

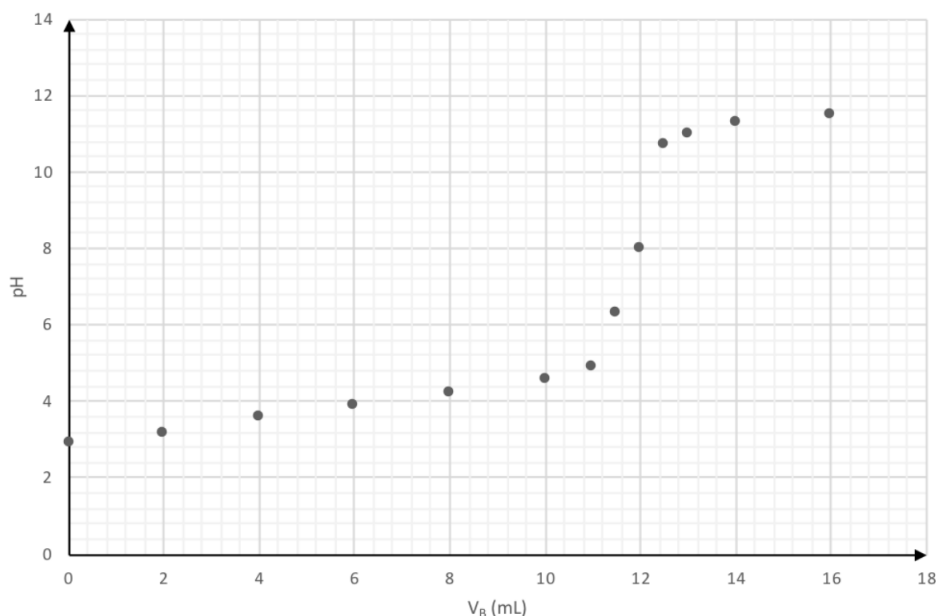
1 Dosage de l'acide lactique du lait

Données :

- Masse molaire moléculaire de l'acide lactique : $M_{\text{HA}} = 90 \text{ g/mol}$
- Couple acide lactique HA / ion lactate A^- : $\text{p}K_{\text{a}} = 3,86$
- Conductivités molaires ioniques (en $\text{mS}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$) : $\lambda_{\text{HO}^-} = 19,8$, $\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 34,9$, $\lambda_{\text{A}^-} = 3,9$, $\lambda_{\text{Na}^+} = 5,0$

Un lait frais contient peu d'acide lactique. C'est en vieillissant que le lactose présent dans le lait se transforme en acide lactique $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$ noté par la suite HA. Un lait est caractérisé par son degré Dornic : un degré Dornic, 1°D , correspond à $0,10 \text{ g}$ d'acide lactique par litre de lait. Pour être considéré comme frais, un lait doit avoir un degré Dornic inférieur ou égal à 18°D .

On dose l'acide lactique, considéré comme le seul acide présent dans le lait étudié, par une solution de soude de concentration $c_B = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$. On prélève un volume $V_A = 20,0 \text{ mL}$ de lait que l'on place dans un bécher et on suit l'évolution du pH en fonction du volume de soude versé V_B . La courbe de pH est représentée ci-dessous.



1. Faire un schéma légendé du montage de titrage.
2. Écrire la réaction de titrage. Calculer sa constante d'équilibre. Commenter.
3. En exploitant le titrage, déterminer si le lait est frais.
4. Retrouver le $\text{p}K_{\text{a}}$ de l'acide lactique à partir de la courbe de titrage.
5. Retrouver le pH à l'équivalence par le calcul.
6. Parmi les indicateurs colorés suivants, lequel choisir pour ce dosage. Indiquer comment serait alors repérée l'équivalence.

Indicateur coloré	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Bleu de bromophénol	Jaune	3,0 – 4,6	Bleu-violet
Rouge de méthyle	Rouge	4,2 – 6,2	Jaune
Rouge de crésol	Jaune	7,2 – 8,8	Rouge

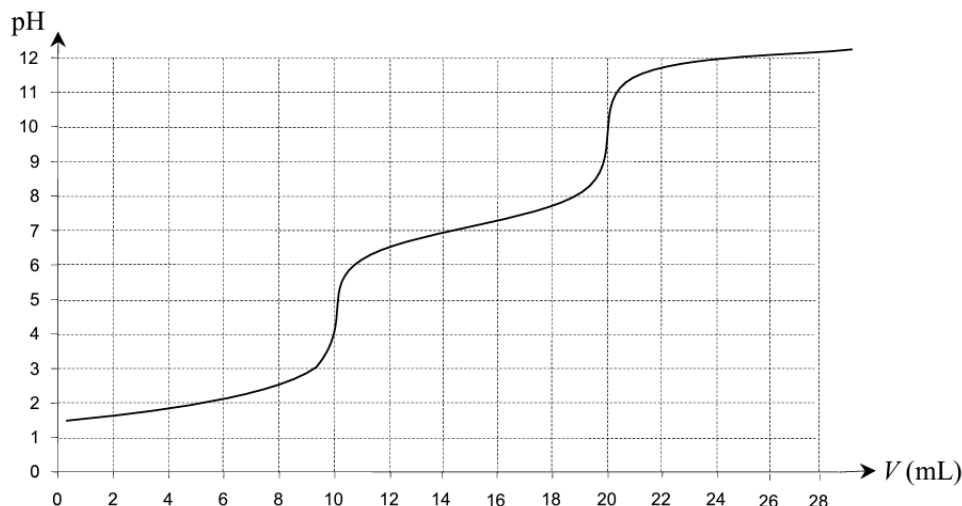
7. L'équivalence aurait-elle pu être repérée par suivi conductimétrique ? Prévoir l'évolution de la conductivité σ du mélange en fonction de V_B .
8. Pourquoi n'obtiendrait-on pas tout à fait des portions de droites dans le graphe $\sigma(V_B)$? Préciser comment s'affranchir de cet effet.

2 Titrage d'une solution de dioxyde de soufre

Données :

- $\text{SO}_{2(\text{aq})} / \text{HSO}_3^-$: $\text{p}K_{\text{a}1} = 1,8$
- $\text{HSO}_3^- / \text{SO}_3^{2-}$: $\text{p}K_{\text{a}2} = 7,2$

On étudie le dosage d'une solution de dioxyde de soufre de concentration c_0 inconnue, par une solution de soude de concentration $c = 1,0 \times 10^{-1}$ mol/L. On note V le volume de soude versé.



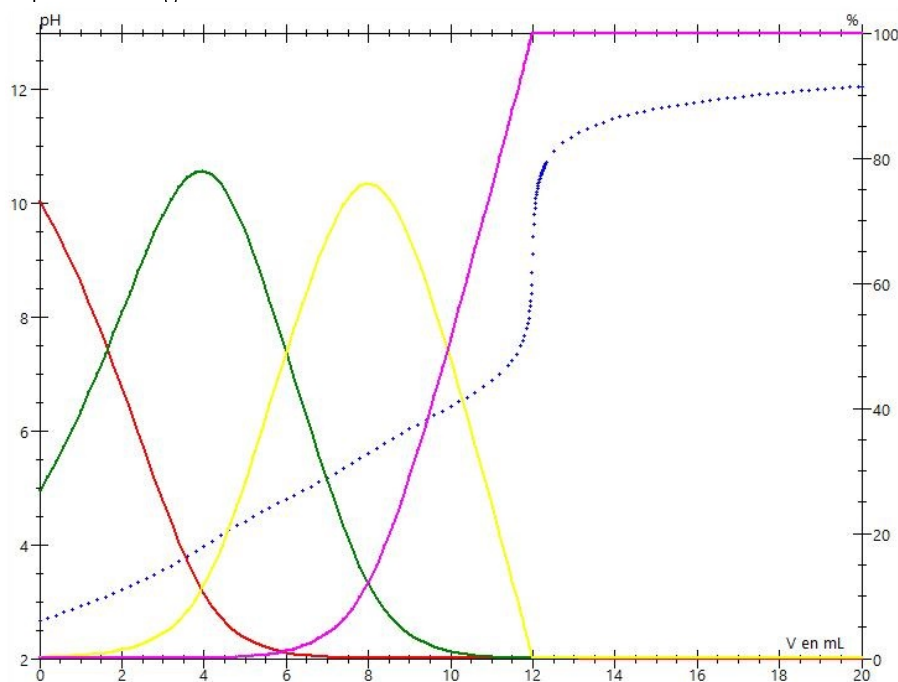
1. Écrire les réactions de titrage et calculer leur constante d'équilibre. Le titrage est-il simultané ou successif ?
2. Déterminer la concentration c_0 de la solution de dioxyde soufre.
3. Retrouver graphiquement le pK_a du couple $\text{HSO}_3^- / \text{SO}_3^{2-}$.
4. Peut-on retrouver le pK_a du couple $\text{SO}_{2(\text{aq})} / \text{HSO}_3^-$ de la même manière ? Retrouver ce pK_a en utilisant le pH initial.

3 Titration de l'acide citrique d'une limonade

La limonade est une boisson contenant un acidifiant désigné par le code alimentaire européen E330 : il s'agit de l'acide citrique qui sera ici désigné sous la forme H_3A . Pour doser l'acide citrique de la limonade, le mode opératoire suivant est utilisé :

- A l'aide d'une trompe à eau, dégazer environ 80 mL de limonade en créant une dépression au-dessus du liquide constamment agité, pendant une dizaine de minutes.
- Prélever alors 50,0 mL de limonade dégazée et les verser dans un erlenmeyer.
- Effectuer un titrage par de la soude décimolaire.

Un suivi pH-métrique du titrage donne les résultats suivants.



1. Pourquoi faut-il préalablement dégazer la limonade ?

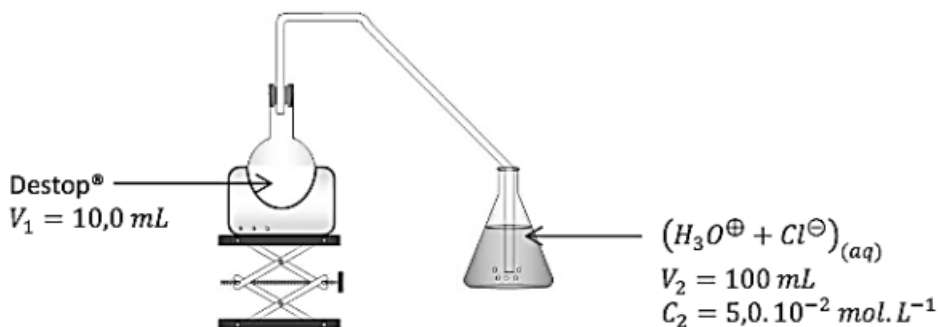
2. Identifier la forme de l'acide citrique correspondant à chaque courbe de distribution.
3. Représenter le diagramme de prédominance de l'acide citrique en indiquant les valeurs des pK_a .
4. Déterminer la concentration de la limonade en acide citrique.

4 Dosage de l'ammoniac dans le Destop

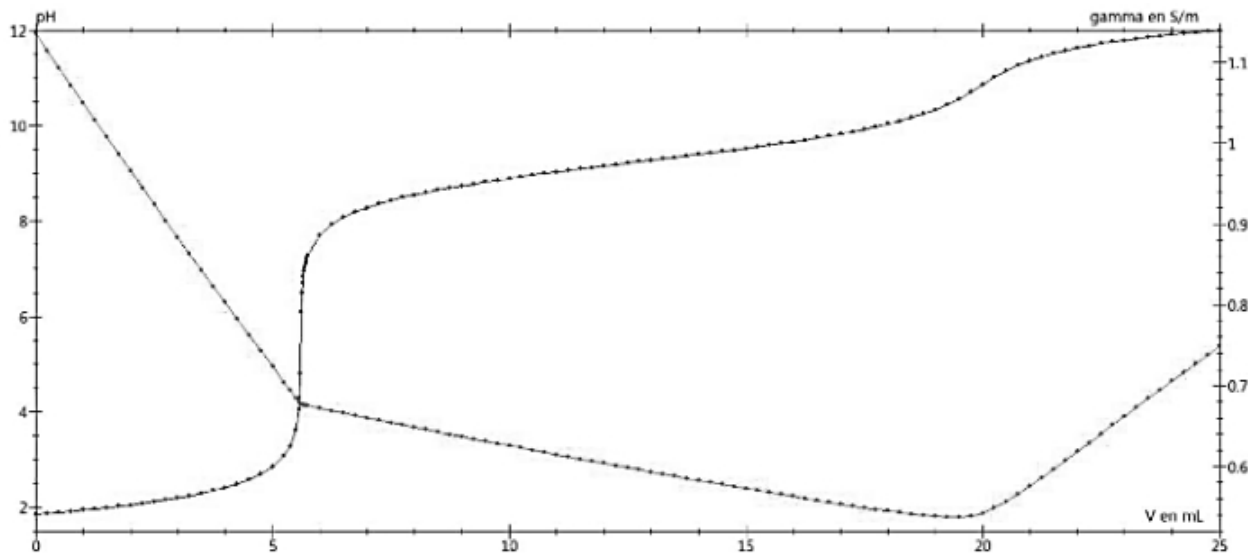
Donnée - $pK_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$

Le Destop est un produit ménagé utilisé pour déboucher les canalisations. Il est constitué d'une solution aqueuse de soude concentrée à laquelle on ajoute un colorant et de l'ammoniac NH_3 , dont l'odeur désagréable permet de ne pas confondre le Destop avec de l'eau. On souhaite vérifier la concentration c_1 en ammoniac du Destop indiquée par le fabricant : $c_1 = 0,35 \text{ mol/L}$.

Dans un premier temps on extrait l'ammoniac contenu dans un volume $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ de Destop par distillation. Le gaz obtenu se dissout totalement dans un volume $V_2 = 100 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique de concentration $c_2 = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$. On note \mathcal{S} la solution obtenue après barbotage de l'ammoniac dans la solution d'acide chlorhydrique, contenue dans l'erlenmeyer.



Dans un second temps, la totalité de la solution \mathcal{S} obtenue est titrée par de la soude de concentration $c_3 = 0,25 \text{ mol/L}$. Le dosage est suivi par pH-métrie et conductimétrie. On obtient les courbes suivantes :



1. Pourquoi ne pas titrer directement l'ammoniac dans le Destop, plutôt que de réaliser un titrage indirect après distillation ?
2. Écrire l'équation de la réaction acido-basique qui a lieu dans l'erlenmeyer du montage de distillation avant le dosage, et calculer sa constante d'équilibre.
3. En déduire les espèces acido-basiques majoritaires présentes dans la solution \mathcal{S} avant le dosage, en supposant que l'acide chlorhydrique est en excès.
4. Écrire les équations des réactions de titrage correspondant à chaque équivalence et calculer leurs constantes d'équilibre. Justifier que le titrage est successif.
5. Retrouver la valeur du pK_a du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ en utilisant la courbe de pH.
6. Justifier qualitativement l'évolution de la conductivité au cours du titrage.
7. En exploitant le titrage, déterminer la concentration en ammoniac du Destop.

5 Dosage d'une solution d'acétone

On souhaite doser une solution aqueuse d'acétone CH_3COCH_3 (propanone) de concentration inconnue c_0 , en utilisant une réaction acido-basique suivie par pH-métrie. L'acétone ne possédant pas de propriétés acido-basiques notables en solution aqueuse, il est nécessaire de la faire réagir au préalable avec un excès de chlorure d'hydroxylammonium $\text{NH}_3\text{OH}^+\text{Cl}^-$ pour conduire à une oxime et à des ions oxonium H_3O^+ selon l'équation-bilan :



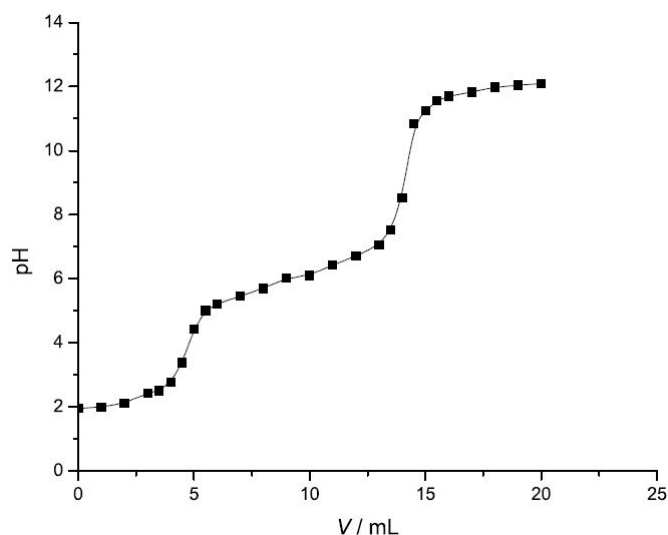
Cette réaction est quasi-totale.

L'hydroxylammonium NH_3OH^+ est un acide faible engagé dans le couple $\text{NH}_3\text{OH}^+/\text{NH}_2\text{OH}$. L'oxime produite $\text{C}_3\text{H}_6\text{NOH}$ n'a pas de propriétés acido-basiques.

Protocole :

- Introduire un volume $V_0 = 20,0$ mL de la solution aqueuse d'acétone dans un bécher.
- Ajouter un volume $V_0 = 20$ mL d'eau distillée.
- Peser 0,350 g de chlorure d'hydroxylammonium $\text{NH}_3\text{OH}^+\text{Cl}^-$ (masse molaire $M = 69,5$ g/mol) et les introduire dans le bécher.
- Titrer avec une solution de soude (de concentration c), en réalisant un suivi pH-métrique.

Résultats expérimentaux :



1. Déterminer la concentration c_0 de la solution d'acétone initiale, ainsi que la concentration c de la solution de soude titrante.
2. Déterminer graphiquement le $\text{p}K_a$ du couple $\text{NH}_3\text{OH}^+/\text{NH}_2\text{OH}$.