

Solution de Série n°3

Exercice 6 :

Déterminer le domaine d'existence de l'hydroxyde de magnésium de formule $\text{Mg(OH)}_2(\text{s})$, en fonction du pOH, dans une solution de concentration initiale en ions magnésium égale à $C = [\text{Mg}^{2+}] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

On donne : $K_s(\text{Mg(OH)}_2(\text{s})) = 10^{-11}$

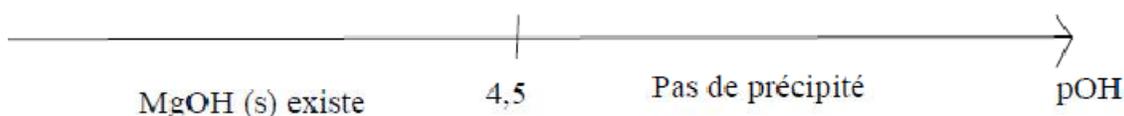
Corrigé



Soit à la limite, lorsque le premier grain de solide apparaît ($[\text{Mg}^{2+}]_{eq} \approx [\text{Mg}^{2+}]_0$)

$$[\text{HO}] = \sqrt{\frac{K_s}{[\text{Mg}]_0}} = \sqrt{\frac{10^{-11}}{10^{-2}}} = \sqrt{10^{-9}} = 10^{-4,5}$$

Soit à la limite de précipitation : $\text{POH} = 4,5$



Exercice 7 :

On mélange 10 mL de solution de sulfate de sodium et 10 mL de solution de nitrate d'argent, toutes deux à la concentration $c = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Observe-t-on un précipité de sulfate d'argent ?

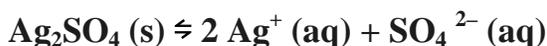
Donnée : $K_s(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 1,5 \cdot 10^{-5}$.

Corrigé :

Les concentrations **apportées** ou introduites des ions argent (I) et sulfate en tenant compte de la dilution, mais avant toute éventuelle réaction, valent :

$$[\text{Ag}^+] = [\text{SO}_4^{2-}] = c / 2 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

S'il y a précipitation, le système est le siège de l'équilibre :



de constante $K_s = 1,5 \cdot 10^{-5}$.

Le quotient de réaction Q_a lors du mélange des deux solutions vaut :

$$\begin{aligned} Q_a &= [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \\ &= (4 \cdot 10^{-2})^2 \cdot (4 \cdot 10^{-2}) = 6,4 \cdot 10^{-5} \end{aligned}$$

Lors du mélange, $Q_a > K_s$: **du sulfate d'argent précipite.**

Exercice 8:

Le produit de solubilité du chromate d'argent Ag_2CrO_4 est égal à $3 \cdot 10^{-12}$.

- Calculer en mole/l et en g/l la solubilité de ce produit.
- La concentration en ion Ag^+ d'une solution est de 10^{-4} mole/l. Calculer la masse minimum de Na_2CrO_4 que l'on doit ajouter par litre de solution pour que le chromate d'argent commence à précipiter.
- Quelle masse de nitrate d'argent faudrait-il ajouter à un litre d'une solution saturée de chromate d'argent pour diminuer la solubilité de ce dernier par 1000 ?
- Quelle masse de chromate de sodium faudrait-il ajouter à un litre d'une solution saturée de chromate d'argent pour diminuer la solubilité de ce dernier par 1000 ?
- On ajoute à un litre d'une solution contenant 200 g d'ions argent 100 g de chromate de sodium. Calculer la masse d'ions argent restant en solution.

a) $K_s = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = 3 \cdot 10^{-12}$ Nous savons également que S (solubilité) = $[\text{CrO}_4^{-2}] = [\text{Ag}^+] / 2$

Donc $K_s = 4 \cdot S^3$ donc $S = (K_s / 4)^{1/3}$ **$S = 9,1 \cdot 10^{-5}$ mole/l soit 30 mg/l**

b) Le chromate d'argent précipite lorsque le produit de solubilité est atteint :

$$3 \cdot 10^{-12} = (10^{-4})^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}]$$

$$[\text{CrO}_4^{-2}] = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mole soit } \mathbf{49 \text{ mg de Na}_2\text{CrO}_4}$$

c) Solubilité initiale : $S_i = 9,1 \cdot 10^{-5}$ mole/l Solubilité finale : $S_f = 9,1 \cdot 10^{-8}$ mole/l

	$[\text{Ag}^+]$	$[\text{CrO}_4^{-2}]$
Départ : $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = K_s$	$2 \cdot S_i$	S_i
On ajoute X moles de Ag^+ (NO_3^-) $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] > K_s$	$2 \cdot S_i + X$	S_i
Nouvel équilibre $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = K_s$	$2 \cdot S_f + X$	S_f

avec : $(2 \cdot S_f + X)^2 \cdot S_f = K_s$ donc $X = (K_s / S_f)^{1/2} - 2 \cdot S_f$

Application $X = 5,7 \cdot 10^{-3}$ mole soit **0,98 g de AgNO_3**

d) Solubilité initiale : $S_i = 9,1 \cdot 10^{-5}$ mole/l Solubilité finale : $S_f = 9,1 \cdot 10^{-8}$ mole/l

	$[\text{Ag}^+]$	$[\text{CrO}_4^{-2}]$
Départ : $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = K_s$	$2 \cdot S_i$	S_i
On ajoute X moles de CrO_4^{-2} ($2 \cdot \text{Na}^+$) $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] > K_s$	$2 \cdot S_i$	$S_i + X$
Nouvel équilibre $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = K_s$	$2 \cdot S_f$	$S_f + X$

avec : $(2.S_f)^2 \cdot (S_f + X) = P_s$ donc $X = K_s / (2.S_f)^2 - S_f$

Application : **X = 90 moles** soit 14,5 kg !!! **Impossible** de cette façon de diminuer par 1000 la solubilité du chromate d'argent.

e) $[Ag^+] = 200 / 108 = 1,85$ mole/l et $[CrO_4^{2-}] = 100 / 162 = 0,617$ mole/l.

Evidemment du chromate d'argent précipite jusqu'à l'obtention du Ps. Supposons que X moles précipitent. Il reste en solution :

$[Ag^+] = 1,85 - 2.X$ et $[CrO_4^{2-}] = 0,617 - X$ avec $(1,85-2X)^2 \cdot (0,617-X) = 3.10^{-12}$
 3.10^{-12} est très petit donc soit $1,85-2X$ est très petit, soit $0,617-X$ est très petit ce qui signifie :

X voisin de 0,925 (impossible car $[CrO_4^{2-}]$ serait négatif) ou **X voisin de 0,617** .

Par conséquent $[Ag^+] = 0,616$ mole/l soit **66,5 g d'ions argent**

Exercice 9 :

On s'intéresse à la solubilité de $AgCH_3COO_{(s)}$ (acétate d'argent). Le but ici est d'exprimer la solubilité du solide en fonction du pH de la solution. Le pKs de $AgCH_3COO_{(s)}$ est égal à 2,7 et le pKa du couple CH_3COOH/CH_3COO^- est de 4,8.

1- Exprimer la solubilité en fonction de la concentration des différents ions/espèces présent dans la solution saturée.

Ions présents : Ag^+ ; CH_3COOH et CH_3COO^-

$$s = [Ag^+] = [CH_3COOH] + [CH_3COO^-]$$

2- Utiliser les constantes d'équilibre K_A (relatives au couple CH_3COOH/CH_3COO^-) et K_s (relative au solide $AgCH_3COO$) pour exprimer s en fonction de h (avec $h=[H_3O^+]$)

$$K_s = [Ag^+][CH_3COO^-] \rightarrow [CH_3COO^-] = \frac{K_s}{s}$$

$$K_A = \frac{h \times [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \text{ or } [CH_3COOH] = s - [CH_3COO^-] = s - \frac{K_s}{s}$$

en remplaçant dans K_A :
$$K_A = \frac{h \times K_s}{s \left(s - \frac{K_s}{s} \right)} = \frac{h K_s}{s^2 - K_s}$$

en arrangeant cela :
$$s = \sqrt{\frac{h K_s}{K_A} + K_s}$$

Pour simplifier le problème nous allons distinguer deux cas limites (asymptotiques) en envisageant deux domaines de pH.

3- Si $pH > pKa+1$: écrire l'équilibre de solubilité et en déduire l'expression de s.

Dans cette situation, l'espèce CH_3COO^- prédomine, l'équilibre de solubilité s'écrit :



Donc $s = [\text{Ag}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$

On en déduit ! $K_S = s^2 \rightarrow s = \sqrt{K_S} \rightarrow Ps = 1/2 pK_S = 1,35$

La solubilité est indépendante du pH.

4- Si $pK < pK_a - 1$: écrire l'équilibre de solubilité et en déduire l'expression de s .

Dans ce domaine de pH, CH_3COOH prédomine. L'équilibre de solubilité est :



donc $s \approx [\text{CH}_3\text{COOH}]$

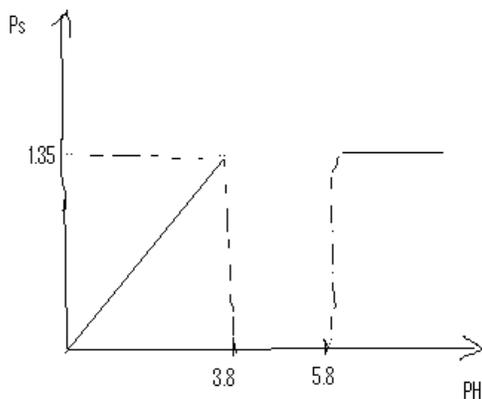
$$K_A = \frac{\frac{h \times K_S}{s}}{s} \rightarrow s = \sqrt{\frac{h K_S}{K_A}}$$

$\rightarrow Ps = 1/2 (pK_S - pK_A) + 1/2 pH$

Fonction affine : $ps = 12pH - 1,05$

5- Tracer $ps = f(pH)$

A noter que dans la zone $pK_a - 1$ à $pK_a + 1$ (3,8 à 5,8), la fonction n'est pas affine, il convient d'utiliser la relation exacte.



6- Que pouvez-vous dire de l'évolution de la solubilité du pH dans cette situation ?

(Il ne faut pas oublier que s a une évolution inverse de ps)

Lorsque l'anion impliqué dans le précipité est basique, la solubilité augmente lorsque le pH diminue.

Solution de Série n°3

Exercice 6 :

Déterminer le domaine d'existence de l'hydroxyde de magnésium de formule $\text{Mg(OH)}_2(\text{s})$, en fonction du pOH, dans une solution de concentration initiale en ions magnésium égale à $C = [\text{Mg}^{2+}] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

On donne : $K_s(\text{Mg(OH)}_2(\text{s})) = 10^{-11}$

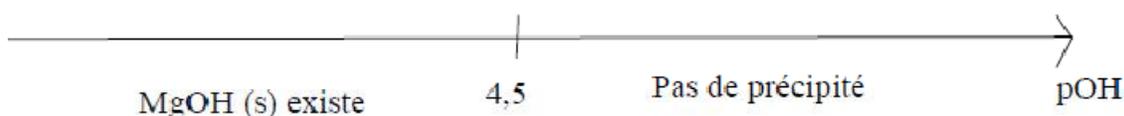
Corrigé



Soit à la limite, lorsque le premier grain de solide apparaît ($[\text{Mg}^{2+}]_{eq} \approx [\text{Mg}^{2+}]_0$)

$$[\text{HO}] = \sqrt{\frac{K_s}{[\text{Mg}]_0}} = \sqrt{\frac{10^{-11}}{10^{-2}}} = \sqrt{10^{-9}} = 10^{-4,5}$$

Soit à la limite de précipitation : $\text{POH} = 4,5$



Exercice 7 :

On mélange 10 mL de solution de sulfate de sodium et 10 mL de solution de nitrate d'argent, toutes deux à la concentration $c = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Observe-t-on un précipité de sulfate d'argent ?

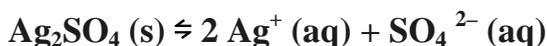
Donnée : $K_s(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 1,5 \cdot 10^{-5}$.

Corrigé :

Les concentrations **apportées** ou introduites des ions argent (I) et sulfate en tenant compte de la dilution, mais avant toute éventuelle réaction, valent :

$$[\text{Ag}^+] = [\text{SO}_4^{2-}] = c / 2 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

S'il y a précipitation, le système est le siège de l'équilibre :



de constante $K_s = 1,5 \cdot 10^{-5}$.

Le quotient de réaction Q_a lors du mélange des deux solutions vaut :

$$\begin{aligned} Q_a &= [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \\ &= (4 \cdot 10^{-2})^2 \cdot (4 \cdot 10^{-2}) = 6,4 \cdot 10^{-5} \end{aligned}$$

Lors du mélange, $Q_a > K_s$: **du sulfate d'argent précipite.**

Exercice 8:

Le produit de solubilité du chromate d'argent Ag_2CrO_4 est égal à $3 \cdot 10^{-12}$.

- Calculer en mole/l et en g/l la solubilité de ce produit.
- La concentration en ion Ag^+ d'une solution est de 10^{-4} mole/l. Calculer la masse minimum de Na_2CrO_4 que l'on doit ajouter par litre de solution pour que le chromate d'argent commence à précipiter.
- Quelle masse de nitrate d'argent faudrait-il ajouter à un litre d'une solution saturée de chromate d'argent pour diminuer la solubilité de ce dernier par 1000 ?
- Quelle masse de chromate de sodium faudrait-il ajouter à un litre d'une solution saturée de chromate d'argent pour diminuer la solubilité de ce dernier par 1000 ?
- On ajoute à un litre d'une solution contenant 200 g d'ions argent 100 g de chromate de sodium. Calculer la masse d'ions argent restant en solution.

a) $K_s = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = 3 \cdot 10^{-12}$ Nous savons également que S (solubilité) = $[\text{CrO}_4^{-2}] = [\text{Ag}^+] / 2$

Donc $K_s = 4 \cdot S^3$ donc $S = (K_s / 4)^{1/3}$ **$S = 9,1 \cdot 10^{-5}$ mole/l soit 30 mg/l**

b) Le chromate d'argent précipite lorsque le produit de solubilité est atteint :

$$3 \cdot 10^{-12} = (10^{-4})^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}]$$

$$[\text{CrO}_4^{-2}] = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mole soit } \mathbf{49 \text{ mg de Na}_2\text{CrO}_4}$$

c) Solubilité initiale : $S_i = 9,1 \cdot 10^{-5}$ mole/l Solubilité finale : $S_f = 9,1 \cdot 10^{-8}$ mole/l

	$[\text{Ag}^+]$	$[\text{CrO}_4^{-2}]$
Départ : $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = K_s$	$2 \cdot S_i$	S_i
On ajoute X moles de Ag^+ (NO_3^-) $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] > K_s$	$2 \cdot S_i + X$	S_i
Nouvel équilibre $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = K_s$	$2 \cdot S_f + X$	S_f

avec $(2 \cdot S_f + X)^2 \cdot S_f = K_s$ donc $X = (K_s / S_f)^{1/2} - 2 \cdot S_f$

Application $X = 5,7 \cdot 10^{-3}$ mole soit **0,98 g de AgNO_3**

d) Solubilité initiale : $S_i = 9,1 \cdot 10^{-5}$ mole/l Solubilité finale : $S_f = 9,1 \cdot 10^{-8}$ mole/l

	$[\text{Ag}^+]$	$[\text{CrO}_4^{-2}]$
Départ : $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = K_s$	$2 \cdot S_i$	S_i
On ajoute X moles de CrO_4^{-2} ($2 \cdot \text{Na}^+$) $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] > K_s$	$2 \cdot S_i$	$S_i + X$
Nouvel équilibre $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = K_s$	$2 \cdot S_f$	$S_f + X$

avec : $(2.S_f)^2 \cdot (S_f + X) = P_s$ donc $X = K_s / (2.S_f)^2 - S_f$

Application : **X = 90 moles** soit 14,5 kg !!! **Impossible** de cette façon de diminuer par 1000 la solubilité du chromate d'argent.

e) $[Ag^+] = 200 / 108 = 1,85$ mole/l et $[CrO_4^{2-}] = 100 / 162 = 0,617$ mole/l.

Evidemment du chromate d'argent précipite jusqu'à l'obtention du P_s . Supposons que X moles précipitent. Il reste en solution :

$[Ag^+] = 1,85 - 2.X$ et $[CrO_4^{2-}] = 0,617 - X$ avec $(1,85-2X)^2 \cdot (0,617-X) = 3.10^{-12}$
 3.10^{-12} est très petit donc soit $1,85-2X$ est très petit, soit $0,617-X$ est très petit ce qui signifie :

X voisin de 0,925 (impossible car $[CrO_4^{2-}]$ serait négatif) ou **X voisin de 0,617** .

Par conséquent $[Ag^+] = 0,616$ mole/l soit **66,5 g d'ions argent**

Exercice 9 :

On s'intéresse à la solubilité de $AgCH_3COO_{(s)}$ (acétate d'argent). Le but ici est d'exprimer la solubilité du solide en fonction du pH de la solution. Le pK_s de $AgCH_3COO_{(s)}$ est égal à 2,7 et le pK_a du couple CH_3COOH/CH_3COO^- est de 4,8.

1- Exprimer la solubilité en fonction de la concentration des différents ions/espèces présent dans la solution saturée.

Ions présents : Ag^+ ; CH_3COOH et CH_3COO^-

$$s = [Ag^+] = [CH_3COOH] + [CH_3COO^-]$$

2- Utiliser les constantes d'équilibre K_A (relatives au couple CH_3COOH/CH_3COO^-) et K_s (relative au solide $AgCH_3COO$) pour exprimer s en fonction de h (avec $h=[H_3O^+]$)

$$K_s = [Ag^+][CH_3COO^-] \rightarrow [CH_3COO^-] = \frac{K_s}{s}$$

$$K_A = \frac{h \times [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \text{ or } [CH_3COOH] = s - [CH_3COO^-] = s - \frac{K_s}{s}$$

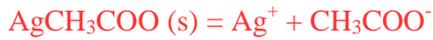
en remplaçant dans K_A :
$$K_A = \frac{h \times K_s}{s \left(s - \frac{K_s}{s} \right)} = \frac{h K_s}{s^2 - K_s}$$

en arrangeant cela :
$$s - \sqrt{\frac{h K_s}{K_A} + K_s}$$

Pour simplifier le problème nous allons distinguer deux cas limites (asymptotiques) en envisageant deux domaines de pH.

3- Si $pH > pK_a + 1$: écrire l'équilibre de solubilité et en déduire l'expression de s.

Dans cette situation, l'espèce CH_3COO^- prédomine, l'équilibre de solubilité s'écrit :



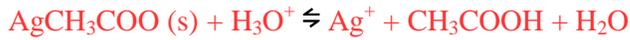
Donc $s = [\text{Ag}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$

On en déduit ! $K_S = s^2 \rightarrow s = \sqrt{K_S} \rightarrow P_s = 1/2 pK_S = 1,35$

La solubilité est indépendante du pH.

4- Si $pK < pK_a - 1$: écrire l'équilibre de solubilité et en déduire l'expression de s .

Dans ce domaine de pH, CH_3COOH prédomine. L'équilibre de solubilité est :



donc $s \approx [\text{CH}_3\text{COOH}]$

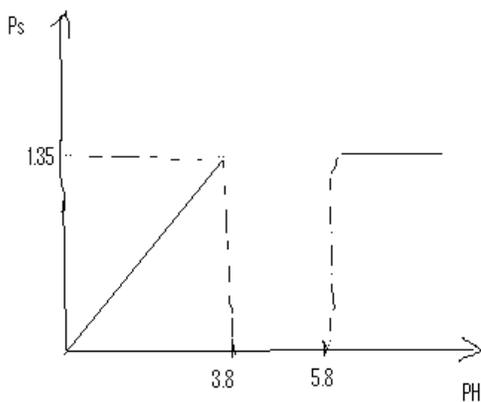
$$K_A = \frac{\frac{h \times K_S}{s}}{s} \rightarrow s = \sqrt{\frac{h K_S}{K_A}}$$

$\rightarrow P_s = 1/2 (pK_S - pK_A) + 1/2 \text{pH}$

Fonction affine : $ps = 12pH - 1,05$

5- Tracer $ps = f(\text{pH})$

A noter que dans la zone $pK_a - 1$ à $pK_a + 1$ (3,8 à 5,8), la fonction n'est pas affine, il convient d'utiliser la relation exacte.



6- Que pouvez-vous dire de l'évolution de la solubilité du pH dans cette situation ?

(Il ne faut pas oublier que s a une évolution inverse de ps)

Lorsque l'anion impliqué dans le précipité est basique, la solubilité augmente lorsque le pH diminue.

Solution de Série n°3

Exercice 6 :

Déterminer le domaine d'existence de l'hydroxyde de magnésium de formule $\text{Mg(OH)}_2(\text{s})$, en fonction du pOH, dans une solution de concentration initiale en ions magnésium égale à $C = [\text{Mg}^{2+}] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

On donne : $K_s(\text{Mg(OH)}_2(\text{s})) = 10^{-11}$

Corrigé



Soit à la limite, lorsque le premier grain de solide apparaît ($[\text{Mg}^{2+}]_{eq} \approx [\text{Mg}^{2+}]_0$)

$$[\text{HO}] = \sqrt{\frac{K_s}{[\text{Mg}]_0}} = \sqrt{\frac{10^{-11}}{10^{-2}}} = \sqrt{10^{-9}} = 10^{-4,5}$$

Soit à la limite de précipitation : $\text{POH} = 4,5$



Exercice 7 :

On mélange 10 mL de solution de sulfate de sodium et 10 mL de solution de nitrate d'argent, toutes deux à la concentration $c = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Observe-t-on un précipité de sulfate d'argent ?

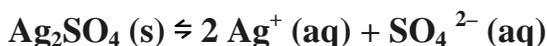
Donnée : $K_s(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 1,5 \cdot 10^{-5}$.

Corrigé :

Les concentrations **apportées** ou introduites des ions argent (I) et sulfate en tenant compte de la dilution, mais avant toute éventuelle réaction, valent :

$$[\text{Ag}^+] = [\text{SO}_4^{2-}] = c / 2 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

S'il y a précipitation, le système est le siège de l'équilibre :



de constante $K_s = 1,5 \cdot 10^{-5}$.

Le quotient de réaction Q_a lors du mélange des deux solutions vaut :

$$\begin{aligned} Q_a &= [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \\ &= (4 \cdot 10^{-2})^2 \cdot (4 \cdot 10^{-2}) = 6,4 \cdot 10^{-5} \end{aligned}$$

Lors du mélange, $Q_a > K_s$: **du sulfate d'argent précipite.**

Exercice 8:

Le produit de solubilité du chromate d'argent Ag_2CrO_4 est égal à $3 \cdot 10^{-12}$.

- Calculer en mole/l et en g/l la solubilité de ce produit.
- La concentration en ion Ag^+ d'une solution est de 10^{-4} mole/l. Calculer la masse minimum de Na_2CrO_4 que l'on doit ajouter par litre de solution pour que le chromate d'argent commence à précipiter.
- Quelle masse de nitrate d'argent faudrait-il ajouter à un litre d'une solution saturée de chromate d'argent pour diminuer la solubilité de ce dernier par 1000 ?
- Quelle masse de chromate de sodium faudrait-il ajouter à un litre d'une solution saturée de chromate d'argent pour diminuer la solubilité de ce dernier par 1000 ?
- On ajoute à un litre d'une solution contenant 200 g d'ions argent 100 g de chromate de sodium. Calculer la masse d'ions argent restant en solution.

a) $K_s = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = 3 \cdot 10^{-12}$ Nous savons également que S (solubilité) = $[\text{CrO}_4^{-2}] = [\text{Ag}^+] / 2$

Donc $K_s = 4 \cdot S^3$ donc $S = (K_s / 4)^{1/3}$ **$S = 9,1 \cdot 10^{-5}$ mole/l soit 30 mg/l**

b) Le chromate d'argent précipite lorsque le produit de solubilité est atteint :

$$3 \cdot 10^{-12} = (10^{-4})^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}]$$

$$[\text{CrO}_4^{-2}] = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mole soit } \mathbf{49 \text{ mg de Na}_2\text{CrO}_4}$$

c) Solubilité initiale : $S_i = 9,1 \cdot 10^{-5}$ mole/l Solubilité finale : $S_f = 9,1 \cdot 10^{-8}$ mole/l

	$[\text{Ag}^+]$	$[\text{CrO}_4^{-2}]$
Départ : $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = K_s$	$2 \cdot S_i$	S_i
On ajoute X moles de Ag^+ (NO_3^-) $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] > K_s$	$2 \cdot S_i + X$	S_i
Nouvel équilibre $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = K_s$	$2 \cdot S_f + X$	S_f

avec : $(2 \cdot S_f + X)^2 \cdot S_f = K_s$ donc $X = (K_s / S_f)^{1/2} - 2 \cdot S_f$

Application $X = 5,7 \cdot 10^{-3}$ mole soit **0,98 g de AgNO_3**

d) Solubilité initiale : $S_i = 9,1 \cdot 10^{-5}$ mole/l Solubilité finale : $S_f = 9,1 \cdot 10^{-8}$ mole/l

	$[\text{Ag}^+]$	$[\text{CrO}_4^{-2}]$
Départ : $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = K_s$	$2 \cdot S_i$	S_i
On ajoute X moles de CrO_4^{-2} ($2 \cdot \text{Na}^+$) $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] > K_s$	$2 \cdot S_i$	$S_i + X$
Nouvel équilibre $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = K_s$	$2 \cdot S_f$	$S_f + X$

avec : $(2.S_f)^2 \cdot (S_f + X) = P_s$ donc $X = K_s / (2.S_f)^2 - S_f$

Application : **X = 90 moles** soit 14,5 kg !!! **Impossible** de cette façon de diminuer par 1000 la solubilité du chromate d'argent.

e) $[Ag^+] = 200 / 108 = 1,85$ mole/l et $[CrO_4^{2-}] = 100 / 162 = 0,617$ mole/l.

Evidemment du chromate d'argent précipite jusqu'à l'obtention du Ps. Supposons que X moles précipitent. Il reste en solution :

$[Ag^+] = 1,85 - 2.X$ et $[CrO_4^{2-}] = 0,617 - X$ avec $(1,85-2X)^2 \cdot (0,617-X) = 3.10^{-12}$
 3.10^{-12} est très petit donc soit $1,85-2X$ est très petit, soit $0,617-X$ est très petit ce qui signifie :

X voisin de 0,925 (impossible car $[CrO_4^{2-}]$ serait négatif) ou **X voisin de 0,617** .

Par conséquent $[Ag^+] = 0,616$ mole/l soit **66,5 g d'ions argent**

Exercice 9 :

On s'intéresse à la solubilité de $AgCH_3COO_{(s)}$ (acétate d'argent). Le but ici est d'exprimer la solubilité du solide en fonction du pH de la solution. Le pKs de $AgCH_3COO_{(s)}$ est égal à 2,7 et le pKa du couple CH_3COOH/CH_3COO^- est de 4,8.

1- Exprimer la solubilité en fonction de la concentration des différents ions/espèces présent dans la solution saturée.

Ions présents : Ag^+ ; CH_3COOH et CH_3COO^-

$$s = [Ag^+] = [CH_3COOH] + [CH_3COO^-]$$

2- Utiliser les constantes d'équilibre K_A (relatives au couple CH_3COOH/CH_3COO^-) et K_s (relative au solide $AgCH_3COO$) pour exprimer s en fonction de h (avec $h=[H_3O^+]$)

$$K_s = [Ag^+][CH_3COO^-] \rightarrow [CH_3COO^-] = \frac{K_s}{s}$$

$$K_A = \frac{h \times [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \text{ or } [CH_3COOH] = s - [CH_3COO^-] = s - \frac{K_s}{s}$$

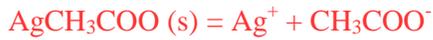
en remplaçant dans K_A :
$$K_A = \frac{h \times K_s}{s \left(s - \frac{K_s}{s} \right)} = \frac{h K_s}{s^2 - K_s}$$

en arrangeant cela :
$$s - \sqrt{\frac{h K_s}{K_A} + K_s}$$

Pour simplifier le problème nous allons distinguer deux cas limites (asymptotiques) en envisageant deux domaines de pH.

3- Si $pH > pK_a + 1$: écrire l'équilibre de solubilité et en déduire l'expression de s.

Dans cette situation, l'espèce CH_3COO^- prédomine, l'équilibre de solubilité s'écrit :



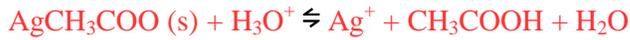
Donc $s = [\text{Ag}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$

On en déduit ! $K_S = s^2 \rightarrow s = \sqrt{K_S} \rightarrow P_s = 1/2 pK_S = 1,35$

La solubilité est indépendante du pH.

4- Si $pK < pK_a - 1$: écrire l'équilibre de solubilité et en déduire l'expression de s .

Dans ce domaine de pH, CH_3COOH prédomine. L'équilibre de solubilité est :



donc $s \approx [\text{CH}_3\text{COOH}]$

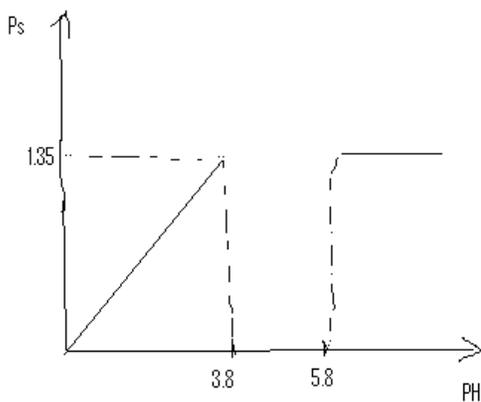
$$K_A = \frac{\frac{h \times K_S}{s}}{s} \rightarrow s = \sqrt{\frac{h K_S}{K_A}}$$

$\rightarrow P_s = 1/2 (pK_S - pK_A) + 1/2 \text{pH}$

Fonction affine : $ps = 12pH - 1,05$

5- Tracer $ps = f(\text{pH})$

A noter que dans la zone $pK_a - 1$ a $pK_a + 1$ (3,8 a 5,8), la fonction n'est pas affine, il convient d'utiliser la relation exacte.



6- Que pouvez-vous dire de l'évolution de la solubilité du pH dans cette situation ?

(Il ne faut pas oublier que s a une évolution inverse de ps)

Lorsque l'anion impliqué dans le précipité est basique, la solubilité augmente lorsque le pH diminue.

Solution de Série n°3

Exercice 6 :

Déterminer le domaine d'existence de l'hydroxyde de magnésium de formule $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$, en fonction du pOH, dans une solution de concentration initiale en ions magnésium égale à $C = [\text{Mg}^{2+}] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

On donne : $K_s(\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})) = 10^{-11}$

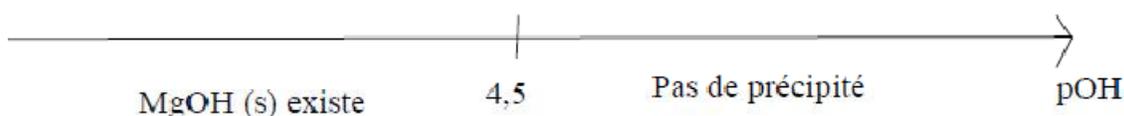
Corrigé



Soit à la limite, lorsque le premier grain de solide apparaît ($[\text{Mg}^{2+}]_{eq} \approx [\text{Mg}^{2+}]_0$)

$$[\text{HO}^-] = \sqrt{\frac{K_s}{[\text{Mg}]_0}} = \sqrt{\frac{10^{-11}}{10^{-2}}} = \sqrt{10^{-9}} = 10^{-4,5}$$

Soit à la limite de précipitation : $\text{POH} = 4,5$



Exercice 7 :

On mélange 10 mL de solution de sulfate de sodium et 10 mL de solution de nitrate d'argent, toutes deux à la concentration $c = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Observe-t-on un précipité de sulfate d'argent ?

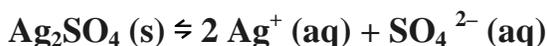
Donnée : $K_s(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 1,5 \cdot 10^{-5}$.

Corrigé :

Les concentrations **apportées** ou introduites des ions argent (I) et sulfate en tenant compte de la dilution, mais avant toute éventuelle réaction, valent :

$$[\text{Ag}^+] = [\text{SO}_4^{2-}] = c / 2 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

S'il y a précipitation, le système est le siège de l'équilibre :



de constante $K_s = 1,5 \cdot 10^{-5}$.

Le quotient de réaction Q_a lors du mélange des deux solutions vaut :

$$\begin{aligned} Q_a &= [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \\ &= (4 \cdot 10^{-2})^2 \cdot (4 \cdot 10^{-2}) = 6,4 \cdot 10^{-5} \end{aligned}$$

Lors du mélange, $Q_a > K_s$: **du sulfate d'argent précipite.**

Exercice 8:

Le produit de solubilité du chromate d'argent Ag_2CrO_4 est égal à $3 \cdot 10^{-12}$.

- Calculer en mole/l et en g/l la solubilité de ce produit.
- La concentration en ion Ag^+ d'une solution est de 10^{-4} mole/l. Calculer la masse minimum de Na_2CrO_4 que l'on doit ajouter par litre de solution pour que le chromate d'argent commence à précipiter.
- Quelle masse de nitrate d'argent faudrait-il ajouter à un litre d'une solution saturée de chromate d'argent pour diminuer la solubilité de ce dernier par 1000 ?
- Quelle masse de chromate de sodium faudrait-il ajouter à un litre d'une solution saturée de chromate d'argent pour diminuer la solubilité de ce dernier par 1000 ?
- On ajoute à un litre d'une solution contenant 200 g d'ions argent 100 g de chromate de sodium. Calculer la masse d'ions argent restant en solution.

a) $K_s = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = 3 \cdot 10^{-12}$ Nous savons également que S (solubilité) = $[\text{CrO}_4^{-2}] = [\text{Ag}^+] / 2$

Donc $K_s = 4 \cdot S^3$ donc $S = (K_s / 4)^{1/3}$ **$S = 9,1 \cdot 10^{-5}$ mole/l soit 30 mg/l**

b) Le chromate d'argent précipite lorsque le produit de solubilité est atteint :

$$3 \cdot 10^{-12} = (10^{-4})^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}]$$

$$[\text{CrO}_4^{-2}] = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mole soit } \mathbf{49 \text{ mg de Na}_2\text{CrO}_4}$$

c) Solubilité initiale : $S_i = 9,1 \cdot 10^{-5}$ mole/l Solubilité finale : $S_f = 9,1 \cdot 10^{-8}$ mole/l

	$[\text{Ag}^+]$	$[\text{CrO}_4^{-2}]$
Départ : $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = K_s$	$2 \cdot S_i$	S_i
On ajoute X moles de Ag^+ (NO_3^-) $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] > K_s$	$2 \cdot S_i + X$	S_i
Nouvel équilibre $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = K_s$	$2 \cdot S_f + X$	S_f

avec : $(2 \cdot S_f + X)^2 \cdot S_f = K_s$ donc $X = (K_s / S_f)^{1/2} - 2 \cdot S_f$

Application $X = 5,7 \cdot 10^{-3}$ mole soit **0,98 g de AgNO_3**

d) Solubilité initiale : $S_i = 9,1 \cdot 10^{-5}$ mole/l Solubilité finale : $S_f = 9,1 \cdot 10^{-8}$ mole/l

	$[\text{Ag}^+]$	$[\text{CrO}_4^{-2}]$
Départ : $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = K_s$	$2 \cdot S_i$	S_i
On ajoute X moles de CrO_4^{-2} ($2 \cdot \text{Na}^+$) $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] > K_s$	$2 \cdot S_i$	$S_i + X$
Nouvel équilibre $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = K_s$	$2 \cdot S_f$	$S_f + X$

avec : $(2.S_f)^2 \cdot (S_f + X) = P_s$ donc $X = K_s / (2.S_f)^2 - S_f$

Application : **X = 90 moles** soit 14,5 kg !!! **Impossible** de cette façon de diminuer par 1000 la solubilité du chromate d'argent.

e) $[Ag^+] = 200 / 108 = 1,85$ mole/l et $[CrO_4^{2-}] = 100 / 162 = 0,617$ mole/l.

Evidemment du chromate d'argent précipite jusqu'à l'obtention du Ps. Supposons que X moles précipitent. Il reste en solution :

$[Ag^+] = 1,85 - 2.X$ et $[CrO_4^{2-}] = 0,617 - X$ avec $(1,85-2X)^2 \cdot (0,617-X) = 3.10^{-12}$
 3.10^{-12} est très petit donc soit $1,85-2X$ est très petit, soit $0,617-X$ est très petit ce qui signifie :

X voisin de 0,925 (impossible car $[CrO_4^{2-}]$ serait négatif) ou **X voisin de 0,617** .

Par conséquent $[Ag^+] = 0,616$ mole/l soit **66,5 g d'ions argent**

Exercice 9 :

On s'intéresse à la solubilité de $AgCH_3COO_{(s)}$ (acétate d'argent). Le but ici est d'exprimer la solubilité du solide en fonction du pH de la solution. Le pKs de $AgCH_3COO_{(s)}$ est égal à 2,7 et le pKa du couple CH_3COOH/CH_3COO^- est de 4,8.

1- Exprimer la solubilité en fonction de la concentration des différents ions/espèces présent dans la solution saturée.

Ions présents : Ag^+ ; CH_3COOH et CH_3COO^-

$$s = [Ag^+] = [CH_3COOH] + [CH_3COO^-]$$

2- Utiliser les constantes d'équilibre K_A (relatives au couple CH_3COOH/CH_3COO^-) et K_s (relative au solide $AgCH_3COO$) pour exprimer s en fonction de h (avec $h=[H_3O^+]$)

$$K_s = [Ag^+] [CH_3COO^-] \quad \rightarrow \quad [CH_3COO^-] = \frac{K_s}{s}$$

$$K_A = \frac{h \times [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \quad \text{or} \quad [CH_3COOH] = s - [CH_3COO^-] = s - \frac{K_s}{s}$$

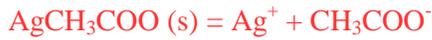
en remplaçant dans K_A :
$$K_A = \frac{h \times K_s}{s \left(s - \frac{K_s}{s} \right)} = \frac{h K_s}{s^2 - K_s}$$

en arrangeant cela :
$$s = \sqrt{\frac{h K_s}{K_A} + K_s}$$

Pour simplifier le problème nous allons distinguer deux cas limites (asymptotiques) en envisageant deux domaines de pH.

3- Si $pH > pK_a + 1$: écrire l'équilibre de solubilité et en déduire l'expression de s.

Dans cette situation, l'espèce CH_3COO^- prédomine, l'équilibre de solubilité s'écrit :



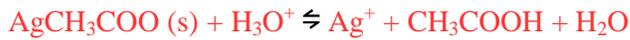
Donc $s = [\text{Ag}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$

On en déduit ! $K_S = s^2 \rightarrow s = \sqrt{K_S} \rightarrow P_s = 1/2 pK_S = 1,35$

La solubilité est indépendante du pH.

4- Si $pK < pK_a - 1$: écrire l'équilibre de solubilité et en déduire l'expression de s .

Dans ce domaine de pH, CH_3COOH prédomine. L'équilibre de solubilité est :



donc $s \approx [\text{CH}_3\text{COOH}]$

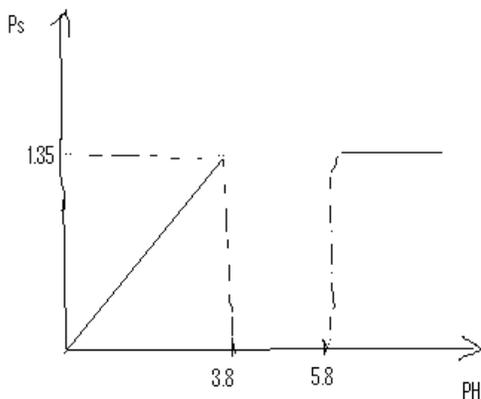
$$K_A = \frac{\frac{h \times K_S}{s}}{s} \rightarrow s = \sqrt{\frac{h K_S}{K_A}}$$

$\rightarrow P_s = 1/2 (pK_S - pK_A) + 1/2 \text{pH}$

Fonction affine : $ps = 12pH - 1,05$

5- Tracer $ps = f(\text{pH})$

A noter que dans la zone $pK_a - 1$ à $pK_a + 1$ (3,8 à 5,8), la fonction n'est pas affine, il convient d'utiliser la relation exacte.



6- Que pouvez-vous dire de l'évolution de la solubilité du pH dans cette situation ?

(Il ne faut pas oublier que s a une évolution inverse de ps)

Lorsque l'anion impliqué dans le précipité est basique, la solubilité augmente lorsque le pH diminue.

Solution de Série n°3

Exercice 6 :

Déterminer le domaine d'existence de l'hydroxyde de magnésium de formule $\text{Mg(OH)}_2(\text{s})$, en fonction du pOH, dans une solution de concentration initiale en ions magnésium égale à $C = [\text{Mg}^{2+}] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

On donne : $K_s(\text{Mg(OH)}_2(\text{s})) = 10^{-11}$

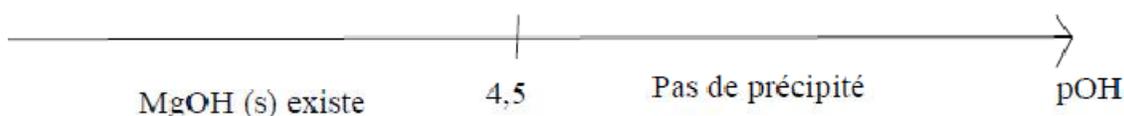
Corrigé



Soit à la limite, lorsque le premier grain de solide apparaît ($[\text{Mg}^{2+}]_{eq} \approx [\text{Mg}^{2+}]_0$)

$$[\text{HO}^-] = \sqrt{\frac{K_s}{[\text{Mg}]_0}} = \sqrt{\frac{10^{-11}}{10^{-2}}} = \sqrt{10^{-9}} = 10^{-4,5}$$

Soit à la limite de précipitation : $\text{POH} = 4,5$



Exercice 7 :

On mélange 10 mL de solution de sulfate de sodium et 10 mL de solution de nitrate d'argent, toutes deux à la concentration $c = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Observe-t-on un précipité de sulfate d'argent ?

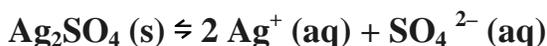
Donnée : $K_s(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 1,5 \cdot 10^{-5}$.

Corrigé :

Les concentrations **apportées** ou introduites des ions argent (I) et sulfate en tenant compte de la dilution, mais avant toute éventuelle réaction, valent :

$$[\text{Ag}^+] = [\text{SO}_4^{2-}] = c / 2 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

S'il y a précipitation, le système est le siège de l'équilibre :



de constante $K_s = 1,5 \cdot 10^{-5}$.

Le quotient de réaction Q_a lors du mélange des deux solutions vaut :

$$\begin{aligned} Q_a &= [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \\ &= (4 \cdot 10^{-2})^2 \cdot (4 \cdot 10^{-2}) = 6,4 \cdot 10^{-5} \end{aligned}$$

Lors du mélange, $Q_a > K_s$: **du sulfate d'argent précipite.**

Exercice 8:

Le produit de solubilité du chromate d'argent Ag_2CrO_4 est égal à $3 \cdot 10^{-12}$.

- Calculer en mole/l et en g/l la solubilité de ce produit.
- La concentration en ion Ag^+ d'une solution est de 10^{-4} mole/l. Calculer la masse minimum de Na_2CrO_4 que l'on doit ajouter par litre de solution pour que le chromate d'argent commence à précipiter.
- Quelle masse de nitrate d'argent faudrait-il ajouter à un litre d'une solution saturée de chromate d'argent pour diminuer la solubilité de ce dernier par 1000 ?
- Quelle masse de chromate de sodium faudrait-il ajouter à un litre d'une solution saturée de chromate d'argent pour diminuer la solubilité de ce dernier par 1000 ?
- On ajoute à un litre d'une solution contenant 200 g d'ions argent 100 g de chromate de sodium. Calculer la masse d'ions argent restant en solution.

a) $K_s = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = 3 \cdot 10^{-12}$ Nous savons également que S (solubilité) = $[\text{CrO}_4^{-2}] = [\text{Ag}^+] / 2$

Donc $K_s = 4 \cdot S^3$ donc $S = (K_s / 4)^{1/3}$ **$S = 9,1 \cdot 10^{-5}$ mole/l soit 30 mg/l**

b) Le chromate d'argent précipite lorsque le produit de solubilité est atteint :

$$3 \cdot 10^{-12} = (10^{-4})^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}]$$

$$[\text{CrO}_4^{-2}] = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mole soit } \mathbf{49 \text{ mg de Na}_2\text{CrO}_4}$$

c) Solubilité initiale : $S_i = 9,1 \cdot 10^{-5}$ mole/l Solubilité finale : $S_f = 9,1 \cdot 10^{-8}$ mole/l

	$[\text{Ag}^+]$	$[\text{CrO}_4^{-2}]$
Départ : $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = K_s$	$2 \cdot S_i$	S_i
On ajoute X moles de Ag^+ (NO_3^-) $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] > K_s$	$2 \cdot S_i + X$	S_i
Nouvel équilibre $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = K_s$	$2 \cdot S_f + X$	S_f

avec : $(2 \cdot S_f + X)^2 \cdot S_f = K_s$ donc $X = (K_s / S_f)^{1/2} - 2 \cdot S_f$

Application $X = 5,7 \cdot 10^{-3}$ mole soit **0,98 g de AgNO_3**

d) Solubilité initiale : $S_i = 9,1 \cdot 10^{-5}$ mole/l Solubilité finale : $S_f = 9,1 \cdot 10^{-8}$ mole/l

	$[\text{Ag}^+]$	$[\text{CrO}_4^{-2}]$
Départ : $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = K_s$	$2 \cdot S_i$	S_i
On ajoute X moles de CrO_4^{-2} ($2 \cdot \text{Na}^+$) $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] > K_s$	$2 \cdot S_i$	$S_i + X$
Nouvel équilibre $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{-2}] = K_s$	$2 \cdot S_f$	$S_f + X$

avec : $(2.S_f)^2 \cdot (S_f + X) = P_s$ donc $X = K_s / (2.S_f)^2 - S_f$

Application : **X = 90 moles** soit 14,5 kg !!! **Impossible** de cette façon de diminuer par 1000 la solubilité du chromate d'argent.

e) $[Ag^+] = 200 / 108 = 1,85$ mole/l et $[CrO_4^{2-}] = 100 / 162 = 0,617$ mole/l.

Evidemment du chromate d'argent précipite jusqu'à l'obtention du Ps. Supposons que X moles précipitent. Il reste en solution :

$[Ag^+] = 1,85 - 2.X$ et $[CrO_4^{2-}] = 0,617 - X$ avec $(1,85-2X)^2 \cdot (0,617-X) = 3.10^{-12}$
 3.10^{-12} est très petit donc soit $1,85-2X$ est très petit, soit $0,617-X$ est très petit ce qui signifie :

X voisin de 0,925 (impossible car $[CrO_4^{2-}]$ serait négatif) ou **X voisin de 0,617** .

Par conséquent $[Ag^+] = 0,616$ mole/l soit **66,5 g d'ions argent**

Exercice 9 :

On s'intéresse à la solubilité de $AgCH_3COO_{(s)}$ (acétate d'argent). Le but ici est d'exprimer la solubilité du solide en fonction du pH de la solution. Le pKs de $AgCH_3COO_{(s)}$ est égal à 2,7 et le pKa du couple CH_3COOH/CH_3COO^- est de 4,8.

1- Exprimer la solubilité en fonction de la concentration des différents ions/espèces présent dans la solution saturée.

Ions présents : Ag^+ ; CH_3COOH et CH_3COO^-

$$s = [Ag^+] = [CH_3COOH] + [CH_3COO^-]$$

2- Utiliser les constantes d'équilibre K_A (relatives au couple CH_3COOH/CH_3COO^-) et K_s (relative au solide $AgCH_3COO$) pour exprimer s en fonction de h (avec $h=[H_3O^+]$)

$$K_s = [Ag^+][CH_3COO^-] \quad \rightarrow \quad [CH_3COO^-] = \frac{K_s}{s}$$

$$K_A = \frac{h \times [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \quad \text{or} \quad [CH_3COOH] = s - [CH_3COO^-] = s - \frac{K_s}{s}$$

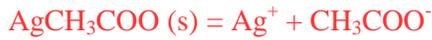
en remplaçant dans K_A :
$$K_A = \frac{h \times K_s}{s \left(s - \frac{K_s}{s} \right)} = \frac{h K_s}{s^2 - K_s}$$

en arrangeant cela :
$$s = \sqrt{\frac{h K_s}{K_A} + K_s}$$

Pour simplifier le problème nous allons distinguer deux cas limites (asymptotiques) en envisageant deux domaines de pH.

3- Si $pH > pK_a + 1$: écrire l'équilibre de solubilité et en déduire l'expression de s.

Dans cette situation, l'espèce CH_3COO^- prédomine, l'équilibre de solubilité s'écrit :



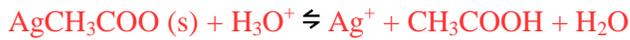
Donc $s = [\text{Ag}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$

On en déduit ! $K_S = s^2 \rightarrow s = \sqrt{K_S} \rightarrow P_s = 1/2 pK_S = 1,35$

La solubilité est indépendante du pH.

4- Si $pK < pK_a - 1$: écrire l'équilibre de solubilité et en déduire l'expression de s .

Dans ce domaine de pH, CH_3COOH prédomine. L'équilibre de solubilité est :



donc $s \approx [\text{CH}_3\text{COOH}]$

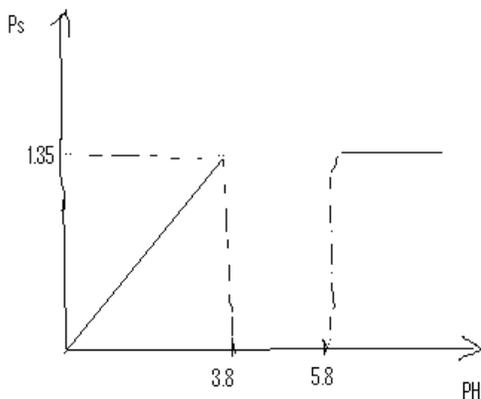
$$K_A = \frac{h \times K_S}{s} \rightarrow s = \sqrt{\frac{h K_S}{K_A}}$$

$\rightarrow P_s = 1/2 (pK_S - pK_A) + 1/2 \text{pH}$

Fonction affine : $ps = 12pH - 1,05$

5- Tracer $ps = f(\text{pH})$

A noter que dans la zone $pK_a - 1$ à $pK_a + 1$ (3,8 à 5,8), la fonction n'est pas affine, il convient d'utiliser la relation exacte.



6- Que pouvez-vous dire de l'évolution de la solubilité du pH dans cette situation ?

(Il ne faut pas oublier que s a une évolution inverse de ps)

Lorsque l'anion impliqué dans le précipité est basique, la solubilité augmente lorsque le pH diminue.