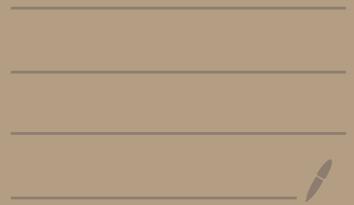


LC15 - Solubilité



* Niveau : T^{le} STL-SPL / NPSI

* Programmes :

• Composition des systèmes chimiques

L'objet de cette partie est la détermination de la composition des systèmes chimiques, à l'équilibre ou non. La solubilité, étudiée en physique-chimie et mathématiques en classe de première, permet d'introduire le quotient de réaction et la constante d'équilibre, la notion de réaction non-totale ayant été vue à travers les réactions des acides et bases faibles dans l'eau. Les équilibres acide-base sont étudiés en exploitant les notions vues en physique-chimie et mathématiques comme le diagramme de prédominance, les solutions tampon et le coefficient de dissociation. Les équilibres d'oxydo-réduction sont quant à eux étudiés en lien avec l'étude des piles dans l'enseignement de physique-chimie et mathématiques. Ces différents types de réaction servent de support à des titrages qui peuvent utiliser des techniques conductimétriques.

Notions et contenus	Capacités exigibles
Solubilité	
Quotient de réaction (Qr). Constante d'équilibre de solubilité (Ks). Sens d'évolution spontanée d'un système. Solubilité et solution saturée. Précipitation sélective des hydroxydes en fonction du pH. Influence de la température sur la constante d'équilibre.	<ul style="list-style-type: none">- Définir et exprimer le quotient de réaction.- Exprimer la constante d'équilibre d'une réaction de dissolution d'un solide ionique ou moléculaire.- Prévoir l'apparition d'un précipité ou sa dissolution totale par comparaison de Qr et Ks.- Déterminer la solubilité d'une espèce chimique dans l'eau pure à partir de Ks (sans tenir compte des propriétés acide-base des ions).- Déterminer la composition d'une solution saturée.- Déterminer une gamme de pH de précipitation sélective pour un mélange d'hydroxydes.- Prévoir l'influence de la température sur la solubilité d'une espèce chimique en exploitant des données. Capacités expérimentales : <ul style="list-style-type: none">- Proposer et mettre en œuvre un protocole pour extraire une espèce chimique solide dissoute dans l'eau.- Proposer et mettre en œuvre un protocole pour extraire sélectivement des ions d'un mélange par précipitation.

Réactions de dissolution ou de précipitation

- constante de l'équation de dissolution, produit de solubilité K_s ;
- solubilité et condition de précipitation ;
- domaine d'existence ;
- facteurs influençant la solubilité.

d'équations dont les constantes thermodynamiques sont connues.

Déterminer la composition chimique du système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique et de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique.

Prévoir l'état de saturation ou de non saturation d'une solution.

Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires. Exploiter des courbes d'évolution de la solubilité d'un solide en fonction d'une variable.

Mettre en œuvre une réaction acide-base et une réaction de précipitation pour réaliser une analyse quantitative en solution aqueuse.

Illustrer un procédé de retraitement, de recyclage, de séparation en solution aqueuse.

NPSI

T^{le} STL-SPL

Références :
[1] FOSSET, "Chimie tout-en-un, NPSI"
[2] Ressource, Académie de Montpellier.
[3] BREUILLON, "Notions de chimie inorganique et générale."

• Plan:

I) Solubilité:

- 1) Produit de solubilité.
- 2) Diagramme d'existence.
- 3) Détermination d'un K_s .

II) Facteurs d'influence de la solubilité:

- 1) La température.
- 2) Le pH.
- 3) Application: Dosage ou extraction.

• Accroche: Exp introductive avec NaCl dans l'eau ($s(\text{NaCl}) = 358 \text{ g/L}$)
On explique ce que l'on voit, on peut même marquer
au tableau: "Observations..." Ajouter du sulfate de cuivre
anhydre: ça devient bleu \Rightarrow ça caractérise une seule espèce.

• Problématique: Comment quantifier la notion de solubilité?

⚠ Bien insister sur la notion de couples d'équilibre
et sur les diagrammes d'existence.

Danips: \rightarrow K_s du sulfate de calcium par conductimétrie.
[3] p. 105.
 \rightarrow Séparation du Cuivre (Fer. (cf après)).
 \rightarrow Dosage par précipitation: dosage de As^{3+} .
[1] p. 486.

Données: $K_s(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 6,3 \times 10^{-38}$

$$K_s(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1,6 \times 10^{-19}$$

$$n(\text{CuSO}_4) = 159,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n(\text{FeCl}_3) = 162,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$K_s(\text{Fe}) = [\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^-]^3$$

$$K_s(\text{Cu}) = [\text{Cu}^{2+}][\text{OH}^-]^2$$

Pour $[\text{Fe}^{3+}] = [\text{Cu}^{2+}] = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\text{On a } [\text{OH}^-] = \left(\frac{K_s}{[\text{Fe}^{3+}]} \right)^{1/3} = (6,3 \times 10^{-35})^{1/3} \\ = 4,0 \times 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-14}}{4,0 \times 10^{-12}}\right) = 2,6.$$

pH de précipitation
du $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

$$\text{Et de m}, \text{pH}_2 = -\log\left(\frac{10^{-14}}{\left(\frac{1,6 \times 10^{-19}}{10^{-3}}\right)^2}\right) = 6,1$$

pH de précipitation de $\text{Cu}(\text{OH})_2$

A pH = 5,5, on a $[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-5,5}} = 10^{-8,5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\Rightarrow [\text{Fe}^{3+}] = \frac{K_s(\text{Fe})}{[\text{OH}^-]^3} = 2,0 \times 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \ll 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Protocole: Préparer une solution contenant $C = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
de $\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$ et de $\text{Ce}^{2+}_{(aq)}$.
(Si possible utiliser des chlorure de Cérium II).
chlorure de Fer III

Solvant: solution à 0,1 N de HCl.

Augmenter le pH jusqu'à 5,5 environ.

Filter.

TADA.

$$K_{T,2}^{\circ} = \frac{1}{\sqrt{K_s(\text{Mg}(\text{OH})_2)}} = 3,2 \cdot 10^4$$

Remarquons l'existence d'un **point anguleux** témoignant de l'apparition du précipité d'hydroxyde de magnésium $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$. En ce point, le produit de solubilité du précipité est vérifié pour la première fois (remarque utile dans les exercices cherchant à déterminer un produit de solubilité à partir d'une courbe expérimentale $\text{pH} = f(v)$).

6 Mise en œuvre expérimentale

Nous réalisons à l'occasion de cette mise en œuvre expérimentale le titrage d'une solution contenant un mélange d'ions H_3O^+ et d'ions aluminium Al^{3+} par une solution de soude Na^+HO^- . Le titrage est suivi par pHmètrie et permet, outre une détermination de concentrations inconnues, de vérifier la valeur numériques de certaines grandeurs thermodynamiques (constantes d'équilibre).

6.1 Protocole et résultats expérimentaux

Dans une fiole jaugée de 25,0 mL (verrerie de classe A) nous introduisons 0,94 g de nitrate d'aluminium $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ ($M = 375 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$), pesé par une balance dont la précision est donnée par $\Delta m = 0,01 \text{ g}$. Le volume est complété par approximativement 20,0 mL d'eau et quelques gouttes d'acide nitrique concentré. Le volume est ensuite ajusté à $V_0 = 25,0 \text{ mL}$. La concentration en ions Al^{3+} est notée c_0 . Parallèlement la soude à la concentration $c = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ est préparée puis placée dans la burette.

Les 25,0 mL de la solution de nitrate d'aluminium sont titrés en ajoutant progressivement 15 mL de la soude (utilisation d'une burette de classe A graduée en 0,1 mL). Un pHmètre préalablement étalonné permet de suivre l'évolution du pH en fonction du volume V de titrant ajouté. Le résultat présenté à la figure 8.10 est obtenu. Nous notons l'apparition d'un solide pour un volume de titrant versé voisin de $V = 2,5 \text{ mL}$. Ce solide disparaît de la solution, qui redevient donc limpide, pour un volume de titrant voisin de $V = 12,0 \text{ mL}$.

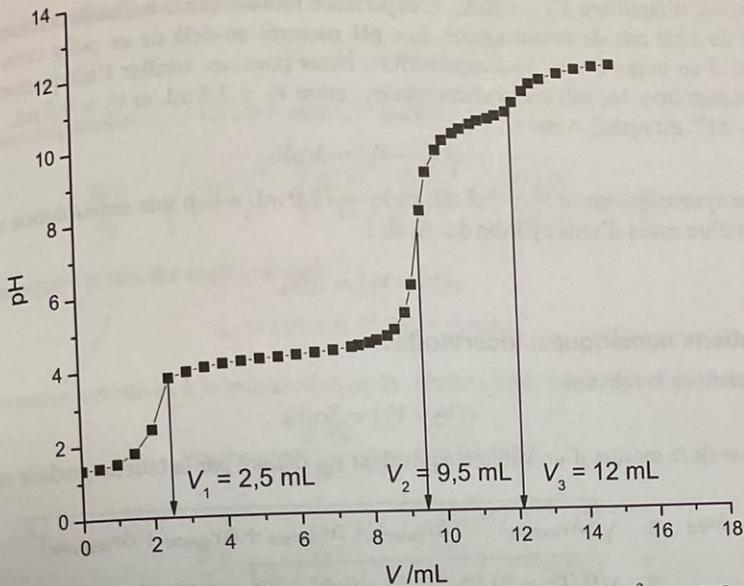
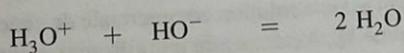


FIGURE 8.10 – Évolution du pH, titrage du mélange $\text{H}_3\text{O}^+/\text{Al}^{3+}$ par HO^-

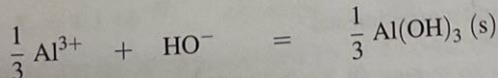
6.2 Interprétation

Réactions de titrage, relations aux équivalences

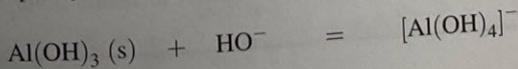
Ce titrage fait intervenir un hydroxyde amphotère : $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$. Notons K_s le produit de solubilité de l'hydroxyde d'aluminium et β_4 la constante globale de formation du complexe tétrahydroxoaluminate $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$. La courbe obtenue permet de vérifier les valeurs fournies par la littérature à 298 K : $K_s = 10^{-32}$ et $\beta_4 = 10^{34}$. Pour un volume de titrant ajouté compris entre $V = 0$ mL et $V_1 = 2,5$ mL, le titrage de l'acide fort est opéré selon la réaction :



de constante d'équilibre $K_{T,1}^\circ = 10^{14}$. Pour un volume de titrant ajouté voisin de 2,5 mL apparaît la première particule de solide $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$. Pour un volume de titrant ajouté compris entre $V_1 = 2,5$ mL et $V_2 = 9,5$ mL, le titrage des ions Al^{3+} est opéré selon la réaction :



de constante d'équilibre $K_{T,2}^\circ = 2.10^{11}$. Entre $V_2 = 9,5$ mL et $V_3 = 12,0$ mL a lieu une redissolution du solide par ajout d'un excès d'ions hydroxyde. La réaction de redissolution s'écrit :



de constante d'équilibre $K_{7,3}^{\circ} = \beta_4 K_s$. L'expérience montre que la redissolution est complète à partir de 12,0 mL de titrant ajouté. Les pH mesurés au-delà de ce point correspondent à l'ajout d'un excès d'ions hydroxyde HO^- . Nous pouvons vérifier l'adéquation de cette interprétation avec les valeurs expérimentales : entre $V_1 = 2,5$ mL et $V_2 = 9,5$ mL, le titrage des ions Al^{3+} est opéré. Ainsi :

$$c(V_2 - V_1) = 3c_0V_0$$

De façon symétrique entre $V_2 = 9,5$ mL et $V_3 = 12,0$ mL a lieu une redissolution du solide par ajout d'un excès d'ions hydroxyde. Ainsi :

$$c(V_3 - V_2) = c_0V_0$$

Applications numériques, incertitudes

Nous exploitons la relation :

$$c(V_2 - V_1) = 3c_0V_0.$$

Dans le cas de la mesure d'un volume équivalent v_{eq} délivré par la burette graduée utilisée :

$$\begin{aligned} \Delta v_{\text{eq}} &= \sqrt{(\Delta v_{\text{lecture}})^2 + (\Delta v_{\text{burette}} + \Delta v_{\text{lecture}} + \Delta v_{\text{goutte}} + \Delta v_{\text{méthode}})^2} \\ &= \sqrt{0,05^2 + (0,05 + 0,05 + 0,05 + 0)^2} = 0,16 \text{ mL}. \end{aligned}$$

L'incertitude sur la valeur $V_2 - V_1$ ou $V_3 - V_2$ est évaluée par :

$$\Delta(V_3 - V_2) = \Delta(V_2 - V_1) = \sqrt{(\Delta V_2)^2 + (\Delta V_1)^2} = 0,22 \text{ mL}.$$

Le résultat de mesure de la concentration c_0 devra être exprimé sous la forme $c_0 \pm \Delta c_0$. Nous évaluons la valeur de Δc_0 par :

$$\frac{\Delta c_0}{c_0} = \sqrt{\left(\frac{\Delta c}{c}\right)^2 + \left(\frac{\Delta(V_2 - V_1)}{V_2 - V_1}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_0}{V_0}\right)^2}.$$

Nous supposons que le titrant est une solution commerciale de concentration précise : $\Delta c = 0$. La solution à titrer, de volume V_0 , a été mesurée en utilisant une fiole jaugée de classe A, de volume 25 mL. Ainsi $\Delta V_0 = 0,05$ mL. Il vient *numériquement* $c_0 = 9,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ avec :

$$\frac{\Delta c_0}{c_0} = 0,03.$$

Nous annonçons le résultat expérimental :

$$c_0 = (9,3 \pm 0,3) \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

! Il faut prendre soin d'utiliser pour le résultat le même nombre de décimale que l'incertitude.

Nous exploitons désormais la relation :

$$c(V_3 - V_2) = c_0 V_0.$$

Il vient numériquement $c_0 = 10 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ avec :

$$\frac{\Delta c_0}{c_0} = \sqrt{\left(\frac{\Delta c}{c}\right)^2 + \left(\frac{\Delta(V_3 - V_2)}{V_3 - V_2}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_0}{V_0}\right)^2} = 0,09$$

Nous annonçons le résultat expérimental :

$$c_0 = (10 \pm 0,9) \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Les informations relatives à la préparation de la solution à titrer permettent de calculer :

$$c_0 = \frac{0,94}{375 \times 25 \cdot 10^{-3}} = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

avec :

$$\frac{\Delta c_0}{c_0} = \sqrt{\left(\frac{\Delta m}{m}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_0}{V_0}\right)^2} = 0,01.$$

Nous annonçons donc pour la solution préparée :

$$c_0 = (10 \pm 0,1) \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

L'utilisation de la relation :

$$c(V_3 - V_2) = c_0 V_0$$

permet de déterminer une concentration compatible avec la solution préparée.

Détermination expérimentale de grandeurs thermodynamiques

L'évolution du pH en fonction du volume de titrant ajouté permet aussi d'estimer la valeur des constantes d'équilibre K_s et β_4 . Plaçons-nous pour un volume de titrant ajouté égal à $V_1 = 2,5 \text{ mL}$ (alors pH voisin de 3,9). La première particule de solide $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ apparaît : le produit de solubilité K_s est vérifié pour la première fois. En ce point du titrage nous avons $[\text{Al}^{3+}] = \frac{0,1 \times 25}{27,5} = 9,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Ainsi, expérimentalement :

$$K_s = 4,1 \cdot 10^{-32} \quad \text{ou encore :} \quad pK_s = 31,4$$

Plaçons-nous pour un volume de titrant ajouté égal à $V_3 = 12,0 \text{ mL}$ (alors pH voisin de 10,9). La dernière particule de solide $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ disparaît : le produit de solubilité K_s est vérifié pour la dernière fois. Ainsi :

$$K_s = \frac{1}{\beta_4} \frac{[\text{Al}(\text{OH})_4^-]}{[\text{HO}^-]} = 4,1 \cdot 10^{-32}.$$

CHAPITRE 8 - ÉQUILIBRES DE SOLUBILITÉ

En ce point du titrage :

$$[\text{Al}(\text{OH})_4^-] = \frac{0,1 \times 25}{37} = 6,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ et } [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,3 \cdot 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}. \text{ Il vient :}$$

$$\beta_4 = 2,2 \cdot 10^{33}.$$

Pour chacune des deux constantes un bon accord est obtenu par rapport à la valeur tabulée.

2. Détermination du produit de solubilité du sulfate de calcium

Références

- **Brénon-Audat**, Françoise ; **Rafflegeau**, Fabienne ; **PrévotEAU**, Danielle (2003). *Chimie inorganique et générale. 34 thèmes et 70 expériences* Dunod, p. 295.
- **Cachau-Herreillat**, Danielle (2009). *Des expériences de la famille Acide-Base. Réussir, exploiter et commenter 50 manipulations de chimie*. De Boeck, 366 p.

Leçons de chimie associées

- LC 21 - Détermination de constantes d'équilibre (CPGE) ;
- LC 23 - Évolution et équilibre chimique (CPGE) ;
- LC 28 - Solubilité (CPGE).

Objectifs.

- Déterminer le produit de solubilité du sulfate de calcium par conductimétrie et par titrage ;
- Comparer deux méthodes de détermination de produit de solubilité.

Durée de l'expérience : 1 heure 15 minutes

Le protocole proposé est issu de **Brénon-Audat**, Françoise ; **Rafflegeau**, Fabienne ; **PrévotEAU**, Danielle (2003). *Chimie inorganique et générale. 34 thèmes et 70 expériences* Dunod, p. 295.

A. Produits et matériels

- | | |
|---|---|
| ⇒ sulfate de calcium dihydraté solide ; | ⇒ 1 burette graduée de 25 mL ; |
| ⇒ solution de sel disodique d'EDTA $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ à $1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; | ⇒ 2 agitateurs magnétiques avec barreau aimanté ; |
| ⇒ solution d'hydroxyde de sodium concentrée ; | ⇒ 1 entonnoir avec papier filtre ; |
| ⇒ solution d'étalonnage de chlorure de potassium à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ pour conductimétrie ; | ⇒ 1 conductimètre ; |
| ⇒ noir ériochrome T (NET) ; | ⇒ 1 sonde conductimétrique. |

B. Mode opératoire

• **Préparation d'une solution saturée en sulfate de calcium.** Introduire dans un bécher de 250 mL environ 150 mL d'eau distillée ainsi qu'un barreau aimanté. Introduire spatule par spatule du sulfate de calcium dihydraté dans la solution sous agitation jusqu'au maintien du solide en solution : la solution est alors saturée.

• **Approche par conductimétrie.** Étalonner le conductimètre à l'aide de la solution d'étalonnage de chlorure de potassium. Introduire la sonde conductimétrique dans le bécher contenant la solution saturée de sulfate de calcium non agitée et relever la conductivité de la solution. On notera la conductivité de l'eau distillée à une température identique.

• **Approche par titrage.** Filtrer la solution solution saturée de sulfate de calcium à l'aide d'un entonnoir et d'un papier filtre. Introduire dans un bécher 50 mL de solution saturée filtrée de sulfate de calcium à doser. Ajouter quelques gouttes d'hydroxyde de sodium concentré pour atteindre un pH voisin de 12. Le vérifier à l'aide d'un papier pH. Mettre une pointe de spatule de noir ériochrome T (NET) dans le bécher. Titrer les ions calcium par une solution d'EDTA ($\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$) à $0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

ADAPTATIONS EXPÉRIMENTALES

- ⇒ La préparation de la solution de sulfate de calcium doit être menée trente minutes en amont de toute manipulation, afin de s'assurer du caractère saturé de la solution.

- ⇨ Il est recommandé de faire un premier titrage rapide, de conserver la solution dosée comme témoin de couleur et de recommencer un second titrage dans les mêmes conditions.
- ⇨ L'équivalence est difficile à repérer du fait du temps nécessaire pour atteindre l'équilibre complexométrique à chaque ajout.

C. Résultats et discussions

Les résultats expérimentaux, leur analyse et leur discussion peuvent être trouvés dans **Brénon-Audat**, Françoise ; **Rafflegeau**, Fabienne ; **PrévotEAU**, Danielle (2003). *Chimie inorganique et générale. 34 thèmes et 70 expériences* Dunod, p. 295., de même qu'en annexe du présent fascicule.

Le guide, sous forme de questions, proposé ci-après, permet néanmoins de vérifier la compréhension de la manipulation et de son traitement.

Approche par conductimétrie.

1. Pourquoi faut-il étalonner le conductimètre à l'aide d'une solution de chlorure de potassium de concentration tabulée à $0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$?
2. Énoncer la loi de KOHLRAUSCH, qui lie la conductivité σ d'une solution ionique à la concentration c_i des ions i en solution. Indiquer les unités associées à chaque terme. Préciser le domaine de validité de la loi de KOHLRAUSCH ?
3. En prenant en compte la conductivité de l'eau distillée, déterminer expérimentalement la concentration en ions libres calcium $[\text{Ca}^{2+}]$ et sulfate $[\text{SO}_4^{2-}]$ dans la solution saturée de sulfate de calcium.

On donne la dépendance en température T (en K) de conductivités molaires ioniques standard à dilution infinie λ_i° en $\text{S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$:

$$\lambda_{\text{Ca}^{2+}}^\circ(T) = 119 \cdot 10^{-4} [1 - 0,0211(298 - T)]$$

$$\lambda_{\text{SO}_4^{2-}}^\circ(T) = 159 \cdot 10^{-4} [1 - 0,0196(298 - T)]$$

4. En déduire le produit de solubilité K_s du sulfate de calcium. Commenter au regard de la valeur standard tabulée $\text{p}K_{s,\text{tab}} = 4,62$ à $T = 298 \text{ K}$.

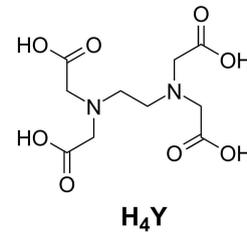
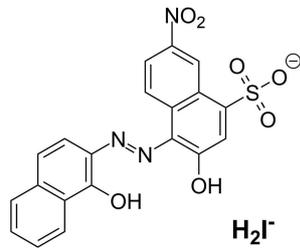
On rappelle l'équation de DEBYE-HÜCKEL, qui permet d'estimer le coefficient d'activité moyen γ à partir de la force ionique I de la solution pour $I < 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$,

$$\log \gamma = -A z_i^2 \sqrt{I} \quad \text{avec} \quad I = \frac{1}{2} \sum_i z_i^2 c_i$$

où z_i correspond à la charge algébrique de l'ion i et $A = 0,51 \text{ mol}^{-1/2} \cdot \text{L}^{1/2}$.

Approche par titrage.

1. Pourquoi filtre-t-on la solution avant le titrage ?
2. Préciser l'équation de la réaction support du titrage. On notera $\text{Y}_{(\text{aq})}^{4-}$ la forme de l'EDTA à $\text{pH} = 12$ et on donne $\log \beta(\text{CaY}^{2-}) = 10,7$.
3. Le noir d'ériochrome T (NET), noté $\text{I}_{(\text{aq})}^{3-}$ à $\text{pH} = 12$, est un indicateur de fin de titrage. Définir ce qu'est un indicateur de fin de titrage. Expliquer en quoi le noir d'ériochrome T permet de détecter l'équivalence, sachant que $\log \beta(\text{CaI}^-) = 5,4$.
4. Justifier qualitativement le fait que $\log \beta(\text{CaY}^{2-}) > \log \beta(\text{CaI}^-)$, à l'aide des structures du noir d'ériochrome T et de l'EDTA.



5. Déterminer la concentration en ions calcium dans la solution saturée en sulfate de calcium. En déduire le produit de solubilité K_s du sulfate de calcium. Commenter au regard de la valeur standard tabulée $\text{p}K_{s,\text{tab}} = 4,62$ à $T = 298 \text{ K}$.

Comparaison des méthodes de détermination du produit de solubilité. Comparer les deux méthodes de détermination du produit de solubilité du sulfate de calcium.

D. Notes personnelles sur la manipulation