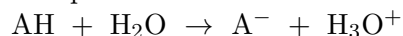


1.3 Forces des acides et des bases

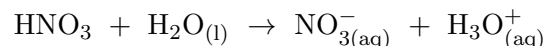
1.3.1 Acides forts et bases fortes

Un **acide fort** en solution aqueuse se **dissocie totalement** dans l'eau :



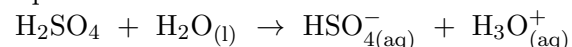
Exemples :

- l'acide nitrique est un acide fort, il n'existe pas dans l'eau et se dissocie totalement :

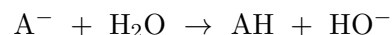


La réaction inverse étant inexistante, sa base conjuguée, l'ion nitrate est une base indifférente.

- l'acide sulfurique est aussi un acide fort dans l'eau :

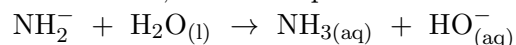


Une **base forte** réagit **totalement** dans l'eau :



Exemples :

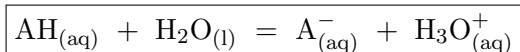
L'ion amidure est une base forte, il n'existe pas dans l'eau et réagit totalement :



1.3.2 Acides faibles et bases faibles

On appelle acide faible (*base faible*), un acide (*une base*) dont la réaction avec l'eau est limitée (équilibrée).

La **constante d'acidité** notée K_a est, par définition, la constante d'équilibre associée à la réaction entre l'acide et l'eau :



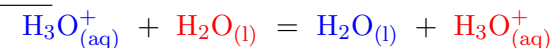
$$K_a = \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}} \quad \text{avec} \quad \text{p}K_a = -\log(K_a)$$

Exemples : $\text{p}K_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$; $\text{p}K_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$

Quand $\text{p}K_a$ diminue, K_a augmente, la force de l'acide augmente et la dissociation est plus importante.

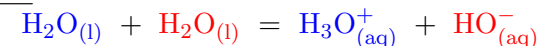
1.3.3 pKa des couples de l'eau

→ couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$:



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}} = 1 \quad \Rightarrow \quad \text{p}K_a = 0$$

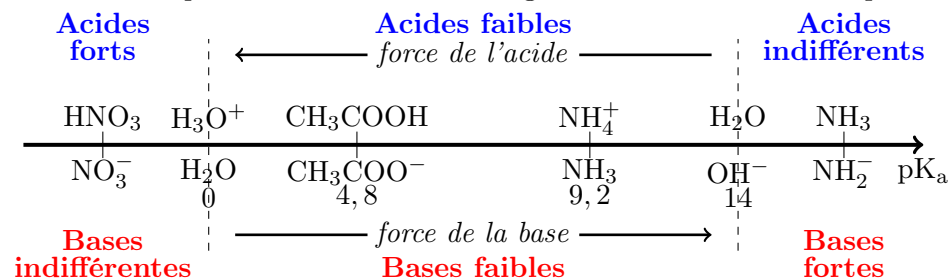
→ couple $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$:



$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times [\text{HO}^-]_{\text{eq}} = K_e \quad \Rightarrow \quad \text{p}K_a = \text{p}K_e = 14$$

1.3.4 Échelle d'acidité

On classe les couples acide-base sur un axe gradué en fonction de leur $\text{p}K_a$:



H_3O^+ est l'acide le plus fort pouvant exister dans l'eau ; HO^- est la base la plus forte pouvant exister dans l'eau.

1.4 Distribution des espèces selon le pH

1.4.1 Diagramme de prédominance

Tout couple acide/base (AH/A^-) est caractérisé par sa constante d'acidité :

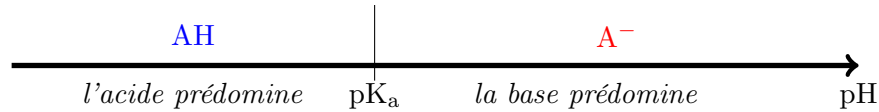
$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$$

En considérant le logarithme de l'expression précédente, il vient :

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}\right)$$

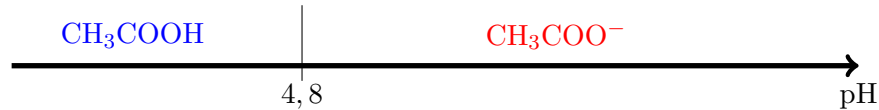
- si $\text{pH} = \text{p}K_a$, $[\text{A}^-] = [\text{AH}]$;
- si $\text{pH} > \text{p}K_a$, $[\text{A}^-] > [\text{AH}]$, la base prédomine ;
- si $\text{pH} < \text{p}K_a$, $[\text{AH}] > [\text{A}^-]$, l'acide prédomine.

Il est alors possible de tracer un diagramme de prédominance :

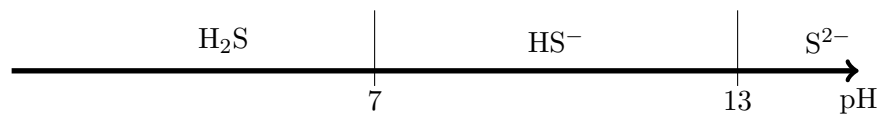


Exemples :

— Cas d'un monoacide : $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$, $\text{pK}_a = 4,8$

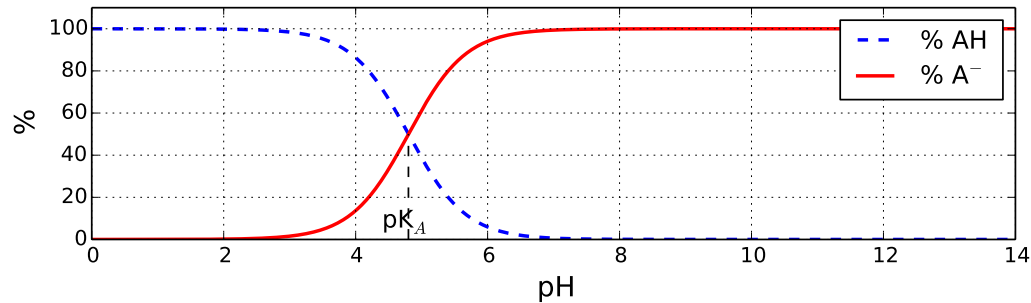


— Cas d'un polyacide : $\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-$, $\text{pK}_{A1} = 7$; $\text{HS}^-/\text{S}^{2-}$, $\text{pK}_{A2} = 13$



1.4.2 Diagramme de distribution

Le diagramme de distribution, plus complet, donne les proportions des formes acide et basique en fonction du pH :



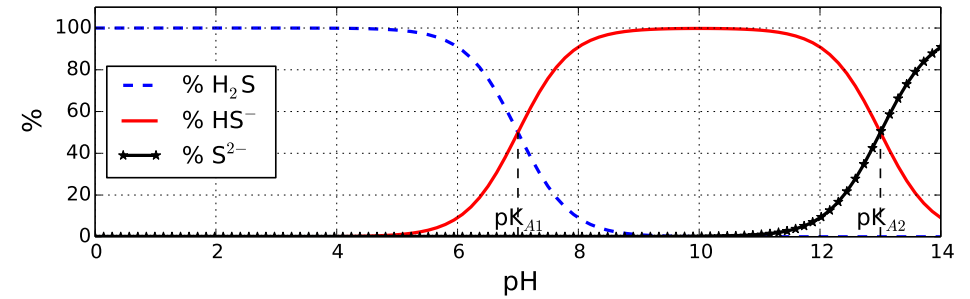
Remarque : l'espèce introduite à la concentration C_0 se répartit entre les formes acide et basique,

$$C_0 = [\text{HA}] + [\text{A}^-] \quad \text{et} \quad K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$$

$$\text{On en déduit : } \frac{[\text{AH}]}{C_0} = \frac{1}{1 + K_a 10^{\text{pH}}} \quad \text{et} \quad \frac{[\text{A}^-]}{C_0} = \frac{K_a 10^{\text{pH}}}{1 + K_a 10^{\text{pH}}}$$

Les relations obtenues permettent alors de tracer les courbes.

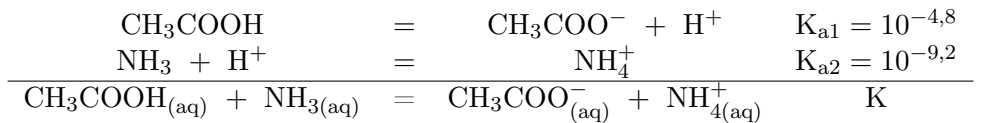
Exemple d'un diacide :



L'intersection des courbes permet d'accéder à la valeur des pK_a .

1.5 Constante d'équilibre d'une réaction acido-basique

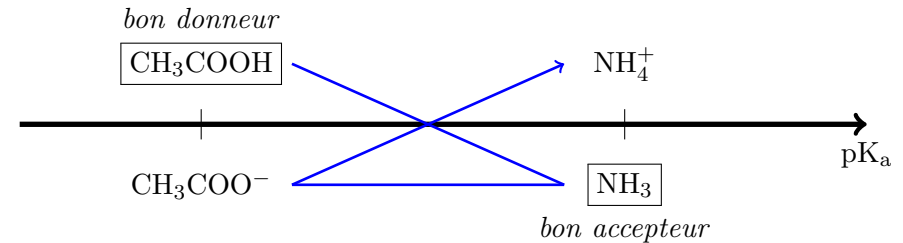
Considérons la réaction entre l'acide éthanoïque et l'ammoniac :



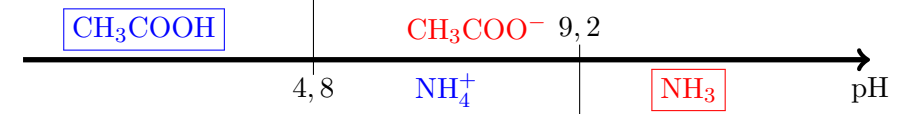
La constante d'équilibre de la réaction s'exprime en fonction des constantes d'acidité :

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{NH}_3]} = \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]} \times \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{K_{a1}}{K_{a2}} = 10^{4,4} \gg 1$$

La réaction a lieu entre un bon donneur de proton et un bon accepteur, cette réaction est donc fortement déplacée vers la droite.



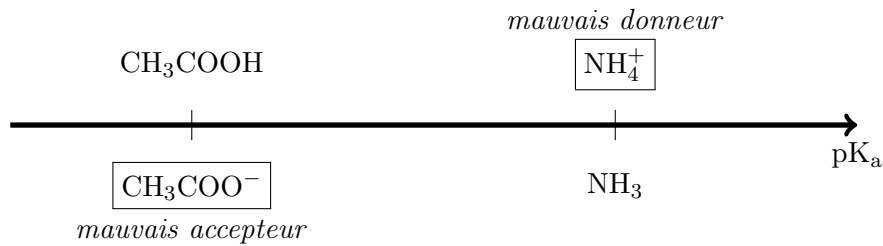
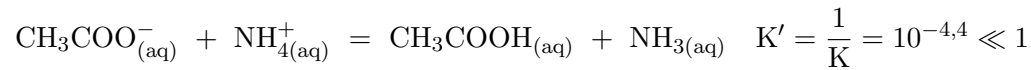
Il est aussi possible de raisonner en terme de diagramme de prédominance :



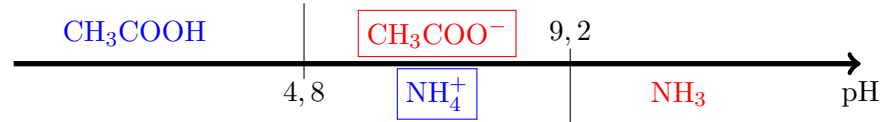
L'ammoniac et l'acide éthanoïque ont des **domaines disjoints**, ils réagissent pour

former les ions éthanoate et ammonium.

Réaction inverse : la réaction inverse est très limitée, elle fait réagir un mauvais donneur et un mauvais accepteur.



À l'aide d'un diagramme de prédominance, on constate que l'ion éthanoate et l'ion ammonium ont un domaine commun ce qui entraîne une réaction très limitée :

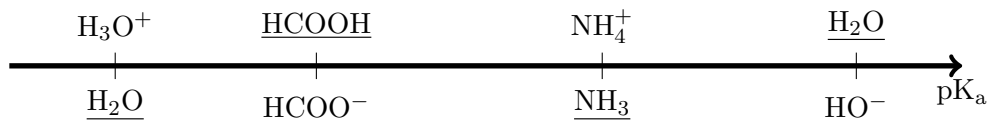


Exemple d'application : on prépare 250 mL de solution en dissolvant $1,0 \times 10^{-2}$ mol d'ammoniac et $3,0 \times 10^{-2}$ mol d'acide méthanoïque HCOOH.

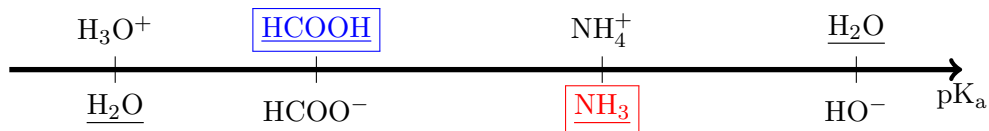
Données : $\text{pK}_{a1}(\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-) = 3,8$; $\text{pK}_{a2}(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$

On souhaite déterminer la composition finale du système et le pH de la solution.

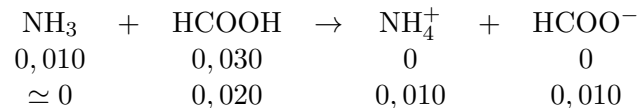
→ Sur un axe gradué en pK_a , on identifie les espèces présentes :



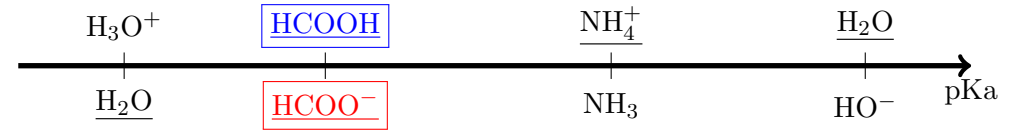
→ Réaction **prépondérante** : l'acide le plus fort réagit avec la base la plus forte :



La constante de réaction $K = K_{a1}/K_{a2} = 10^{5,4} \gg 1$ assure une réaction quasi-totale :



→ La réaction présente étant quasi-totale, on cherche la **réaction de contrôle** en identifiant les espèces majoritaires présentes dans le mélange :



La réaction de contrôle est limitée et permet de déterminer l'équilibre final. Ici l'acide le plus fort HCOOH réagit avec la base la plus forte HCOO⁻ ce qui n'affecte pas l'équilibre.

On peut alors déterminer la concentration en ammoniac à l'aide de la constante d'équilibre :

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}][\text{NH}_3]} \Rightarrow [\text{NH}_3] = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]K} = 8,0 \times 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$$

On détermine enfin le pH :

$$\text{pH} = \text{pK}_{a1} + \log\left(\frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]}\right) \Rightarrow \text{pH} = 3,5$$

→ Vérification : on remarque que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,2 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$, la concentration en ion oxonium est très faible devant les concentrations en HCOOH et HCOO⁻, réactifs de la réaction de contrôle. La présence des ions oxonium pouvait bien être négligée.

1.6 Solution tampon

1.6.1 Définition

Une **solution tampon** est une solution dont le pH ne varie pas ou peu lors d'un ajout modéré d'un acide ou d'une base, ou lors d'une dilution.

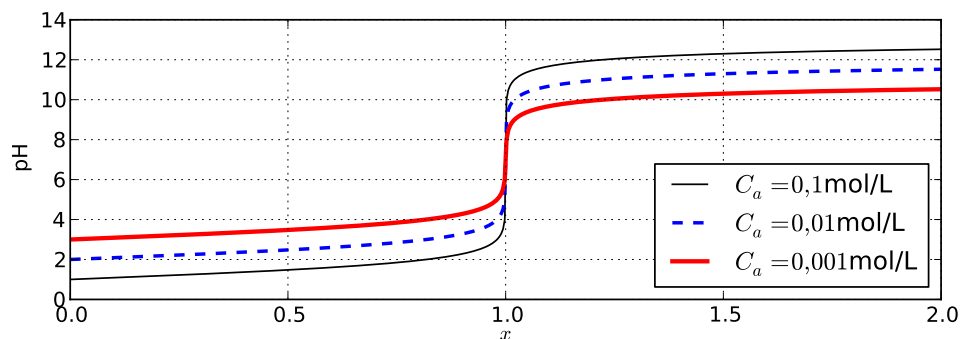
Les solutions tampon jouent un rôle crucial dans les milieux physiologiques ou naturels :

- dans le sang humain, une solution formée par le couple $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ maintient le pH sanguin entre 7,35 et 7,45 ;
- dans les océans, les couples $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ et $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$ sont les principaux acteurs permettant de maintenir le pH de l'eau de mer autour de 8,2.

Dans la suite, on cherche à définir de manière qualitative les solutions susceptibles de vérifier les critères d'une solution tampon.

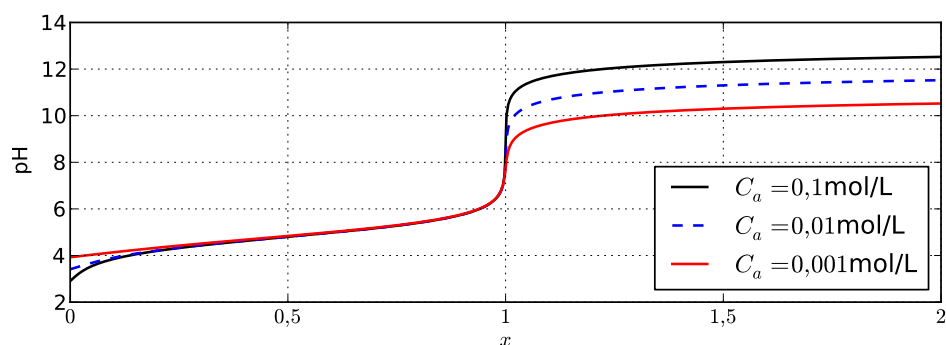
1.6.2 Influence de la dilution ou de l'ajout d'acide ou de base

→ **Acide fort** : on s'intéresse au dosage d'un acide fort (concentration C_a) par une base forte; on note $x = V_b/V_{bE}$ avec V_b le volume de base ajouté et V_{bE} le volume à l'équivalence.



Avant l'équivalence, on constate que le pH évolue peu lors d'un ajout modéré de base; en revanche le pH varie fortement sous l'effet de la dilution.

→ **Acide faible** : on s'intéresse au dosage d'un acide faible (concentration C_a) par une base forte;



Au voisinage de la demi-équivalence ($x = 0,5$), on constate que le pH évolue peu lors d'un ajout modéré de base ou d'une dilution.

1.6.3 Préparation d'une solution tampon

Les solutions assez concentrées d'un acide faible et de sa base conjuguée en quantité équimolaire constituent des solutions tampon. Le pH est alors égal au pK_a du couple.

2 Réactions de complexation

2.1 Les complexes

Définition : les complexes sont des édifices polyatomiques de type ML_n avec M un ion métallique et L un ligand (anion ou molécule possédant des doublets non liants); n est appelé indice de coordination.

Exemples :

- $Fe(SCN)^{2+}$ ion thiocyanato fer (III)
- $Cu(NH_3)_4^{2+}$ ion tétraamine cuivre (II)
- $Ag(NH_3)_2^+$ ion diamine argent (I)

2.2 Équilibre global de complexation

Équation de formation globale : $M_{(aq)} + nL_{(aq)} = ML_{n(aq)}$

Exemple : $Cu_{(aq)}^{2+} + 4 NH_{3(aq)} = Cu(NH_3)_{4(aq)}^{2+}$

Par analogie avec les couples acide/base, on définit le couple donneur/accepteur ML_n/M , la particule échangée étant le ligand.

	donneur	accepteur	particule échangée	équation
acide/base	acide AH	base A^-	proton H^+	$A^- + H^+ = AH$
complexation	complexe ML_n	ion métallique M	ligand L	$M + nL = ML_n$

On appelle **constante de formation globale**, notée β_n , la constante d'équilibre associée à la réaction de formation globale :

$$\beta_n = \frac{[ML_n]_{eq}}{[M]_{eq}[L]_{eq}^n}$$

Remarque : le complexe est d'autant plus stable et la réaction déplacée vers la droite que la valeur de β_n est élevée.

2.3 Les équilibres successifs

Les équilibres de formation successifs :

En pratique l'ion métallique se lie successivement à un nombre croissant de ligands L, selon les équilibres successifs :



Les constantes K_{fi} sont appelées **constantes de formation successives**.

Les équilibres de dissociation successifs :

On définit également les **constantes de dissociation successives** associées aux équilibres :



Relation entre les constantes :

$$\beta_n = \prod_{i=1}^n K_{fi}; \quad \forall n \geq 2 \quad K_{fn} = \frac{\beta_n}{\beta_{n-1}}; \quad K_{f1} = \beta_1; \quad K_{fi} = 1/K_{di}$$

Démonstration :

$$\begin{array}{l} M + L = ML \quad K_{f1} \\ ML + L = ML_2 \quad K_{f2} \\ \hline M + 2L = ML_2 \quad \beta_2 \end{array}$$

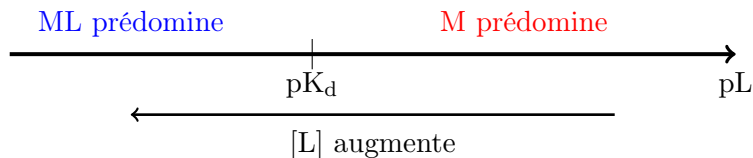
$$\beta_2 = \frac{[ML_2]}{[M][L]^2} = \frac{[ML_2]}{[ML][L]} \times \frac{[ML]}{[M][L]} = K_{f2} \times K_{f1}$$

2.4 Diagramme de prédominance

2.4.1 Principe

Considérons la réaction $ML = M + L$

$$K_d = \frac{[M][L]}{[ML]} \Leftrightarrow \boxed{pL = pK_d + \log\left(\frac{[M]}{[ML]}\right)}$$



À pK_d fixé, il y a d'autant plus de complexe ML que L est présent en solution.

2.4.2 Quelques exemples

→ **Complexes de l'ion argent (I) Ag^+ avec l'ion thiocyanate SCN^-**

On donne les équilibres de dissociation successifs :

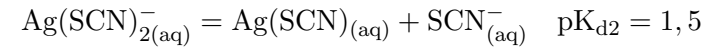
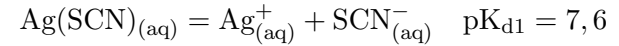


Diagramme de prédominance :

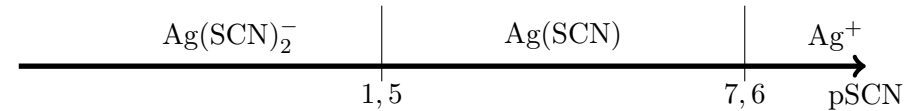
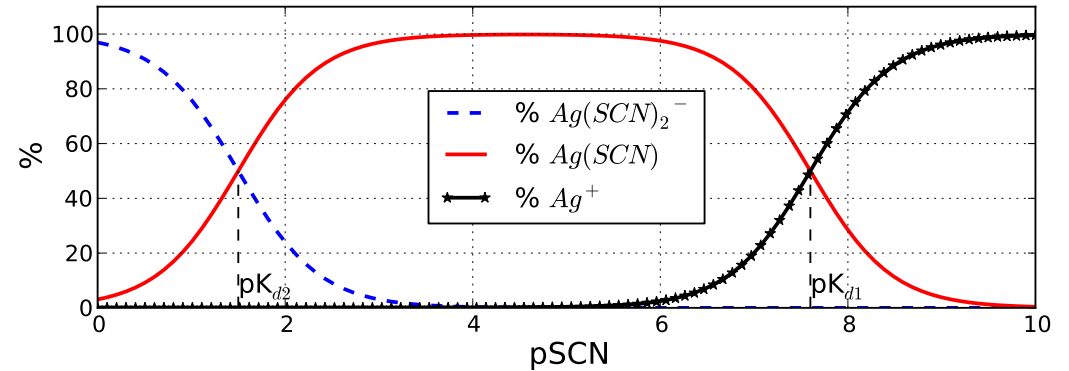
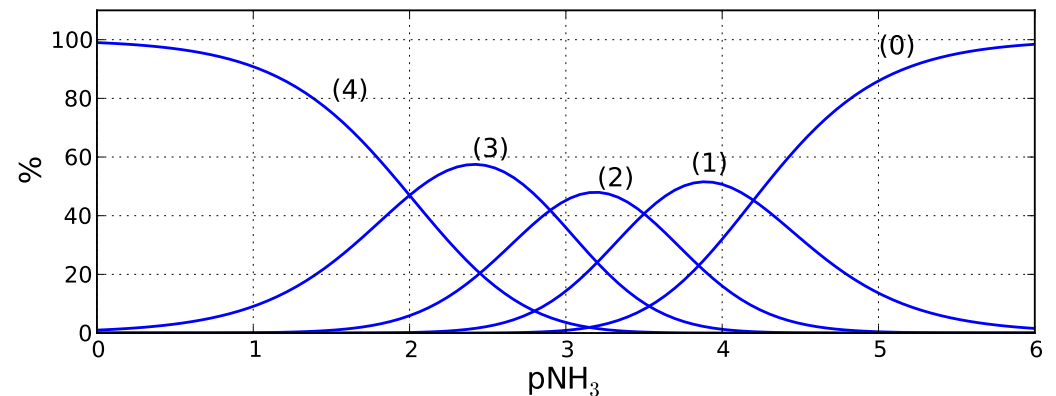


Diagramme de distribution :



→ **Complexes de l'ion cuivre (II) Cu^{2+} avec l'ammoniac NH_3**



L'ion cuivre forme des complexes avec l'ammoniac de la forme $Cu(NH_3)_i$ avec

$i \in \{0, 4\}$. L'intersection des courbes permet de déterminer la valeur des $pK_{d,i}$.

→ **Complexes de l'ion argent (I) Ag^+ avec l'ammoniac NH_3**

On donne les équilibres de dissociation successifs :

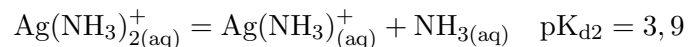
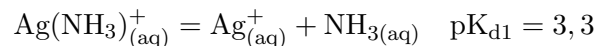


Diagramme de prédominance :

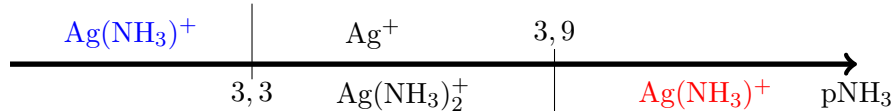
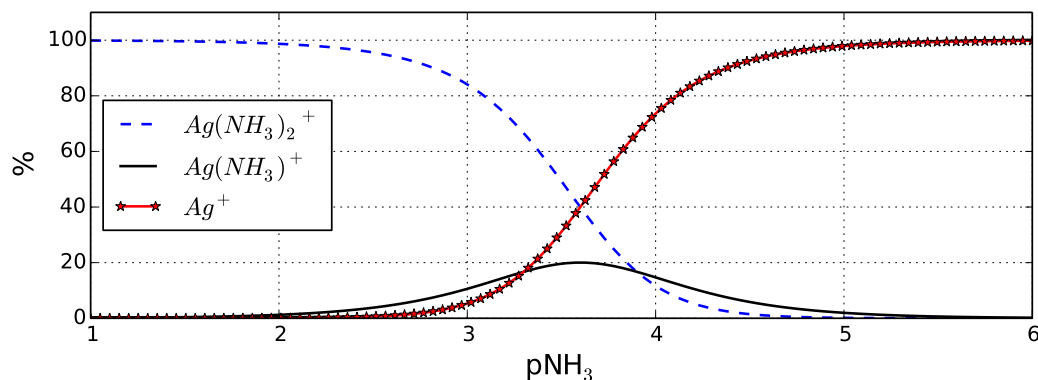
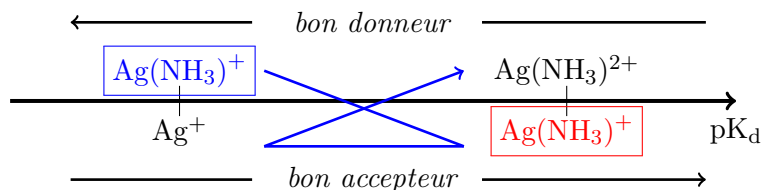


Diagramme de distribution :



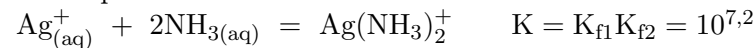
Explication : $Ag(NH_3)^+$ n'est pas stable, il n'a pas de domaine de prédominance. C'est à la fois le meilleur accepteur et le meilleur donneur comme le montre l'échelle de pK_d ci-dessous :



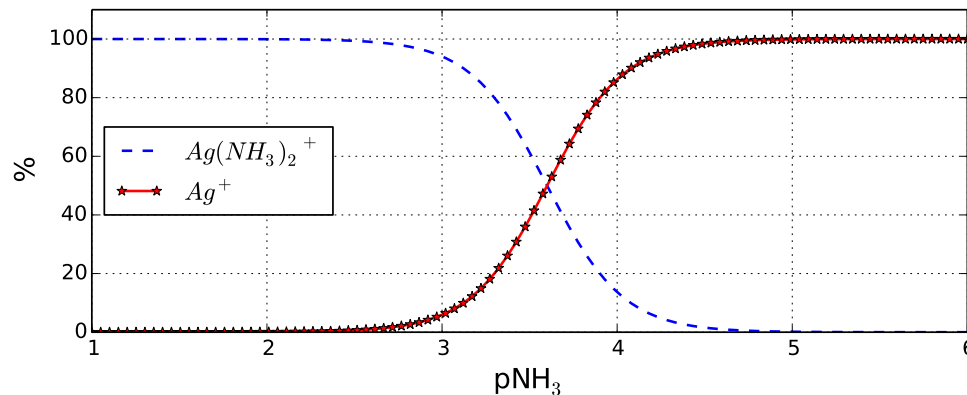
$Ag(NH_3)^+$ réagit avec lui-même selon l'équation de réaction :

$$2Ag(NH_3)_{(aq)}^+ = Ag_{(aq)}^+ + Ag(NH_3)_{2(aq)}^+$$

On peut donc, pour simplifier, considérer la seule présence de Ag^+ et $Ag(NH_3)_2^+$ et la réaction d'équation :

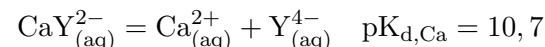
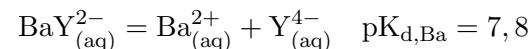


On peut alors tracer un diagramme de distribution simplifié :



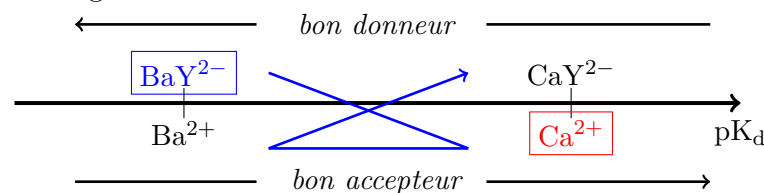
2.5 Application : complexations compétitives

Les ions baryum Ba^{2+} et les ions calcium Ca^{2+} peuvent former un complexe avec l'ion EDTA Y^{4-} selon les équilibres :



→ Plus pK_d est élevé, plus K_f est élevé, plus le complexe est stable.

→ Plus pK_d est faible, plus K_d est élevé, plus le complexe est instable et cède facilement son ligand.



Si l'on met en présence les ions calcium Ca^{2+} avec le complexe BaY^{2-} , on observe la réaction :

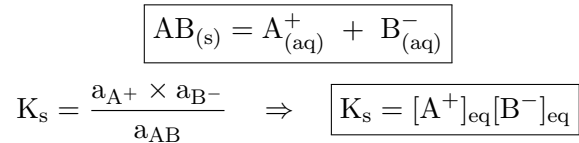


3 Réactions de précipitation

3.1 Équilibre de précipitation

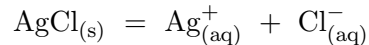
3.1.1 Produit de solubilité

On considère un **équilibre** entre un composé ionique solide et ses ions en solution ; à cet équilibre, on associe une constante d'équilibre, appelée produit de solubilité :



En présence du solide, le produit des deux concentrations est imposé.

Exemple : dissolution du chlorure d'argent.



3.1.2 Condition de précipitation

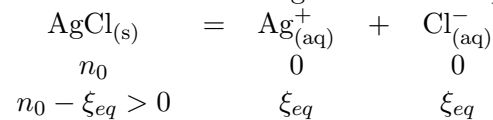
On considère l'exemple du chlorure d'argent et on introduit progressivement les ions dans la solution aqueuse :

- tant que $Q = [Ag^+][Cl^-] < K_s$, il n'y a pas d'équilibre, le solide n'est pas présent, la solution n'est pas saturée ;
- quand Q atteint $K_s = [Ag^+]_{eq}[Cl^-]_{eq}$, l'équilibre est réalisé, le premier grain de solide se forme, la solution est saturée ;
- au-delà, les ions en excès précipitent, le produit $[Ag^+]_{eq}[Cl^-]_{eq}$ restant bloqué à la valeur K_s .

3.2 Solubilité dans l'eau pure

Définition : on appelle **solubilité** d'un solide ionique la quantité de ce solide que l'on peut dissoudre dans un litre d'eau.

→ *Exemple 1* : solubilité du chlorure d'argent dans l'eau pure ($K_s = 10^{-9,75}$)



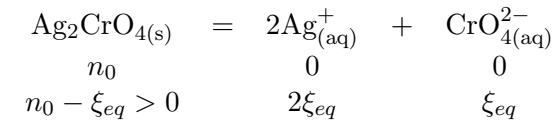
Par définition, la solubilité vaut $s = \frac{\xi_{eq}}{V} = [Ag^+]_{eq} = [Cl^-]_{eq}$.

Le précipité étant présent, l'équilibre est défini : $K_s = [Ag^+]_{eq} \times [Cl^-]_{eq} = s^2$.

On en déduit : $s = \sqrt{K_s} = 1,33 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$.

Conséquence : la solubilité augmente avec K_s .

→ *Exemple 2* : solubilité du chromate d'argent Ag_2CrO_4 ($K_s = 10^{-11,9}$).



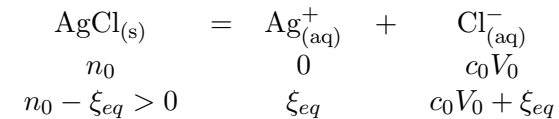
La solubilité du chromate d'argent est définie selon : $s = \frac{\xi_{eq}}{V}$ avec :

$$[Ag^+]_{eq} = 2s \quad \text{et} \quad [CrO_4^{2-}]_{eq} = s$$

Le précipité étant présent, l'équilibre est défini : $K_s = [Ag^+]_{eq}^2 \times [CrO_4^{2-}]_{eq} = 4s^3$.

On en déduit : $s = \sqrt[3]{K_s/4} \Rightarrow s = 6,8 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$.

→ *Exemple 3* : solubilité de $AgCl_{(s)}$ dans une solution d'eau salée de concentration apportée en chlorure de sodium $c_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.



La solubilité du chlorure d'argent est définie selon : $s = \frac{\xi_{eq}}{V}$ avec :

$$[Ag^+]_{eq} = s \quad \text{et} \quad [Cl^-]_{eq} = c_0 + s$$

Le précipité est présent, l'équilibre est défini : $K_s = [Ag^+]_{eq} [Cl^-]_{eq} = (c_0 + s) \times s$.

La solubilité est nécessairement plus faible que dans l'eau pure, ce qui impose $s \ll c_0$ et finalement :

$$K_s \simeq c_0 \times s \Rightarrow s \simeq \frac{K_s}{c_0} = 1,8 \times 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$$

3.3 Diagramme de prédominance (ou d'existence)

On raisonne sur l'exemple du chlorure d'argent ; on considère une solution dans laquelle initialement $[Cl^-]_i = C_0$ (par exemple $C_0 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$) et on introduit progressivement, sans variation de volume, des ions argent Ag^+ en solution :

- tant que $[Ag^+] \times C_0 < K_s$, le précipité n'est pas présent ;
- dès que $[Ag^+] \times C_0 = K_s$, le précipité apparaît, c'est à dire pour :

$$[Ag^+] = \frac{K_s}{C_0} \Rightarrow pAg = pK_s - pC_0$$

Applications directes

AD 1. Réalisation d'une solution tampon

On souhaite réaliser une solution tampon à $\text{pH} = 9$ à partir de $V_b = 1,0 \text{ L}$ d'une solution de NH_3 à $C_b = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$ dans laquelle on ajoute une solution d'acide chlorhydrique à $0,40 \text{ mol.L}^{-1}$. On donne : $\text{pK}_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,25$.

Quel volume de la solution d'acide faut-il ajouter ?

AD 2. Mise en solution d'un acide dans l'eau

Déterminer le pH d'une solution contenant de l'acide éthanoïque ($\text{pK}_a = 4,8$) :

- pour une solution en soluté apporté $c_0 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$;
- pour une solution en soluté apporté $c_0 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$;

AD 3. Réaction prépondérante

On dispose d'une solution S_1 de nitrate d'aluminium $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ à la concentration en soluté apporté $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On donne $\text{pK}_a(\text{Al}^{3+}/\text{Al}(\text{OH})^{2+}) = 5,0$.

1. Écrire la réaction prépondérante ayant lieu entre l'ion aluminium Al^{3+} et l'eau. En calculer la constante. Commenter cette valeur.
2. A partir d'un tableau d'avancement, déterminer l'état final du système. En déduire la valeur du pH de S_1 (on évitera l'équation du second degré par une approximation). Tracer le diagramme de prédominance de l'aluminium en solution aqueuse et vérifier la validité du pH calculé.

AD 4. Dissociation d'un édifice complexe

L'ion Hg^{2+} forme avec l'ion Y^{4-} le complexe HgY^{2-} , la constante de formation valant $K_f = 10^{22}$. Le complexe HgY^{2-} est introduit en solution aqueuse à la concentration $C_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Indiquer la valeur de la concentration en ions EDTA Y^{4-} à l'équilibre.

AD 5. Dosage d'un effluent

On titre un prélèvement de volume $V_0 = 100 \text{ mL}$ d'un effluent industriel contenant de l'acide sulfurique et du dioxyde de soufre $\text{SO}_{2(\text{aq})}$. Le réactif titrant est de l'hydroxyde de sodium à $C_b = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$. On suit l'évolution du pH en fonction du volume V de titrant ajouté. On observe deux sauts de pH :

- le premier pour $V_{E_1} = 16,0 \text{ mL}$ ($\text{pH}_{E,1} = 5,5$) ;
- le deuxième pour $V_{E_2} = 20,0 \text{ mL}$ ($\text{pH}_{E,2} = 10,5$).

La première acidité de l'acide sulfurique H_2SO_4 est forte.

$\text{pK}_a(\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}) = 2$; $\text{pK}_{a1}(\text{SO}_{2(\text{aq})}/\text{HSO}_3^-) = 1,8$; $\text{pK}_{a2}(\text{HSO}_3^-/\text{SO}_3^{2-}) = 7,6$.

1. Établir un diagramme de prédominance des espèces concernées. En déduire que les espèces présentes dans l'effluent industriel sont H_3O^+ , HSO_4^- et

$\text{SO}_{2(\text{aq})}$. En considérant la valeur du pH à la première puis à la deuxième équivalence, préciser quelles sont les espèces prépondérantes en ces points.

2. Écrire les trois réactions de titrage ayant eu lieu avant la première équivalence puis la quatrième réaction ayant eu lieu entre les deux équivalences.
3. En déduire les concentrations C et C' de l'acide sulfurique et de $\text{SO}_{2(\text{aq})}$.

AD 6. Précipitation du chromate de plomb (II) (extrait CCP MP 2003)

Le « jaune de chrome » est obtenu par action de l'ion chromate sur un sel de plomb (II) Pb^{2+} . Par précipitation dans l'eau, on obtient le chromate de plomb (II) $\text{PbCrO}_{4(\text{s})}$.

L'ion chromate a un caractère basique dans le couple $\text{HCrO}_4^-/\text{CrO}_4^{2-}$

1. À quel pH opérer pour que l'ion chromate CrO_4^{2-} soit prépondérant ?
2. Après précipitation et filtration $\text{PbCrO}_{4(\text{s})}$ est lavé. Quelle est la teneur en plomb (II) de cette eau de lavage ($\text{pH} = 7$) ? Cette eau dépasse-t-elle la norme légale de $50 \mu\text{g.L}^{-1}$ en plomb ?
3. Dans les ouvrages de peinture, on déconseille de mélanger le jaune de chrome et le sulfure de manganèse rose. Pourquoi ?

Données :

$\text{pK}_s(\text{PbCrO}_4) = 13$; $\text{pK}_s(\text{MnS}_{(\text{s})}) = 9,6$; $\text{pK}_s(\text{PbS}_{(\text{s})}) = 27,8$, PbS est un solide de couleur noire.

$\text{pK}_a(\text{HCrO}_4^-/\text{CrO}_4^{2-}) = 6,4$; $M(\text{Pb}) = 207 \text{ g.mol}^{-1}$