant dans cette méthode :

(1) $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl(s)}$	$K_1 = 10^{9,8} \rightarrow$ quasi-totale
(2) $\text{Ag}^+ + \text{SCN}^- = \text{AgSCN(s)}$	$K_2 = 10^{12} \rightarrow$ quasi-totale
(3) $\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- = \text{FeSCN}^{2+}$	$K_3 = 10^{2,9}$ sera considérée comme quasi-totale
- Si le milieu est trop basique, on risque la précipitation de l'hydroxyde de fer (III) : $\text{Fe(OH)}_3(\text{s})$, dont le pK_s est 38, donc ce précipité est très peu soluble.
- A l'apparition de la couleur « rose saumon » :

Calcul de la concentration en ion thiocyanate :

$$K_1 = \frac{[\text{FeSCN}^{2+}]_{eq} (C^0)}{[\text{Fe}^{3+}]_{eq} [\text{SCN}^-]_{eq}} \Rightarrow [\text{SCN}^-]_{eq} = \frac{[\text{FeSCN}^{2+}]_{eq}}{[\text{Fe}^{3+}]_{eq} K_1} = \frac{5,0 \times 10^{-6}}{5,0 \times 10^{-6} \times 10^{2,9}} = 1,26 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{car } [\text{Fe}^{3+}]_0 = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \Rightarrow [\text{Fe}^{3+}]_{eq} = [\text{Fe}^{3+}]_0 - [\text{FeSCN}^{2+}]_{eq} = 5,0 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

Calcul de la concentration en ion argent :

$$K_2 = \frac{(C^0)^2}{[\text{Ag}^+]_{eq} [\text{SCN}^-]_{eq}} \Rightarrow [\text{Ag}^+]_{eq} = \frac{1}{K_2 [\text{SCN}^-]_{eq}} \Rightarrow [\text{Ag}^+]_{eq} = \frac{1}{10^{-2,9} \times 10^{12}} = 1,0 \times 10^{-9,1} = 7,9 \times 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$$

Il reste alors : $n_{\text{Ag}^+} = [\text{Ag}^+]_{eq} \times (V_0 + V_{eq}) \Rightarrow n_{\text{Ag}^+} = 7,9 \times 10^{-11} \text{ mol}$, une quantité très faible devant la quantité initiale en ions argent. Cette méthode est donc précise : l'excès d'argent a bien été entièrement titré lors de la deuxième étape.

- Détermination de l'excès d'ions argent dans le prélèvement de $V_0 = 50 \text{ mL}$:
A l'équivalence du titrage associé à l'étape (3), on a : $n_{\text{Ag}^+} = n_{\text{SCN}^-} = C_{\text{SCN}^-} V_{eq}$ dans $V_0 = 50 \text{ mL}$.

Détermination de l'excès d'ions argent dans la solution initiale S' de volume $V = V_1 + V_2 + V_S$:

$$n'_{\text{Ag}^+} = C_{\text{SCN}^-} V_{eq} \times \frac{V_1 + V_2 + V_S}{V_0}$$

Détermination de la quantité d'ions chlorure consommés (et donc présents initialement) dans S' :

La réaction (1) étant totale, on a :

$$n'_{\text{Ag}^+} = n'_{\text{Ag}^+,0} - n'_{\text{Cl}^-} \Rightarrow n'_{\text{Cl}^-} = n'_{\text{Ag}^+,0} - n'_{\text{Ag}^+} = C_{\text{Ag}^+} V_1 - C_{\text{SCN}^-} V_{eq} \times \frac{V_1 + V_2 + V_S}{V_0}$$

Détermination de la masse de chlorure contenu dans 6,33 g de poudre de lait :

$$m_{\text{Cl}^-} = n_{\text{Cl}^-,S'} \times M(\text{Cl}) \Rightarrow m_{\text{Cl}^-} = 0,032 \text{ g}$$

Détermination de la masse de chlorure contenu dans 100 g de poudre de lait :

Dans 100g de poudre : $m = \frac{100}{6,33} = 0,504 \text{ g}$, ce qui est conforme à l'étiquette, validant ainsi la méthode utilisée pour titrer les ions chlorure dans le lait.