

TD : Acide-base et précipitation

I Acide carbonique

On considère l'acide carbonique, un diacide ($pK_1 = 6,4$ et $pK_2 = 10,3$) dans l'eau.

- 1) Écrire les équilibres liant les espèces des couples H_2CO_3/HCO_3^- et HCO_3^-/CO_3^{2-}
- 2) Exprimer les constantes d'acidité associées aux deux couples en fonction de concentrations à l'équilibre.
- 3) Préciser sur un axe gradué en pH les domaines de prédominance des différentes espèces.
- 4) Écrire la réaction entre H_2CO_3 et CO_3^{2-} . Quelle est la valeur de la constante d'équilibre ?
- 5) Déterminer l'espèce majoritaire dans les trois solutions S_1 , S_2 et S_3 caractérisées par :

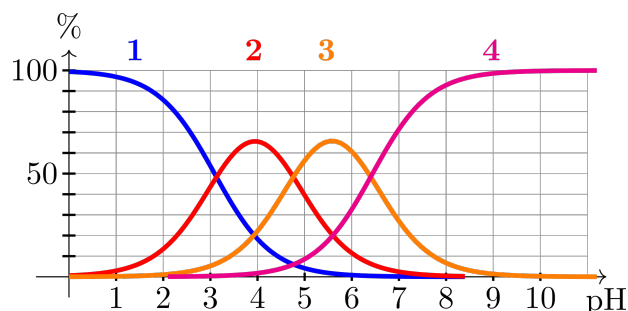
a) $pH_{S_1} = 3$

b) $[H_3O^+]_{S_2} = 1 \times 10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

c) $[HO^-]_{S_3} = 1 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

II Exploitation de courbes de distribution

L'acide citrique $C_6H_8O_7$ est présent dans le jus de citron. C'est un tétra-acide noté $H_4\text{Cit}$, dont la 4^e acidité n'est pas observée dans l'eau. Les courbes représentées représentent le pourcentage de chacune des espèces lorsque le pH varie.



- 1) Associer à chaque courbe l'espèce correspondante.
- 2) Déterminer par lecture graphique les pK_A des trois premières acidités.
- 3) Le pH mesuré d'un jus de citron est de 2,5. Donner sa composition en terme de pourcentage de chaque espèce.

III État d'équilibre d'une base faible

L'ion phosphate PO_4^{3-} est une base faible, qui intervient dans les couples HPO_4^{2-}/PO_4^{3-} de $pK_A = 12,3$. On l'introduit en solution aqueuse à la concentration initiale $c_0 = 1 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

- 1) Déterminer la composition du système à l'équilibre, ainsi que le pH.

IV Iodure de plomb

- 1) Une solution contient initialement des ions Pb^{2+} à la concentration $c = 1 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, et des ions iodure I^- de même concentration. On donne $pK_s(PbI_2) = 8$.
 - a – Déterminer les concentrations en ions Pb^{2+} et I^- dans l'état final.
 - b – Même question si $c = 2 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- 2) a – Déterminer la solubilité de l'iodure de plomb dans de l'eau pure.
 - b – Même question dans une solution d'iodure de sodium (Na^+, I^-) de concentration $c = 1 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

V Domaine d'existence de l'hydroxyde de fer II

On considère l'hydroxyde de fer II $\text{Fe}(\text{OH})_2$ de $\text{p}K_s = 15$.

- 1) Quelle est la valeur de $\text{pOH} = -\log \frac{[\text{HO}^-]}{c_0}$ de début de précipitation de $\text{Fe}(\text{OH})_2$ à partir d'une solution en ions Fe^{2+} à la concentration $c_0 = 1 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?
- 2) En déduire le pH de début de précipitation.
- 3) Indiquer sur un diagramme, avec le pH en abscisse, les domaines de prédominance des ions Fe^{2+} et d'existence du solide.

VI Stabilité de solutions

On considère les couples acido-basiques suivants :

$$\text{p}K_{A,1} (\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-) = 3,7 \quad \text{p}K_{A,2} (\text{HClO}/\text{ClO}^-) = 7,5$$

- 1) Tracer un diagramme de prédominance contenant les domaines des 4 espèces à considérer.
- 2) Déterminer si deux mélanges suivants sont stables (aucune réaction quantitative n'a lieu) :

a – $n_{\text{HCOOH},0} = 1 \text{ mol}$ et $n_{\text{HClO},0} = 1 \text{ mol}$ dans $V = 1 \text{ L}$

b – $n_{\text{ClO}^-,0} = 1 \text{ mol}$ et $n_{\text{HCOOH},0} = 1 \text{ mol}$ dans $V = 1 \text{ L}$

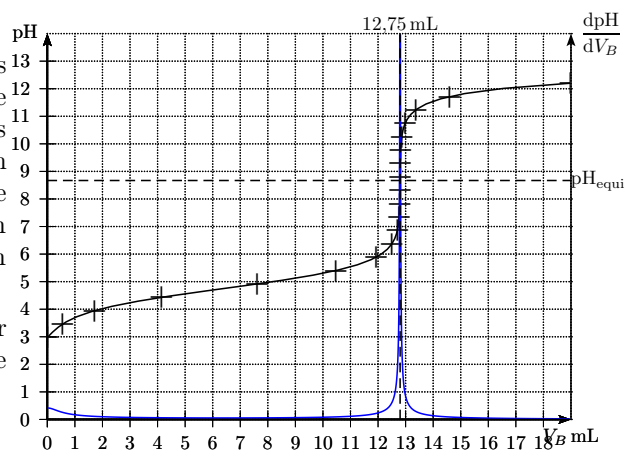
VII Titrage de l'acide acétique d'un vinaigre

Le vinaigre est obtenu par fermentation acétique, soit d'une solution aqueuse d'éthanol (vinaigre d'alcool), soit d'un vin (vinaigre de vin). La fermentation est effectuée par des bactéries, qui oxydent l'éthanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ en acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, aussi appelé acide acétique.

La base conjuguée de l'acide éthanoïque est l'ion éthanoate CH_3CO_2^- , de $\text{p}K_A = 4,75$. On étudie un vinaigre d'alcool du commerce, dont le pH vaut 2,6. Afin de doser l'acidité de ce vinaigre, on prépare tout d'abord une solution aqueuse contenant 10,0 mL du vinaigre dans 200,0 mL d'eau.

Un volume $V_1 = 20,0 \text{ mL}$ de cette solution diluée est placée dans un bécher, dans lequel on place deux électrodes pour la mesure du pH. De l'eau est ajoutée pour obtenir l'immersion dans les électrodes. Une solution aqueuse de soude NaOH de concentration $c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ est placée dans une burette. Le dosage consiste à verser progressivement cette solution dans le bécher, tout en suivant l'évolution du pH. La figure ci-contre montre le pH en fonction du volume V de solution de NaOH versé.

L'équivalence est repérée par le saut de pH, qui se produit pour un volume versé $V_{\text{eq}} = 12,75 \text{ mL}$ (volume pour lequel la dérivée du pH en fonction de V est maximale).



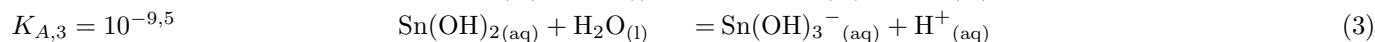
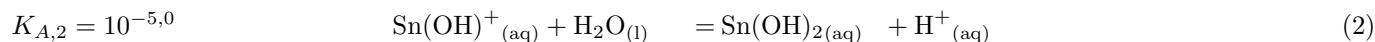
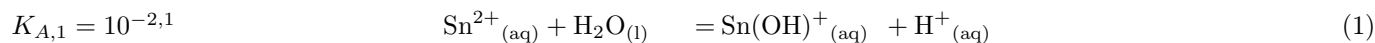
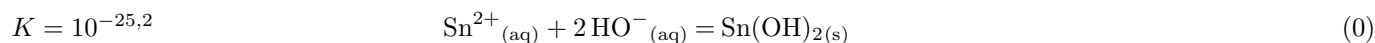
- 1) Faire des schémas des différentes étapes en notant les quantités et concentrations importantes.
- 2) Écrire la réaction de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ avec HO^- . Calculer sa constante d'équilibre et commenter.
- 3) Calculer le nombre de moles d'acide éthanoïque dans la solution diluée dosée, puis la concentration en acide éthanoïque dans le vinaigre non dilué.
- 4) Calculer la masse d'acide éthanoïque pour 100 g de vinaigre. On donne les masses molaires :

$$M_C = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \quad M_O = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \quad M_H = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

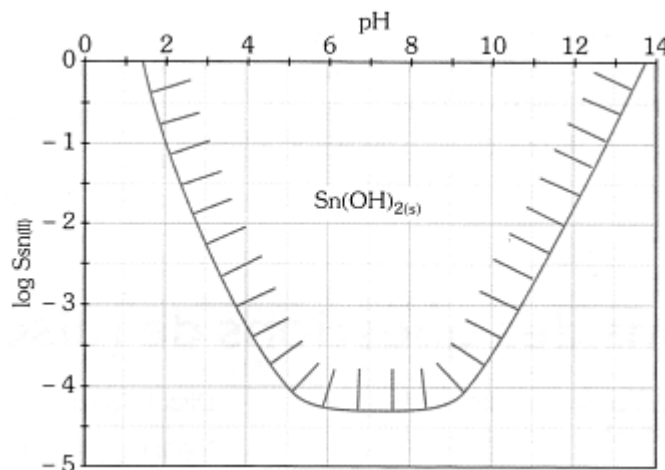
- 5) Calculer les concentrations de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ et de CH_3CO_2^- dans le vinaigre.

VIII Hydroxyde d'étain

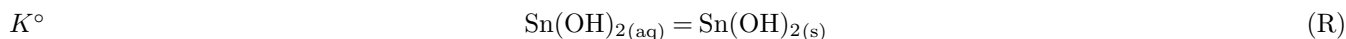
La solubilité s de l'hydroxyde d'étain $\text{Sn}(\text{OH})_{2(s)}$ varie avec le pH en raison des équilibres suivants :



On donne le graphe $\log s = f(\text{pH})$ ci-dessous :



- 1) Indiquer sur une échelle de pH les domaines de prédominance des différentes formes solubles de l'étain considérées ici.
- 2) Déterminer la solubilité de l'étain en ne considérant que l'équilibre :



- 3) Exprimer la solubilité s de l'hydroxyde d'étain pour tout pH, en considérant cette fois tous les équilibres. Retrouver alors la pente de la courbe pour $\text{pH} > 10,5$.

IX Diacide fort

On considère une solution d'acide sulfurique H_2SO_4 de concentration $c_0 = 0,010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- 1) En considérant que l'acide sulfurique est un diacide fort, calculer le pH de la solution.
- 2) En réalité, la première acidité de l'acide sulfurique est forte, et la seconde a un $\text{p}K_A(\text{HSO}_4^{-}/\text{SO}_4^{2-}) = 1,9$. Déterminer le pH en tenant compte de cette modification.

X Solubilités dans l'eau pure de différents précipités

Déterminer la solubilité dans l'eau pure s de chacun des composés ci-dessous, en supposant que les ions formés lors de la dissociation des solides ne réagissent pas avec l'eau et que l'ion Zn^{2+} apparaît dans chaque dissolution.

- 1) $\text{ZnCO}_{3(s)}$ de $\text{p}K_{s,1} = 10,8$.
- 2) $\text{ZnCN}_{2(s)}$ de $\text{p}K_{s,2} = 12,6$.
- 3) $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_{2(s)}$ de $\text{p}K_{s,3} = 32,0$.

XI Mesure de la constante d'acidité d'un indicateur coloré.

À partir du spectre d'absorption de la forme acide notée HIn du bleu de bromothymol (BBT), on détermine la longueur d'onde correspondant à son maximum d'absorption $\lambda_1 = 430 \text{ nm}$. On détermine de même la longueur d'onde du maximum d'absorption de la forme basique In^{-} $\lambda_2 = 620 \text{ nm}$.

- 1) Quelle est la couleur d'une solution contenant uniquement HIn ? uniquement In^- ?
- 2) Quelle est la couleur d'une solution de BBT dans sa zone de virage ?
- 3) Rappeler la loi de BEER-LAMBERT en précisant la signification des différents termes. Quelles sont les conditions de validité de cette loi ?

On mesure l'absorbance pour la longueur d'onde λ_1 de trois solutions contenant du BBT à une même concentration totale c :

- ◇ En milieu fortement acide, on mesure $A_1 = 0,196$;
- ◇ En milieu fortement basique, on mesure $A_2 = 0,076$;
- ◇ Pour une solution S à $\text{pH} = 7,1$, on mesure $A_S = 0,140$.

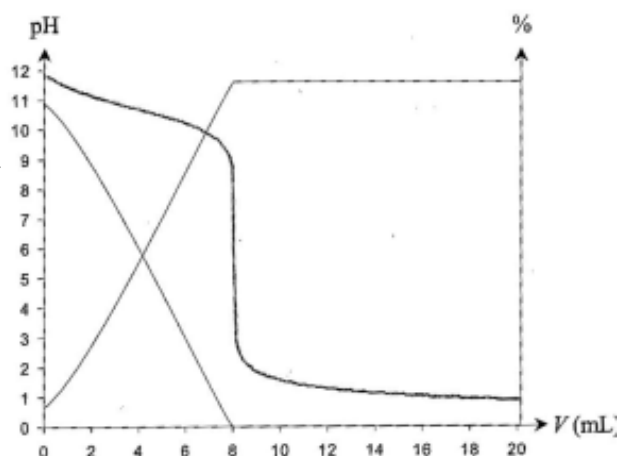
- 4) Montrer que le rapport des concentrations en forme acide et basique dans la solution S peut s'écrire

$$\frac{[\text{HIn}]_S}{[\text{In}^-]_S} = \frac{A_1 - A_S}{A_S - A_2}$$

- 5) En déduire la valeur de $\text{p}K_A(\text{HIn}/\text{In}^-)$.

XII Titrage d'une amine

On veut déterminer par titrage la formule brute d'une amine $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{NH}_2$. Pour cela, on dissout une masse $m = 0,146 \text{ g}$ dans 100 mL d'eau et on dose la solution obtenue par une solution d'acide chlorhydrique (H^+ , Cl^-) de concentration molaire $c_A = 0,25 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On donne ci-contre la courbe de titrage $\text{pH} = f(V)$, à laquelle sont superposées en traits fins deux courbes représentant les pourcentages respectifs des espèces $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{NH}_2$ et $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{NH}_3^+$ en solution en fonction du volume V de solution titrante versée.



Données

- ◇ $M_{\text{H}} = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{\text{C}} = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{\text{N}} = 14,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$;
- ◇ Zones de virage d'indicateurs colorés :
 - ▷ Phénolphthaléine 8,2 ; 10,0
 - ▷ BBT 6,0 ; 7,6
 - ▷ Vert malachite 0,2 ; 1,8

- 1) Attribuer les courbes de pourcentages aux deux espèces $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{NH}_2$ et $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{NH}_3^+$ et déterminer le $\text{p}K_A$ du couple.
- 2) Écrire l'équation de la réaction. Calculer sa constante d'équilibre et justifier qu'elle peut servir de support de titrage.
- 3) Justifier qualitativement l'allure de la courbe de pH, et en particulier l'existence du saut.
- 4) Proposer un indicateur coloré adapté au repérage de l'équivalence.
- 5) Déterminer la formule de l'amine.