EXERCICE II - RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES (3 points)

Données : Les solutions aqueuses considérées sont prises à 25°C.

- Produit ionique de l'eau : K_e = 1,0.10^{-14}.
- Volume molaire dans les conditions de l'expérience : V_m = 24,0 L.mol^{-1}.
- Couples de l'eau : H_3O^+ / H_2O et H_2O / HO^-.
- Couple acide éthanoïque / ion éthanoate : CH_3COOH / CH_3COO^- ; Ka_1 = 1,6.10^{-5}.
- Couple ion ammonium / ammoniac : NH_4^+ / NH_3 ; Ka_2 = 6,3.10^{-10}.
- Zones de virage de quelques indicateurs colorés :

Indicateur	Hélianthine	Bleu de bromothymol	Rouge de crésol	Phénolphtaléine
Zone de virage	3,2 – 4,4	6,0 – 7,6	7,2 – 8,8	8,2 – 10

Cet exercice comporte 9 affirmations numérotées de 1.1 à 3.3.
Répondre à chaque affirmation par VRAI ou FAUX. Toute réponse doit être accompagnée de justifications ou de commentaires brefs (définitions, calculs, justifications graphiques).

1. Solution d'acide éthanoïque

Le pH d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque de concentration molaire C = 1,0.10^{-2} mol.L^{-1} est de 3,4.

1.1. L'équation de réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau s'écrit :

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} = CH_3COO^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$

1.2. Cette transformation est limitée.

1.3. Le rapport $\frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f}$ des concentrations à l'état final vaut environ 25.

2. Réaction de l'ammoniac avec l'eau

On dissout dans l'eau 50 mL d'ammoniac NH_3 gazeux de manière à obtenir 200 mL de solution.

La réaction de l'ammoniac avec l'eau s'écrit : $NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} = NH_4^+{}_{(aq)} + HO^-{}_{(aq)}$

2.1. La concentration molaire en ammoniac apporté est de 4,2.10^{-4} mol.L^{-1}.

2.2. L'ammoniac est un acide au sens de Brönsted.

2.3. La constante d'équilibre K associée à la transformation vaut 1,6.10^{-5}.

Le corrigé détaillé est sur galilee.ac
Page 1 / 3
Sujet officiel du baccalauréat · Ministère de l'Éducation nationale
Voir le corrigé scanner ou cliquer

3. Dosage de l'acide méthanoïque par la soude

On réalise la simulation du titrage pH-métrique d'un volume V_a = 10,0 mL de solution aqueuse d'acide méthanoïque HCOOH de concentration molaire $C_a = 1{,}5.10^{-2}$ mol.L^{-1} par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 1{,}0.10^{-2}$ mol.L^{-1}.

L'équation de la réaction servant de support au titrage est :

$$HCOOH_{(aq)} + HO^{-}{}_{(aq)} = HCOO^{-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

La courbe pH = f(V_b) ainsi que les variations des pourcentages des espèces du couple acide méthanoïque/ion méthanoate en fonction du volume V_b de solution d'hydroxyde de sodium versé sont représentées **SUR LA FIGURE 4 DE L'ANNEXE EN PAGE 12 À RENDRE AVEC LA COPIE.**

3.1. La courbe 2 est la courbe d'évolution du pourcentage d'acide méthanoïque.
3.2. Le pKa du couple HCOOH / $HCOO^-$ est égal à 5,0.
3.3. Le rouge de crésol peut être utilisé comme indicateur coloré de fin de réaction.

Le corrigé détaillé est sur galilee.ac
Page 2 / 3
Sujet officiel du baccalauréat · Ministère de l'Éducation nationale
Voir le corrigé scanner ou cliquer

ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE

ANNEXE DE L'EXERCICE II

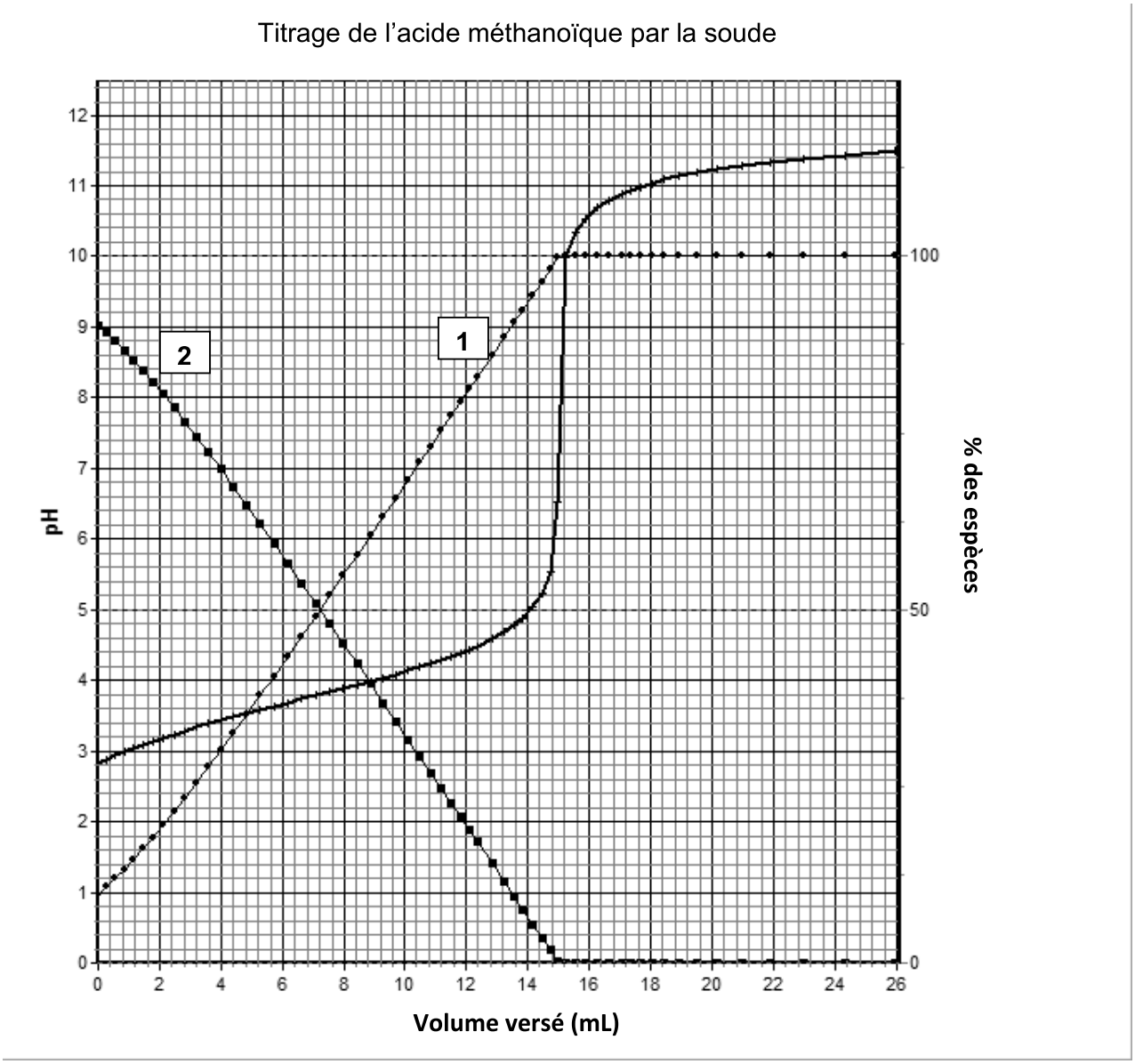


Figure 4. Courbes d'évolution du pH et des pourcentages des espèces HCOOH et $HCOO^-$ en fonction du volume V_b de solution d'hydroxyde de sodium versé

Le corrigé détaillé est sur galilee.ac

Page 3 / 3

Sujet officiel du baccalauréat · Ministère de l'Éducation nationale

Voir le corrigé
scanner ou cliquer