

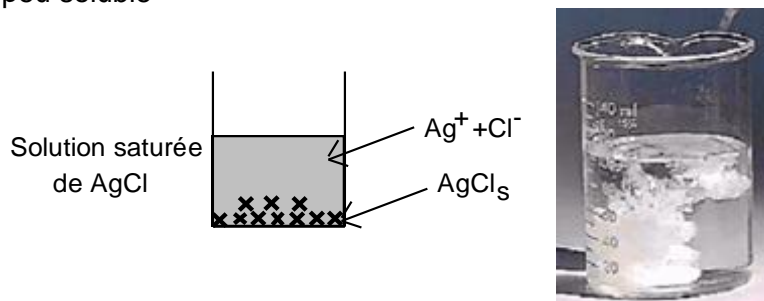
AQ2 REACTIONS DE DISSOLUTION OU DE PRECIPITATION

I. Définition : Solution saturée

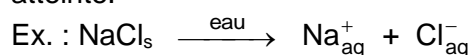
- Un composé ionique solide (ex.: NaCl, AgCl) ne peut pas se dissoudre en solution en toute proportion
→ Il existe une limite à la solubilité du composé.

Solution saturée = les espèces ioniques ou moléculaires en solution sont en présence de la phase solide.

Ex.: AgCl peu soluble



- Si le solide ionique est un sel (obtenu par mélange équimolaire d'un acide et d'une base) on admettra qu'il est totalement soluble, car dans l'hypothèse des solutions diluées sa limite de solubilité n'est jamais atteinte.



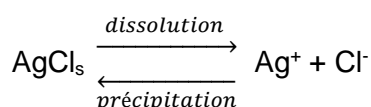
Il n'existe pas de sel réellement soluble mais on admet le résultat suivant pour la limite de notre étude :

- Sels solubles : on peut dissoudre plus de 10 g par litre
- Sels insolubles : on peut dissoudre moins de 1g par litre

II. Equilibres de précipitation

II.1. Produit de solubilité

Dans le cas où la solution est saturée il existe un équilibre chimique hétérogène:

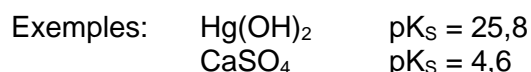


La constante de cet équilibre est le produit de solubilité de AgCl_s : $K_s(T) = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$

Les solides n'interviennent pas dans les constantes des équilibres hétérogènes (activité d'un solide dans une solution vaut 1).

Comme toutes les constantes d'équilibre chimique K_s ne dépend que de la température.

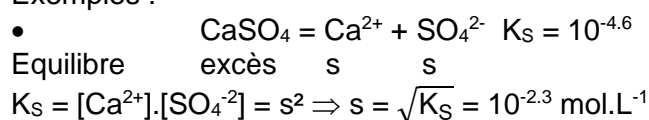
On définit aussi $\text{p}K_s = -\text{Log}_{10}K_s$ (donné dans les tables à 25°C)

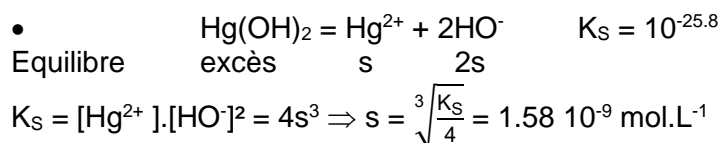


II.2. Solubilité

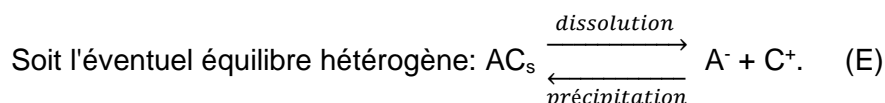
Solubilité (s) d'un composé = nombre de moles de ce composé que l'on peut dissoudre dans un litre de solution. (s en mol.l^{-1})

Exemples :





II.3. Condition de précipitation

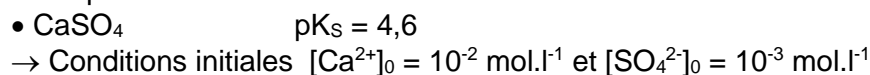


Supposons que l'on introduise dans une solution les composés A^- et C^+ avec les molarités respectives $[\text{A}^-]_0$ et $[\text{C}^+]_0$. On calcule alors le quotient de la réaction qui, pour ce type d'équilibre s'appelle le produit ionique $Q_R = [\text{A}^-]_0 \cdot [\text{C}^+]_0$

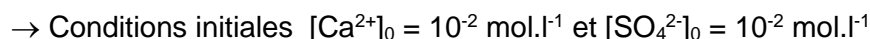
- si $Q_R < K_S$ la réaction évolue dans le sens (1) c'est à dire la formation des ions, il n'y a pas précipitation
 ➔ la solution est dite insaturée
- si $Q_R \geq K_S$ la réaction évolue dans le sens (-1) c'est à dire la formation du sel, il y a précipitation
 ➔ la solution est saturée, la précipitation se poursuit jusqu'à l'équilibre caractérisé par: $[\text{A}^-] \cdot [\text{C}^+] = K_S$.

Condition de précipitation se traduit donc par : $[\text{A}^-]_0 \cdot [\text{C}^+]_0 \geq K_S$ et la précipitation se poursuit jusqu'à l'équilibre défini par: $[\text{A}^-] \cdot [\text{C}^+] = K_S$.

Exemples:



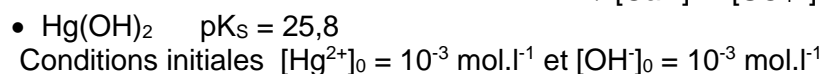
$$Q_R = [\text{Ca}^{2+}]_0 \cdot [\text{SO}_4^{2-}]_0 = 10^{-5} < K_S = 10^{-4.6} \Rightarrow \text{il n'y a pas de précipité}$$



$$Q_R = [\text{Ca}^{2+}]_0 \cdot [\text{SO}_4^{2-}]_0 = 10^{-4} > K_S = 10^{-4.6} \Rightarrow \text{il y a formation de précipité}$$

$$\text{A l'équilibre } (10^{-2} - x)^2 = 10^{-4.6} \Rightarrow x = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\Rightarrow [\text{Ca}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$



$$Q_R = [\text{Hg}^{2+}]_0 \cdot [\text{OH}^-]_0^2 = 10^{-9} > K_S = 10^{-25.8} \Rightarrow \text{il y a formation de précipité}$$

$$\text{A l'équilibre } (10^{-3} - 2x)^2 \cdot (10^{-3} - x) = 10^{-25.8}$$

On fait l'hypothèse de calcul qu'à l'équilibre $[\text{OH}^-] = \varepsilon$ (c'est l'espèce qui fait défaut)

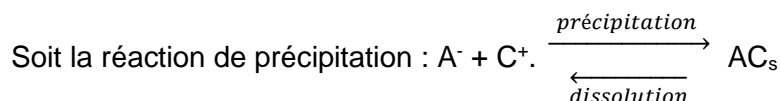
$$\Rightarrow x = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\Rightarrow [\text{Hg}^{2+}] = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\Rightarrow [\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_S}{[\text{Hg}^{2+}]}} = 5,6 \cdot 10^{-12} \text{ mol.l}^{-1} \text{ (l'hypothèse est vérifiée)}$$

III. Diagrammes de prédominance

III.1. Couple précipité ion métallique



Nous avons vu que le solide apparaît lorsque $[\text{A}^-]_0 \cdot [\text{C}^+]_0 \geq K_S$ et la précipitation se poursuit jusqu'à l'équilibre chimique caractérisé par: $[\text{A}^-] \cdot [\text{C}^+] = K_S$.

Lors de l'apparition du premier grain de AC_s on peut considérer que la concentration en cations métalliques C^+ n'a pas variée, ce qui permet de calculer la valeur limite de $[A^-]$ pour laquelle il y a précipitation.

On pose $[C^+]_0 = c_0$. $[A^-] \cdot c_0 = K_s \Rightarrow (pA)_{lim} = -\log[A^-]_{lim} = \log c_0 + pK_s$

On en déduit:

- Si $pA \leq (pA)_{lim}$ alors le précipité AC_s existe.
- Si $pA > (pA)_{lim}$ alors le précipité AC_s n'existe pas.

Graphe du domaine d'existence du solide:

La valeur frontière définit donc le domaine d'existence du précipité et dépend de la concentration en cations arbitrairement fixée.

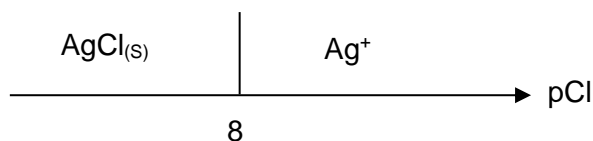
Exemples :

→ $AgCl$ $pK_s = 10$, $[Ag^+]_0 = c_0 = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$

Au premier grain de précipité d' $AgCl$, la concentration en Ag^+ n'a pas varié et l'équilibre est réalisé

$$\Rightarrow K_s = [Cl^-][Ag^+]_0$$

$$\Rightarrow [Cl^-]_{lim} = K_s/c_0 = 10^{-8} \text{ mol.l}^{-1}$$

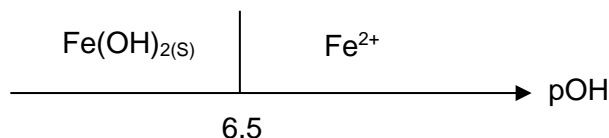


→ $Fe(OH)_2$ $pK_s = 15$, $[Fe^{2+}]_0 = c_0 = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$

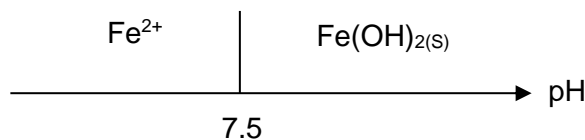
Au premier grain de précipité d' $AgCl$, la concentration en Fe^{2+} n'a pas varié et l'équilibre est réalisé

$$\Rightarrow K_s = [OH^-]^2[Fe^{2+}]_0$$

$$\Rightarrow pOH_{lim} = \frac{1}{2}(pK_s - pC_0) = 6.5$$

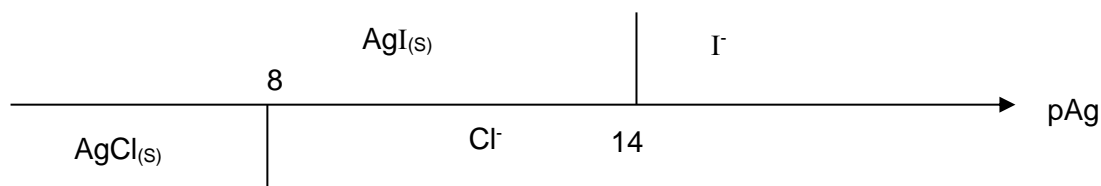


On a plus l'habitude de travailler avec le pH : $pH = pK_e - pOH$



→ $AgCl$ $pK_s = 10$, AgI $pK'_s = 16$ $[Cl^-]_0 = [I^-]_0 = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$

Ici on choisit de graduer l'axe en pAg



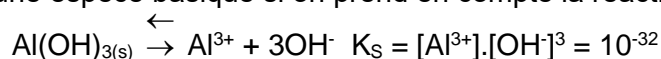
Etat de la solution au premier grain de $AgCl$:

$$pAg = 8 \text{ et } [Cl^-] = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1} \Rightarrow [I^-] = K'_s / [Ag^+] = 10^{-8} \text{ mol.l}^{-1}$$

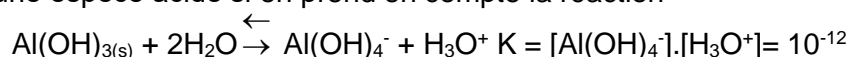
III.2. Cas d'un hydroxyde amphotère

Prenons l'exemple de $\text{Al}(\text{OH})_{3(s)}$

C'est une espèce basique si on prend en compte la réaction :



C'est une espèce acide si on prend en compte la réaction



Traçons le diagramme de prédominance et d'existence si $[\text{Al}^{3+}]_0 = c_0 = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$.

- Au premier grain de précipité d' $\text{Al}(\text{OH})_{3(s)}$, la concentration en Al^{3+} n'a pas varié et l'équilibre est réalisé

$$\Rightarrow K_S = [\text{Al}^{3+}]_0 \cdot [\text{OH}^-]^3 = 10^{-32}$$

$$\Rightarrow \text{pOH}_{\text{lim}} = 1/3(\text{p}K_S - \text{p}c_0) = 10$$

$$\Rightarrow \text{pH} = 4$$

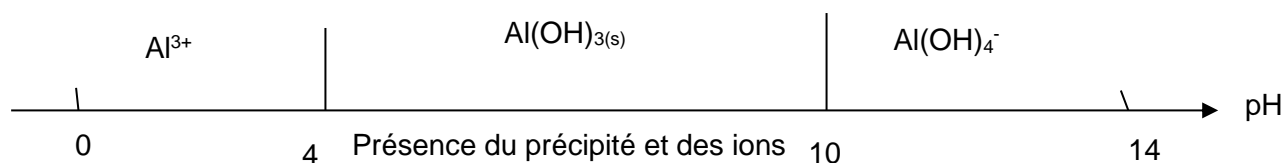
- Au dernier grain de précipité tout l'aluminium se retrouve sous la forme du complexe : $[\text{Al}(\text{OH})_4^-] = c_0$ et l'équilibre est réalisé :

$$\Rightarrow K = c_0 \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-12}$$

$$\Rightarrow \text{pH}_{\text{lim}} = \text{p}K - \text{p}c_0$$

$$\Rightarrow \text{pH} = 10$$

- D'où le diagramme



IV. Diagrammes de distribution

Il est possible d'obtenir un diagramme de distribution d'espèces pour faire apparaître la limite d'existence du précipité.

Exemple le diagramme de distribution des ions Argent I en solution en fonction de pCl pour différentes concentrations initiales en Ag^+

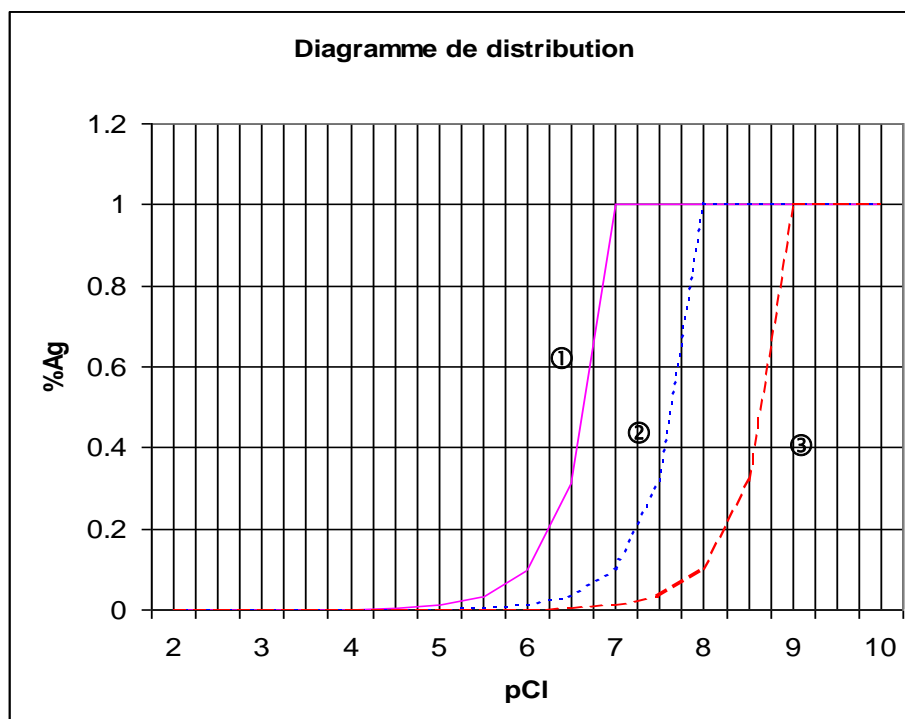
Si $\text{pCl} > \text{p}K_S - \text{p}c_0$ $[\text{Ag}^+]/[\text{Ag}^+]_0 = 1$

Si $\text{pCl} < \text{p}K_S - \text{p}c_0$ $[\text{Ag}^+]/[\text{Ag}^+]_0 = K_S/[\text{Cl}^-]/[\text{Ag}^+]_0$

① $[\text{Ag}^+]_0 = 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$

② $[\text{Ag}^+]_0 = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$

③ $[\text{Ag}^+]_0 = 10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$



V. Facteurs influençant l'équilibre de précipitation

V.1. Influence de la température

La plus part des composés ioniques voient leur solubilité augmenter dans l'eau avec la température. Les valeurs tabulées des pK_S sont données à $25^\circ\text{C} = 298\text{K}$.

Il existe cependant des contre-exemples comme le carbonate de calcium CaCO_3 principal constituant du calcaire. Sa solubilité diminue quand la température augmente d'où l'entartrage des canalisations d'eau chaude, bouilloires et autre machine à café.

V.2. Effet d'ion commun

• Définition : il y a effet d'ion commun :

- quand un composé ionique est dissous dans une solution contenant déjà l'un des ions qui constituent le composé : par exemple dissolution du chlorure d'argent dans une solution contenant des ions Ag^+ ou Cl^-
- quand on ajoute à une solution d'un composé ionique, une solution contenant l'un des ions qui constituent le composé ionique : par exemple ajout d'une solution d'ions chlorure à une solution de chlorure d'argent.

• L'effet d'ion commun diminue la solubilité

• Exemple :

Déterminer la solubilité du sulfate d'argent :

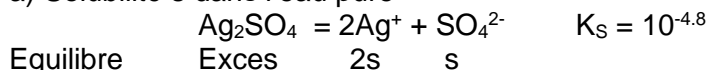
a) dans l'eau pure ;

b) dans une solution de sulfate de sodium de concentration $C = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

Donnée : $pK_S (\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 4,8$.

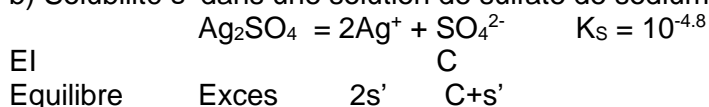
Remarque : la réaction des ions sulfate avec l'eau est négligée

a) Solubilité s dans l'eau pure



$$K_S = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 4s^3 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_S}{4}} = 1.6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

b) Solubilité s' dans une solution de sulfate de sodium de concentration $C = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.



$$K_S = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 4s'^2(C+s')$$

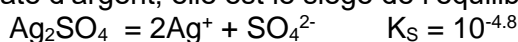
On remarque que $s \ll C$

$$\Rightarrow K_S = 4s'^2 C \Rightarrow s' = \sqrt{\frac{K_S}{4C}} = 6.3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

L'hypothèse est valide et s' est inférieure à s

• Explication qualitative de l'effet d'ion commun

Soit une solution saturée de sulfate d'argent, elle est le siège de l'équilibre :



Le produit ionique ou quotient de réaction $Q = [\text{Ag}^+]_{\text{eq}}^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}]_{\text{eq}} = K_S$

On introduit sans dilution des ions sulfate $\Rightarrow [\text{SO}_4^{2-}] > [\text{SO}_4^{2-}]_{\text{eq}}$

$$\Rightarrow Q > K_S$$

Le produit ionique doit diminuer ; l'équilibre est déplacé dans le sens inverse, soit la formation du précipité et donc une diminution de la solubilité.

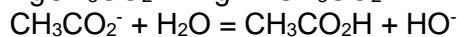
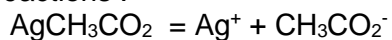
V.3. Influence du pH

V.3.1. Exemple 1 : AgCH_3CO_2

Données : AgCH_3CO_2 $pK_s = 2.7$
 $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$ $pK_A = 4.8$

Etablir l'expression de la solubilité en fonction du domaine de pH

- Les réactions :



- Les relations :

Conservation de la matière $s = [\text{Ag}^+] = [\text{CH}_3\text{CO}_2^-] + [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]$

Constante d'équilibre $K_s = [\text{Ag}^+].[\text{CH}_3\text{CO}_2^-] = s. [\text{CH}_3\text{CO}_2^-]$

$$K_A = \frac{h.[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}$$

- Calculs :

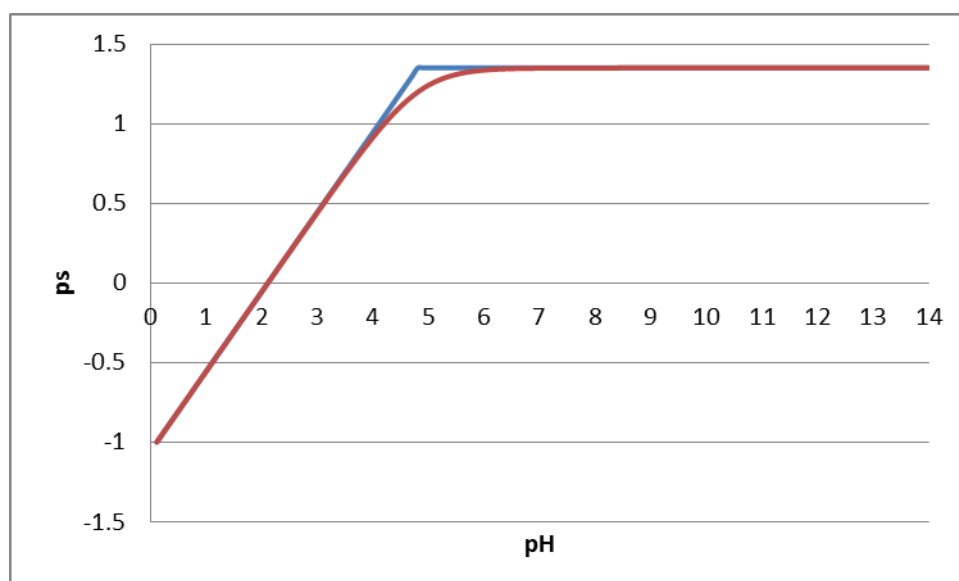
$$[\text{CH}_3\text{CO}_2^-] = K_s / s$$

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}] = h[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]/K_A = \frac{hK_s}{sK_A}$$

$$\text{Ainsi } s^2 = K_s + \frac{hK_s}{K_A}$$

Si on trace le diagramme de prédominance de l'acide acétique

0	$pK_A - 1$	pK_A	$pK_A + 1$	14
$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$				CH_3CO_2^-
$s = \sqrt{\frac{hK_s}{K_A}}$		$s = \sqrt{K_s + \frac{hK_s}{K_A}}$		$s = \sqrt{K_s}$
$ps = \frac{1}{2}(pK_s - pK_A + pH)$				$ps = \frac{1}{2}pK_s$
$ps = -1.05 + \frac{1}{2}pH$	0.85/ 0.83		1.33/1.35	$ps = 1.35$

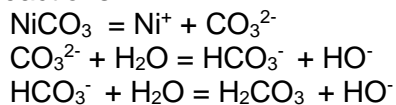


V.3.2. Exemple 2 : Solubilité du carbonate de nickel

Données : NiCO_3 $pK_s = 8$
 $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ $pK_{A1} = 6.3$
 $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$ $pK_{A2} = 10.3$

Etablir l'expression de la solubilité en fonction du domaine de pH

• Les réactions :



• Les relations :

Conservation de la matière $s = [\text{Ni}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{H}_2\text{CO}_3]$

Constante d'équilibre $K_s = [\text{Ni}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = s \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$

$$K_{A2} = \frac{h \cdot [\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

$$K_{A1} = \frac{h \cdot [\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

• Calculs :

$$[\text{CO}_3^{2-}] = K_s / s$$

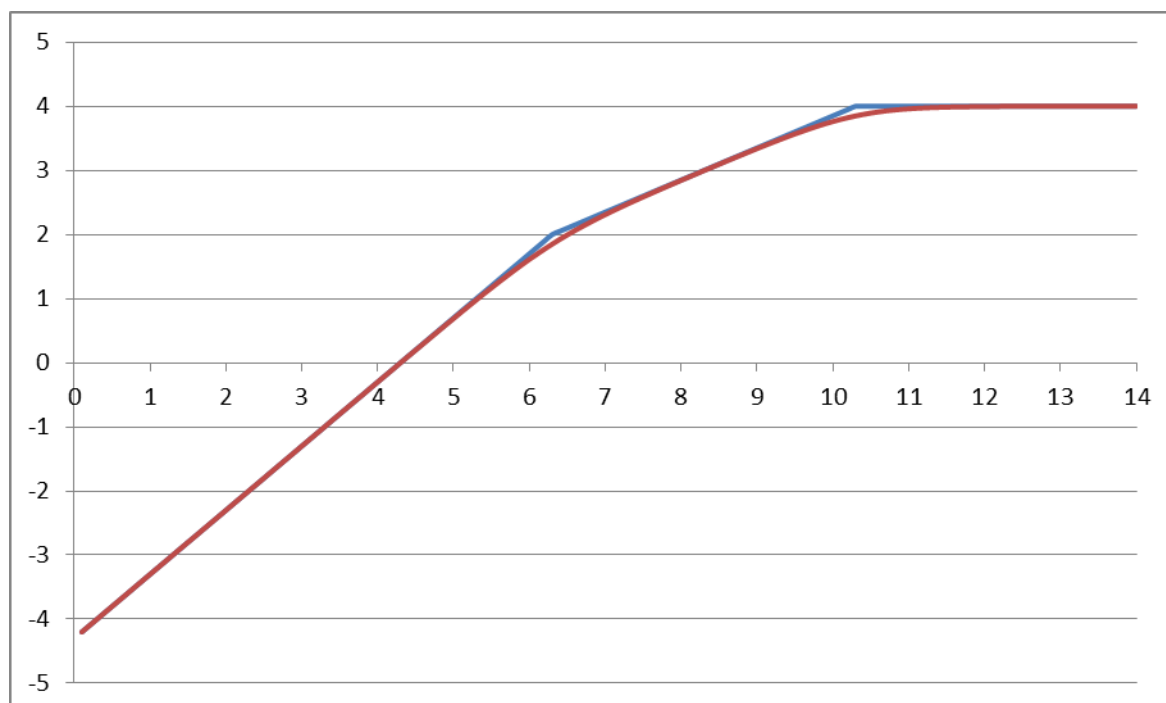
$$s = [\text{CO}_3^{2-}] \left(1 + \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]} + \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{CO}_3^{2-}]} \right)$$

$$s^2 = K_s \left(1 + \frac{h}{K_{A2}} + \frac{h^2}{K_{A1}K_{A2}} \right)$$

Si on trace le diagramme de prédominance des espèces di carbonate

0 pK_{A1} pK_{A2} 14 pH

H_2CO_3	HCO_3^-	CO_3^{2-}
$s = \sqrt{\frac{K_s h^2}{K_{A1}K_{A2}}}$	$s = \sqrt{\frac{K_s h}{K_{A2}}}$	$s = \sqrt{K_s}$
$ps = \frac{1}{2}(pK_s - pK_{A1} - 2pK_{A2}) + pH$	$ps = \frac{1}{2}(pH + pK_s - pK_{A2})$	$ps = \frac{1}{2}pK_s$
$ps = pH - 4.3$	$ps = \frac{1}{2}pH - 1.15$	$ps = 4$



V.4. Réactions de complexation

V.4.1. Mise en évidence

La plupart des ions métalliques formant des précipités peuvent former ce que l'on nomme des ions complexes, à savoir un cation métallique entouré de plusieurs anions ou molécules bases de Lewis.

Exemples

- $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}_{(s)}$ un précipité blanc qui noircit à la lumière

$$\text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3 = \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$$

Si on verse dans un tube à essai du nitrate d'argent et du chlorure d'argent on observe le précipité.

Si on y ajoute de l'ammoniac le précipité disparaît, il y a formation d'un ion complexe.

- $\text{Al}^{3+} + 3\text{HO}^- = \text{Al}(\text{OH})_{3(s)}$

$$\text{Al}(\text{OH})_{3(s)} + \text{HO}^- = \text{Al}(\text{OH})_4^-$$

Si on verse dans un tube à essai du chlorure d'aluminium et un peu de soude on observe un précipité, si on ajoute encore de la soude le précipité disparaît, il y a formation d'un ion complexe.

Pour toutes ces réactions de complexation il existe des constantes qui sont tabulées. Il suffit d'utiliser la loi d'action de masse pour les utiliser.

V.4.2. Influence sur la solubilité

En présence des ions cyanures CN^- , les ions argent Ag^+ forment un précipité et un complexe d'indice de coordinence 2 c'est-à-dire $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$. On donne $c_0 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

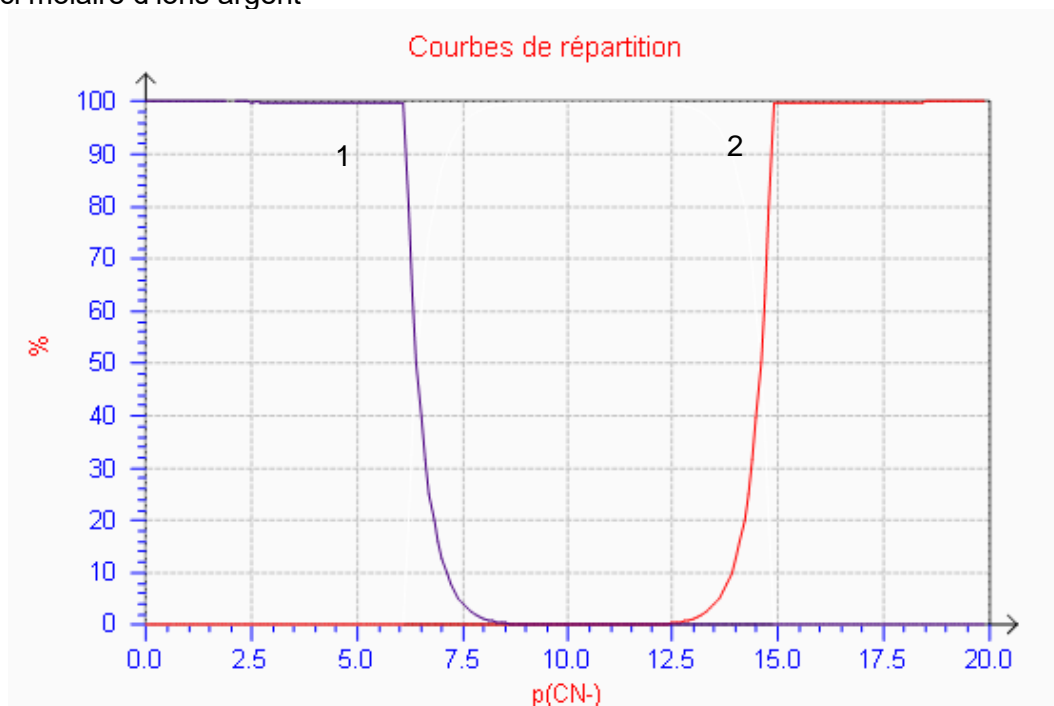
- Ecrire la réaction de formation du précipité :

$$\text{Ag}^+ + \text{CN}^- = \text{AgCN}_{(s)}$$

- Ecrire la réaction de disparition du précipité :

$$\text{AgCN}_{(s)} + \text{CN}^- = \text{Ag}(\text{CN})_2^-$$

Le document fourni ci-après correspond à la simulation de l'ajout d'une solution d'ions cyanures à une solution déci molaire d'ions argent



- Identifier les courbes :

Plus pCN est petit et plus il y a d'ions CN^- en solution, ainsi il y a suffisamment d'ions pour former le complexe $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$.

Plus pCN est grand et moins il y a d'ions CN^- en solution, ainsi il n'y en a pas assez pour former le précipité.

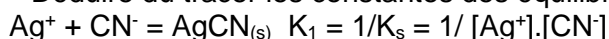
Donc la courbe 1 correspond à $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$ et la courbe 2 à CN^- .

- Que représentent les deux points anguleux ?

Comme on l'a vu pour les diagrammes de distribution, l'apparition du précipité induit un point anguleux sur le diagramme.

Ainsi le point anguleux de la courbe 2 correspond à l'apparition du précipité, celui de la courbe 1 à sa disparition.

- Dédurre du tracer les constantes des équilibres écrits au début de l'exercice :

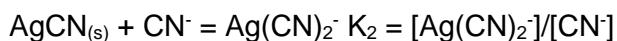


Au premier grain de précipité on lit sur le diagramme : $\text{pCN} = 15$.

$$\text{Or } [\text{Ag}^+] = C_0 - \varepsilon = C_0$$

Il y a le précipité donc la constante d'équilibre est vérifiée : $K_s = [\text{Ag}^+].[\text{CN}^-] = 10^{-1} \cdot 10^{-15}$

$$\text{Ainsi } K_1 = 10^{16}$$



Au dernier grain de précipité on lit sur le diagramme : $\text{pCN} = 6$.

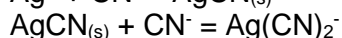
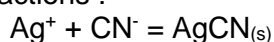
$$\text{Or } [\text{Ag}(\text{CN})_2^-] = C_0 - \varepsilon = C_0$$

Il y a le précipité donc la constante d'équilibre est vérifiée : $K_2 = [\text{Ag}(\text{CN})_2^-]/[\text{CN}^-] = 10^{-1}/10^{-6}$

$$\text{Ainsi } K_2 = 10^5$$

- Déterminer le graphe approché $\text{ps} = f(\text{pCN})$

Les réactions :



- Les relations :

Conservation de la matière $s = [\text{CN}^-] = [\text{Ag}^+] + [\text{Ag}(\text{CN})_2^-]$

Constante d'équilibre $K_s = [\text{Ag}^+].[\text{CN}^-] =$

$$K_2 = [\text{Ag}(\text{CN})_2^-]/[\text{CN}^-]$$

- Calculs :

$$[\text{Ag}^+] = K_s / [\text{CN}^-]$$

$$[\text{Ag}(\text{CN})_2^-] = K_2 \cdot [\text{CN}^-]$$

$$\text{Ainsi } s = \frac{K_s}{[\text{CN}^-]} + K_2 \cdot [\text{CN}^-]$$

Si on trace le diagramme de prédominance à l'aide du diagramme de distribution et des calculs précédents

→ Ag^+ est majoritaire si $[\text{Ag}^+] > [\text{Ag}(\text{CN})_2^-]$ soit $\frac{K_s}{[\text{CN}^-]} > K_2 \cdot [\text{CN}^-]$ soit $[\text{CN}^-]^2 < K_s / K_2$

On obtient alors Ag^+ majoritaire si $\text{pCN} > 10,5$

→ $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$ est majoritaire si $[\text{Ag}^+] < [\text{Ag}(\text{CN})_2^-]$ soit $\frac{K_s}{[\text{CN}^-]} < K_2 \cdot [\text{CN}^-]$ soit $[\text{CN}^-]^2 > K_s / K_2$

On obtient alors Ag^+ majoritaire si $\text{pCN} < 10,5$

	6	10,5	15	pCN
$\text{Ag}(\text{CN})_2^-$	Précipité $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$	Précipité Ag^+	Ag^+	
$s = C_0$	$s = \frac{K_s}{[\text{CN}^-]} + K_2 \cdot [\text{CN}^-]$		$s = C_0$	
$\text{ps} = \text{pC}_0$	$s = K_2 \cdot [\text{CN}^-]$	$s = \frac{K_s}{[\text{CN}^-]}$	$\text{ps} = \text{pC}_0$	
$\text{ps} = -1$	$\text{ps} = -6 + \text{pCN}$	$\text{ps} = -16 - \text{pCN}$	$\text{ps} = -1$	



<u>I. Définition : Solution saturée</u>	<u>1</u>
<u>II. Equilibres de précipitation</u>	<u>1</u>
<u>II.1. Produit de solubilité</u>	<u>1</u>
<u>II.2. Solubilité</u>	<u>1</u>
<u>II.3. Condition de précipitation</u>	<u>2</u>
<u>III. Diagrammes de prédominance</u>	<u>2</u>
<u>III.1. Couple précipité ion métallique</u>	<u>2</u>
<u>III.2. Cas d'un hydroxyde amphotère</u>	<u>4</u>
<u>IV. Diagrammes de distribution</u>	<u>4</u>
<u>V. Facteurs influençant l'équilibre de précipitation</u>	<u>5</u>
<u>V.1. Influence de la température</u>	<u>5</u>
<u>V.2. Effet d'ion commun</u>	<u>5</u>
<u>V.3. Influence du pH</u>	<u>6</u>
V.3.1. Exemple 1 : AgCH_3CO_2	<u>6</u>
V.3.2. Exemple 2 : Solubilité du carbonate de nickel	<u>7</u>
<u>V.4. Réactions de complexation</u>	<u>8</u>
V.4.1. Mise en évidence	<u>8</u>
V.4.2. Influence sur la solubilité	<u>8</u>