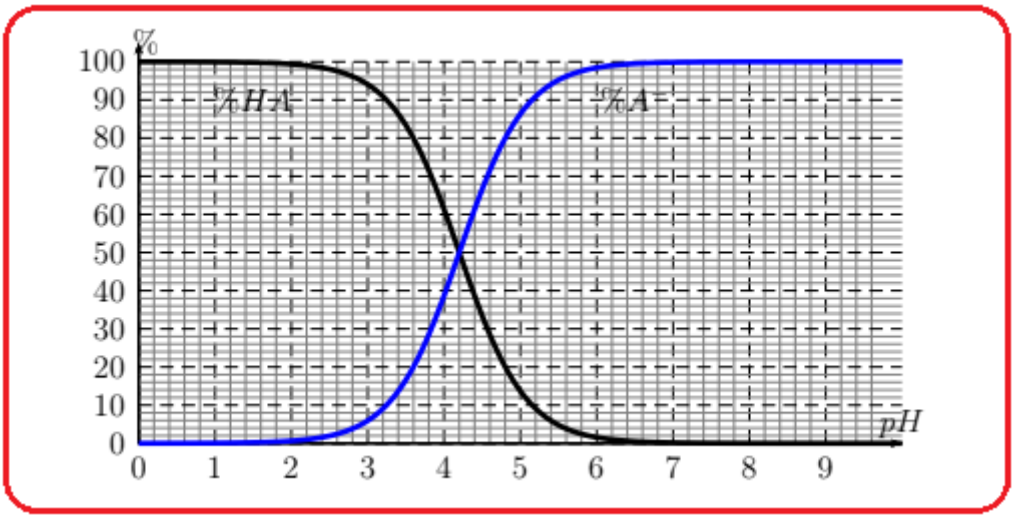
Transformations Liée à des réactions Acido-basique

Exercice :1

Le document ci-dessous représente le diagramme de distribution d'un mélange d'acide benzoïque, $C_6H_5COOH_{(aq)}$, noté HA et d'ion benzoate , $C_6H_5COO^-_{(aq)}$ noté A^- à $25°C$ il indique les pourcentages d'acide benzoïque et d'ion benzoate en solution, en fonction du pH . La concentration molaire totale apportée en acide et base conjugués $C = 10mmol.L^{-1}$.À partir du diagramme :



1- Déterminer la valeur du pK_A du couple .

2- Les concentrations molaire en acide et base conjugués dans une solution de $pH = 5,0$

Exercice :2

Dosage d'un acide

L'acide propanoïque est utilisé comme conservateur des aliments, son code est E280, on le trouve dans les fromages, les boissons et les conserves ; il entre également dans la préparation de certains parfums, produits cosmétiques et pharmaceutiques.

On se propose d'étudier en premier lieu, la réaction de

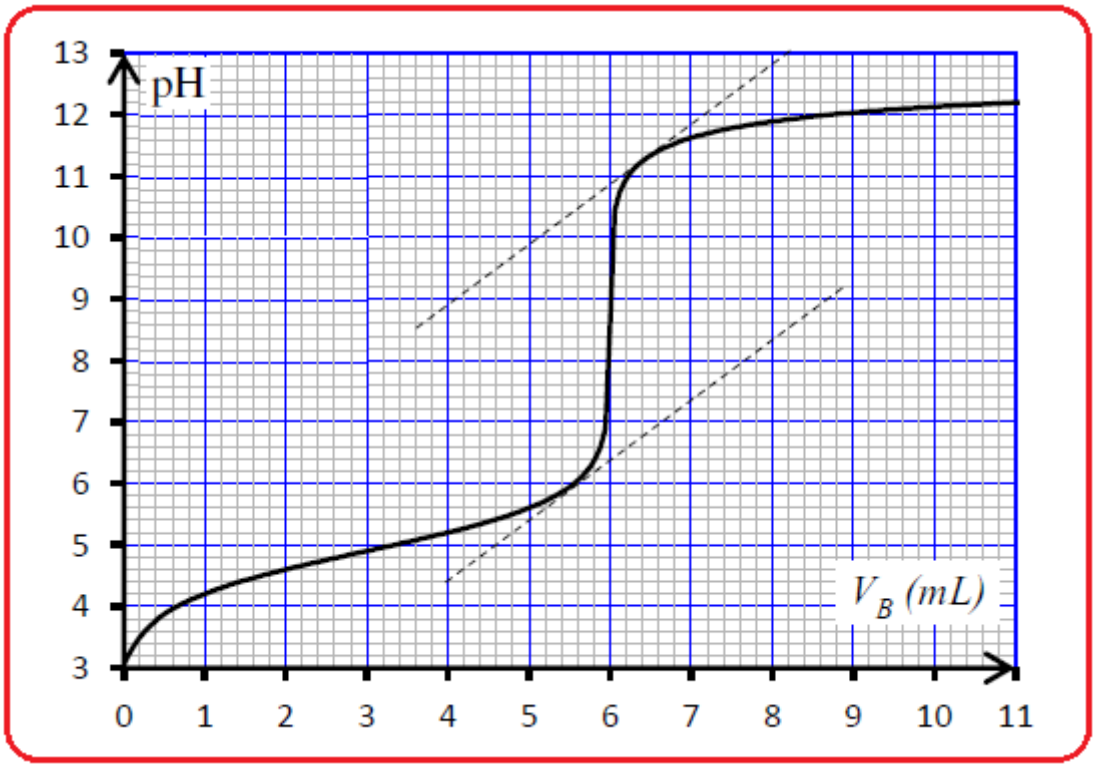
l'acide propanoique avec l'hydroxyde de sodium, puis dans un deuxième temps, sa réaction avec l'éthanol.

Données : Toutes les mesures sont effectuées à $25°C$

- Le produit ionique de l'eau : $K_e = 10^{-14}$
- On représente l'acide propanoïque C_2H_5COOH par HA et sa base conjuguée par A^-
- La constante d'acidité du couple $C_2H_5COOH_{aq} / C_2H_5COO^-_{aq}$: $K_A = 10^{-4,9}$
- Zone de virage de quelques indicateurs colorés :

Indicateur colore	Hélianthine	B.B.T	Bleu de thymol
Zone de virage	$3-4,4$	$6-7,6$	$8-9,6$

On dose le volume $V_A = 5mL$ d'une solution aqueuse (S_A) de l'acide propanoïque HA de concentration molaire C_A par une solution aqueuse (S_B) d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 5\times10^{-2}\,mol.L^{-1}$, en suivant les variations du pH du mélange réactionnel en fonction du volume V_B versé de la solution (S_B).
La courbe de la figure au dessous, représente les variations du pH en fonction du volume V_B au cours du dosage.



1- Déterminer les coordonnées V_{BE} et pH_E du point d'équivalence.
2- En calculant la constante d'équilibre K associée à la réaction du dosage,

montrer que cette réaction est totale.

3- Calculer la concentration C_A .

4- Choisir, en justifiant la réponse, l'indicateur coloré adéquat pour repérer l'équivalence.

5- Préciser, en justifiant la réponse, l'espèce chimique prédominante HA ou A^- après l'ajout du volume $V_B = 7mL$

6- En exploitant la figure :1 montrer que la réaction entre l'acide et l'eau est limitée.

7- Etablir, pour un volume V_B versé avant l'équivalence, l'expression : $V_B \times 10^{-pH} = K_A.(V_{BE} - V_B)$ avec $V_B \neq 0$,vérifier que $pK_A = 4{,}9$

8- En utilisant la valeur du pH correspondant à l'addition de $V_B = 3mL$ etablir la relation suivante : $\tau = 1 + \frac{10^{pH-14}}{C_B}\left(1 + \frac{V_A}{V_B}\right)$ Conclure

Exercice :3

Dosage d'une base

L'ammoniac NH_3 est un gaz soluble dans l'eau et donne une solution basique. les solutions commerciales d'ammoniac sont concentrées et sont souvent utilisées dans les produits sanitaires après dilution.

Données:

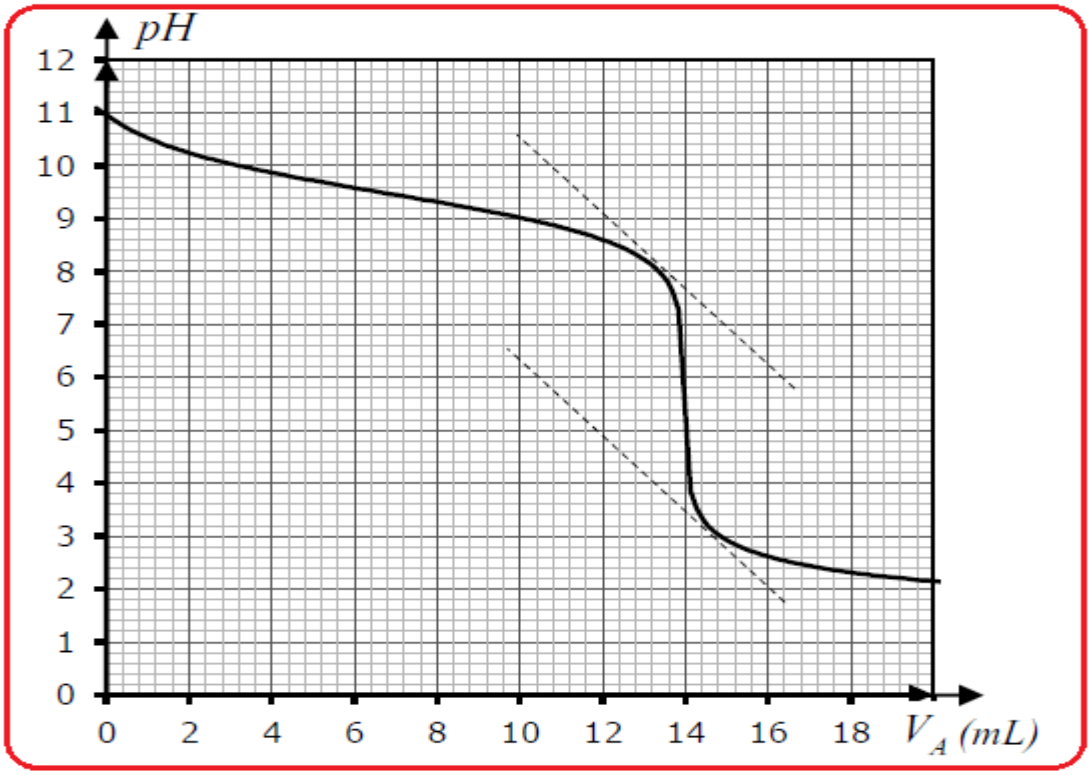
- Produit ionique de l'eau : $K_e = 1{,}0 \times 10^{-14}$.
- Valeurs des conductivités molaires ioniques en $(S.m^2.mol^{-1})$:

$$\lambda_{NH_4^+} = 73{,}4 \times 10^{-4} \text{ et } \lambda_{HO^-} = 199 \times 10^{-4}$$

- pK_A des couples acide/base suivants :

$H_3O^+_{(aq)}/H_2O_{(aq)}$: $pK_{A_1} = 0$, $NH_4^+{}_{(aq)}/NH_{3(aq)}$: $pK_{A_2} = 9{,}2$ et $H_2O_{(l)}/HO^-_{(aq)}$: $pK_{A_3} = 14$

Une solution commerciale (S_0) d'ammoniac NH_3 de concentration $C_0 = 1{,}1mol.L^{-1}$ peut être utilisée, après dilution, comme produit nettoyant (éviers, lavabos, …) ou comme produit détachant (moquette, tapis, …)On se propose d'étudier la solution (S) d'ammoniac de concentration C_S : (S) est 100 fois plus diluée que (S_0).



1 - Titrage de la solution diluée (S) :

On se propose de vérifier la valeur de la concentration C_0 de (S_0).Pour cela, la solution (S) est titrée par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 0{,}015 mol.L^{-1}$.Dans un volume $V_S = 20mL$ de la solution (S), on verse progressivement la solution d'acide chlorhydrique et on mesure après chaque ajout le pH du mélange.

On peut alors tracer la courbe d'évolution du pH en fonction du volume de solution acide ajoutée V_a à l'aide d'un logiciel approprié.

1-1- Faire un schéma légendé du dispositif expérimental de titrage .

1-2- Réaction de titrage : Écrire l'équation bilan de la réaction de titrage (1) de la solution d'ammoniac (S).

1-3- Détermination des concentrations :

1-3-1- À partir des données expérimentales, déterminer le volume de solution acide versé à l'équivalence V_{aE} .Préciser la méthode employée.

1-3-2-En déduire la valeur de la concentration C_S de la solution diluée (S).

1-3-3-Déterminer alors la valeur de la concentration C_0 de la solution (S_0)

1-3-4-Comparer la valeur trouvée à la valeur C_0 donnée au début de l'énoncé.

Remarque : Pour la suite de l'exercice, on utilisera la valeur de C_0 donnée au début de l'énoncé et la valeur correspondante de C_S.

1-4- Autre repérage de l'équivalence :

Parmi les indicateurs colorés du tableau ci-dessous, déterminer celui qu'il faut ajouter à la solution pour procéder le plus efficacement possible au titrage précédent par une méthode colorimétrique. Justifier ce choix.Qu'observe t on autour de l'équivalence dans ce cas ?

Indicateur coloré	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Bleu de bromophenol	Jaune	$3,0-4,6$	Bleu-violet
Rouge de methyle	Rouge	$4,2-6,2$	Jaune
Rouge de crésol	Jaune	$7,2-8,8$	Rouge

2- Etude l' équilibre dans la solution diluée (S) :

On considère maintenant un volume $V_S = 1L$ de la solution (S).

L'équation bilan, notée (2) de la réaction entre l'ammoniac et l'eau est

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \Leftrightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + HO^-{}_{(aq)} \quad (2)$$

2-1- Donner l'expression littérale de la constante d'équilibre K associée à l'équation de la réaction (2).

2-2- Exprimer K en fonction de K_e et K_{A_2}. Calculer K.

2-3- Construire le tableau d'avancement, associé à la transformation modélisée par la réaction d'équation (2).

Remarque :

A l'état initial, $\left[NH_{3(aq)}\right]_i = C_S$ (concentration de la solution S

L'avancement à l'état final d'équilibre est noté $x_{éq}$.Le volume de la solution V_S est supposé constant (la dilution est négligée).

2-4- En supposant que $x_{éq}$ est négligeable par rapport au produit $C_S V_S$, montrer que $K = \dfrac{x_{éq}^2}{C_S.V_S^2}$

2-5- En déduire la valeur $x_{éq}$. L'hypothèse est-elle justifiée ? La valeur de la conductivité de la solution diluée S est $\sigma = 8,52\times10^{-3}\,S.m^{-1}$

2-6- En déduire la valeur commune de la concentration $\left(mol.L^{-1}\right)$ des ions

NH^+_{aq} et HO^-_{aq} dans la solution S

2-7- Déterminer alors la valeur du pH de la solution S.
Ce résultat est-il en accord avec les données expérimentales