

Exercice 1 : bac S2 2014

L'acide lactique, de formule $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{COOH}$ est souvent désigné comme le principal responsable des crampes musculaires des sportifs lors de leurs sprints. On le retrouve dans le lait, le vin...

Dans le lait, les bactéries présentes provoquent, au cours du temps, la transformation d'une partie du lactose en acide lactique.

Dans le vin l'acide lactique se forme lors de la fermentation malolactique au cours de laquelle s'opère la décarboxylation de l'acide malique $\text{HOOC} - \text{CH}_2 - \text{CHOH} - \text{COOH}$.

1.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de formation d'acide lactique dans le vin. **(0,5 pt)**

1.2. La présence d'acide lactique dans un lait est un indice de l'état de fraîcheur de ce lait. Plus la concentration d'acide lactique est élevée, moins le lait est frais. Par convention, dans l'industrie agro-alimentaire, l'acidité d'un lait s'exprime en degré Dornic (°D). Un lait bien conservé (lait frais) présente une acidité Dornic inférieure à 18° D, ce qui correspond à une concentration massique de $1,8 \text{ g.L}^{-1}$ d'acide lactique dans le lait.

Un laborantin du service d'hygiène se propose de déterminer l'état de fraîcheur d'un lait retrouvé sur le marché. Il dose 20,0 mL du lait, additionnés de 100 mL d'eau distillée, par une solution d'hydroxyde de potassium ($\text{K}^+ + \text{HO}^-$) de concentration molaire volumique $C_b = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ en présence de phénolphtaléine.

Le virage de l'indicateur est obtenu après addition d'un volume $V_{bE} = 8,4 \text{ mL}$ de base.

1.2.1 Faire le schéma annoté du dispositif de dosage. **(0,5 pt)**

1.2.2 Ecrire l'équation-bilan de la réaction support de dosage du lait. Montrer, par un calcul, que cette réaction est totale. **(0,5 pt)**

1.2.3 Définir l'équivalence acido-basique puis en déduire la concentration massique C_m en acide lactique du lait étudié. Conclure sur l'état de fraîcheur du lait dosé. **(01,5 pt)**

1.2.4 Etant donnée la transformation, au cours du temps, d'une partie du lactose en acide lactique, sur quel facteur cinétique peut-on agir et comment afin d'avoir un lait frais? **(0,25 pt)**

1.2.5 En fait le lait étudié a un pH initial égal à 4,9. Dresser un diagramme de prédominance puis dire quelle est la forme acide ou basique du couple acide lactique / ion lactate qui prédomine dans ce lait. **(0,75 pt)**

Données : $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

$pK_a(\text{acide lactique/ion lactate}) = 3,9$; $K_a(\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-) = 10^{-14}$; $K_a(\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}) = 1$

Exercice 2 : bac 2013 S1

2.1 L'acide méthanoïque a pour formule semi-développé HCO_2H et pour masse molaire moléculaire $M(\text{HCO}_2\text{H}) = 46,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Dans ce qui suit, la solution commerciale S_0 d'acide méthanoïque utilisée a une masse volumique $\rho = 1,15 \text{ kg.L}^{-1}$ et contient en masse 80,0 % d'acide méthanoïque pur.

2.1.1 Montrer que la concentration C_0 de la solution commerciale S_0 est de l'ordre de 20 mol.L^{-1} **(0,25 point)**

2.1.2 Un professeur propose, en TP, à un groupe d'élèves de préparer un volume. $V = 1,00 \text{ L}$ d'une solution S d'acide méthanoïque de concentration $C = 5,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

2.1.2.1 Déterminer le volume V_0 de la solution commerciale à prélever pour préparer la solution S . **(0,25 point)**

2.1.2.2 Décrire le protocole expérimental de préparation de la solution S **(0,5 point)**

2.1.2.3 La mesure du pH de la solution S obtenue montre que la concentration des ions hydronium est $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Montrer que l'acide méthanoïque réagit partiellement avec l'eau. **(0,25 point)**

2.2 Pour réaliser le dosage de 10 mL de la solution S , on dispose au laboratoire de solutions aqueuses de soude (ou d'hydroxyde de sodium).

2.2.1 Ecrire l'équation chimique de la réaction support du dosage de l'acide méthanoïque par la soude. **(0,25 point)**

2.2.2 Calculer la constante de réaction K pour cette réaction support du dosage. Pourrait-on en déduire que cette réaction peut être utilisée pour doser l'acide ? **(0,5 point)**

2.2.3. Définir l'équivalence acido-basique. **(0,5 point)**

2.2.4. Pour réaliser le dosage le groupe d'élèves dispose sur la paillasse de deux solutions aqueuses de soude S_1 et S_2 de concentrations molaires respectives : $C_1 = 2,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et $C_2 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Quelle est parmi les deux solutions de soude proposées, celle qui semble la plus adaptée au dosage ? Justifier votre réponse. **(0,5 point)**

Données : $pK_e = 14,0$; $pK_a(\text{HCO}_2\text{H}/\text{HCO}_2^-) = 3,8$.

Exercice3 : bac S2 2012

Dans une fiole jaugée de 500 mL, on introduit un volume $V_0 = 20$ mL d'une solution S_0 d'un monoacide de concentration C_0 inconnue. On complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.

On dose la solution S ainsi obtenue à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$. Le dosage suivi au pH-mètre a permis d'obtenir le tableau de valeurs suivant :

V_b (mL)	2,0	4,0	6,0	8,0	9,0	9,9	10,1	11,0	12,0	14,0	16,0
pH	2,2	2,6	2,8	3,1	3,4	4,4	9,6	10,6	10,9	11,2	11,4

- 1.1** Faire le schéma annoté du dispositif de dosage. (0,5 pt)
- 1.2** Tracer la courbe du pH du milieu en fonction du volume V_b d'hydroxyde de sodium versé (la courbe est à rendre avec la copie). (01 pt)
- 1.3** Déterminer graphiquement les coordonnées du point d'équivalence. L'acide dosé est-il un acide faible ? Justifier. (01 pt)
- 1.4** Déterminer la concentration C_0 de la solution S_0 . (0,5 pt)
- 1.5** Au lieu de suivre le dosage au moyen d'un pH-mètre on utilise un indicateur coloré, l'hélianthine. Le début du virage de l'indicateur se produit pour un pH voisin de 3,3. Quelle erreur relative commet-on sur la concentration de S_0 si on arrête l'addition de la solution d'hydroxyde de sodium dès le début du virage de l'hélianthine ? (0,5 pt)
- 1.6** Si on avait dosé 50 mL de la solution S avec la solution de soude à $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$ quel serait le volume équivalent ? Commenter le résultat. (0,5 pt)

Exercice4 : bac S1 2012

- 2.1** Une solution aqueuse d'un monoacide noté AH de concentration molaire $C = 7,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ a un pH = 2,1.
- 2.1.1** Le monoacide AH est-il un acide fort ou faible? Justifier la réponse. (0,5 point)
- 2.1.2** Ecrire alors l'équation-bilan de sa réaction avec l'eau. (0,25 point)
- 2.2** On prépare une solution en dissolvant une masse m d'un monoacide fort de masse molaire M dans un volume V d'eau pure. On négligera la variation de volume consécutive à la dissolution de l'acide.
- 2.2.1** Exprimer le pH de la solution en fonction de m , M et V . (0,25 point)
- 2.2.2** On mesure les pH de plusieurs solutions obtenues chacune par dissolution d'une masse m de cet acide dans un volume $V = 1\text{L}$ d'eau. Le graphe $\text{pH} = f(\log m)$ est reproduit en annexe [courbe (I)].
- a) Montrer, à partir du graphe, que le pH peut se mettre sous la forme : $\text{pH} = a \log m + b$ où a et b sont des constantes dont on déterminera les valeurs. (0,5 point)
- NB : il n'est pas demandé de rendre la courbe(I) avec la copie, on expliquera seulement l'exploitation qui en est faite pour répondre à la question posée.**
- b) Déduire des résultats précédents la masse molaire M de l'acide et l'identifier parmi les acides de formules : HCl ; HNO_3 ; H_2SO_4 ; HClO_3 (0,5 point)
- Données :** masses molaires en g.mol^{-1} : $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{O}) = 16$; $M(\text{S}) = 32$; $M(\text{N}) = 14$; $M(\text{Cl}) = 35,5$
- 2.3** On prélève un volume $V_a = 20$ mL d'une des solutions de l'acide de pH = 2,1 et on y ajoute un volume $V_b = 30$ mL d'une solution d'hydroxyde sodium de concentration molaire $C_b = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- 2.3.1** Le mélange obtenu est-il acide, basique, ou neutre ? Justifier la réponse. (0,5 point)
- 2.3.2** Calculer le pH de ce mélange. (0,25 point)
- 2.3.3** Quel volume de la solution d'hydroxyde sodium devrait-on ajouter pour neutraliser exactement le volume d'acide prélevé? (0,25 point)

Exercice5: bac S2 2011

On dissout une certaine masse d'un acide carboxylique noté AH dans de l'eau distillée pour obtenir une solution S_A de volume $V_A = 50,0$ mL que l'on dose à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium à $4,17 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Un pH-mètre permet de suivre l'évolution du pH du mélange en fonction du volume V de la solution d'hydroxyde de sodium versé dans la solution S_A . On obtient la courbe jointe en annexe à la page 4 (figure 1). La température est supposée constante et égale à 25°C .

- 2.1** Déterminer les coordonnées du point d'équivalence (Il n'est pas demandé de rendre la courbe avec la feuille de copie; on expliquera simplement la méthode utilisée). (0,75 point)
- 2.2** Ecrire l'équation-bilan de la réaction du dosage. (0,5 point)
- 2.3** Déterminer la concentration molaire volumique de la solution S_A . (0,5 point)

- 2.4** Pour déterminer le pK_A du couple AH/A^- deux élèves utilisent des méthodes différentes.
- 2.4.1** L'un des élèves étudie la composition de la solution obtenue à la demi-équivalence. Il en déduit une relation simple entre le pH et le pK_A et détermine alors le pK_A par méthode graphique.
- a) Etablir la relation entre le pK_A et le pH de la solution à la demi-équivalence. **(0,5 point)**
 b) Retrouver la valeur du pK_A trouvée par cet élève (la courbe n'est pas à rendre). **(0,25 point)**
- 2.4.2** L'autre élève considère la solution obtenue à l'équivalence. Il explique le caractère basique de cette solution en considérant la réaction entre l'ion carboxylate et l'eau. Il montre alors, en négligeant la concentration de l'acide formé par ladite réaction devant celle de l'ion carboxylate, que la constante d'acidité peut s'exprimer par : $K_A = \frac{[H_3O^+]^2 \cdot C_A V_A}{K_e (V_A + V_{BE})}$, relation où V_{BE} représente le volume de la solution d'hydroxyde de sodium à l'équivalence et K_e le produit ionique de l'eau.
- a) Ecrire l'équation de la réaction entre l'ion carboxylate et l'eau. **(0,5 point)**
 b) Retrouver l'expression de la constante d'acidité établie par l'élève. En déduire la valeur du pK_A que cet élève a pu trouver. Comparer avec la valeur trouvée en 2.4.1.b. Commenter **(01point)**

Exercice6: bac S2 2010

Un professeur de lycée cherche à faire identifier un acide carboxylique par un groupe d'élèves de son établissement. Pour cela il fait dissoudre 7,43 g de l'acide, noté AH, dans 1 L d'eau pure. De la solution ainsi préparée, les élèves prélèvent un volume $V = 20$ mL, qu'ils dosent avec une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 0,1$ mol L^{-1} . En notant V_b le volume de la solution d'hydroxyde de sodium versé dans la solution d'acide, ils obtiennent le tableau de mesures suivant, dans les conditions standard :

V_b (mL)	0	1	2	3	6	10	12	15	17	19
pH	3,0	3,7	4,0	4,2	4,5	4,9	5,1	5,3	5,6	6,2

V_b (mL)	19,5	20	20,5	21	23	25	27	30
pH	6,5	8,7	11,0	11,3	11,8	12,0	12,1	12,2

- 1.1** Faire le schéma annoté du dispositif expérimental permettant de réaliser le dosage de la solution d'acide. **(0,75 pt)**
- 1.2** Ecrire l'équation de la réaction entre l'acide AH et la solution d'hydroxyde de sodium. **(0,25 pt)**
- 1.3** Tracez la courbe $pH = f(V_b)$ (à rendre avec la feuille de copie).
 Echelles : en abscisses 1cm pour 2 mL ; en ordonnées 1cm pour 1 unité de pH. **(0,75 pt)**
- 1.4** Déterminer la concentration de la solution de l'acide carboxylique AH et le pK_A du couple AH/A^- . **(0,5 pt)**
- 1.5** En déduire la masse molaire et la formule brute de l'acide AH **(01 pt)**
- 1.6** Le professeur donne aux élèves un extrait d'une liste d'acides avec les pK_A des couples correspondants.

Noms	pK_A du couple
Acide chloroéthanoïque	2,87
Acide benzoïque	4,20
Acide propanoïque	4,90
Acide méthanoïque	3,80

Identifier l'acide AH à partir des informations du tableau. Ce résultat est-il en accord avec la formule brute trouvée à la question 1.5 ? **(0,75 pt)**

Exercice7: bac S1 2010

Sous l'action de ferments lactiques, le lactose contenu dans le lait se transforme en acide lactique. A 25°C, si la teneur en acide lactique dépasse 5 g.L⁻¹, le lait se caille (la caséine coagule, le lait se sépare en caillé et sérum, l'acide lactique se retrouve dans le sérum). Le dosage de l'acidité du lait permet d'apprécier son état de conservation. On admettra que le seul acide présent dans le lait est l'acide lactique de formule : CH₃ – CH(OH) – COOH.

2.1 Expliquer pourquoi la molécule d'acide lactique est chirale. Donner la représentation des deux énantiomères de l'acide lactique. **(0,75 pt)**

2.2 On se propose de doser l'acide lactique présent dans un lait non pasteurisé à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium S de concentration 0,05 mol.L⁻¹; mais on dispose d'une solution S₀ d'hydroxyde de sodium de concentration bien connue C₀ = 0,500 mol.L⁻¹.

A partir de la solution S₀, décrire le protocole expérimental permettant de préparer 100 mL de solution d'hydroxyde de sodium S de concentration molaire 0,05 mol.L⁻¹ qui servira pour le dosage. **(0,75 pt)**

2.3 Dans un bécher, on verse 20 mL de lait. On remplit une burette de la solution S d'hydroxyde de sodium à 0,05 mol.L⁻¹ puis on verse progressivement cette solution dans le bécher. Les mesures de pH ont permis de tracer la courbe pH = f(V) où V est le volume de soude ajouté (voir courbe à la page 5).

2.3.1 Déterminer les coordonnées du point équivalent. On explicitera la méthode utilisée. **(0,75 pt)**

2.3.2 Déterminer la concentration de l'acide lactique dans le lait étudié. En déduire la masse d'acide lactique par litre de lait. Le lait étudié est-il caillé ? Justifier. **(0,75 pt)**

Exercice8: bac S2 2009

Sur l'étiquette d'un flacon contenant une solution S₀ d'une monoamine primaire d'un laboratoire, les indications relatives à la densité d et à la formule chimique sont illisibles. Seul le pourcentage en masse d'amine pure de la solution S₀ est lisible, soit P = 63%. Cette indication signifie qu'il y a 63 g d'amine pure dans 100 g de la solution S₀.

Un groupe d'élèves, sous la supervision de leur professeur, entreprend de déterminer les informations illisibles sur l'étiquette de ce flacon. Ils font les trois expériences décrites ci-après :

Expérience 1 : avec une balance de précision, ils mesurent la masse m₀ d'un volume V₀ = 10 cm³ de la solution S₀ et trouvent m₀ = 7,5 g.

Expérience 2 : Ils diluent un volume V_p = 10 cm³ de la solution S₀ dans une fiole jaugée de 1 L et obtiennent ainsi une solution S₁.

Expérience 3 : Ils dosent un volume V₁ = 10 cm³ de la solution S₁ par une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire volumique C_a = 0,040 mol.L⁻¹ en présence d'un indicateur coloré. Pour atteindre l'équivalence, ils ont versé un volume V_a = 20 cm³ d'acide.

2.1 A partir des résultats de l'expérience 1, calculer la masse volumique ρ₀ de la solution S₀; le résultat sera exprimé en g. cm⁻³ puis en g. L⁻¹. En déduire la valeur de la densité d. **(0,5 pt)**

2.2 On s'intéresse à l'expérience 3.

2.2.1 Faire un schéma légendé du dispositif de dosage. **(0,25 pt)**

2.2.2 En notant l'amine par la formule R – NH₂, écrire l'équation-bilan de la réaction chimique support du dosage. **(0,25 pt)**

2.2.3 Calculer la constante K de cette réaction. En déduire le caractère total ou partiel de la réaction. **(0,5 pt)**

2.2.4 Calculer la concentration C₁ de la solution S₁, puis, en déduire la concentration C₀ de la solution S₀. **(0,5 pt)**

2.2.5 Expliquer pourquoi les élèves ont eu besoin de réaliser l'expérience 2 au lieu de doser directement la solution S₀. **(0,25 pt)**

2.3

2.3.1 Montrer que la concentration C₀ de la solution S₀ est donnée par : $C_0 = \frac{63 \rho_0}{100 M}$, relation où M est la masse molaire de l'amine. **(0,5 pt)**

2.3.2 En déduire la masse molaire de l'amine en g.mol⁻¹. **(0,25 pt)**

2.3.3 Déterminer la formule brute, la formule semi-développée et le nom de la monoamine primaire sachant que sa molécule est telle que l'atome de carbone lié à l'atome d'azote est également lié à deux autres atomes de carbone. **(0,75 pt)**

Données :

Constante d'acidité : Ka (RNH₃⁺/RNH₂) = 2,0.10⁻¹¹; masse volumique de l'eau ρ_e = 1 g.cm⁻³ = 10³ g.L⁻¹

Exercice9: bac S2 2009

Amines, amides, acides aminés et autres sont des composés organiques azotés qui jouent un rôle important dans le fonctionnement des organismes vivants, de l'être humain en particulier, en intervenant dans un grand nombre de réactions biochimiques. Les acides α -aminés, en particulier, constituent les matières de base des polypeptides et des protéines qui peuvent intervenir dans les systèmes de régulation et jouer le rôle d'enzymes (catalyseurs biologiques).

1.1 Ecrire la formule générale d'une amine primaire et celle d'un acide α -aminé. **(0,5 point)**

1.2 Un acide α -aminé A donne, par décarboxylation, une amine primaire B de masse molaire 31 g.mol^{-1} . Donner la formule semi-développée et le nom de l'amine primaire B. En déduire la formule semi-développée et le nom de l'acide α -aminé A. **(0,75 point)**

1.3 Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'amine B avec l'eau. Préciser le couple acide/base auquel appartient B. **(0,5 point)**

1.4 On considère une solution aqueuse de l'amine B de concentration initiale C. En supposant que la valeur de C est telle $[\text{OH}^-] \ll C$, démontrer que le pH de cette solution est donné par la relation :

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (\text{pKa} + \log C).$$

En déduire la valeur du pH d'une solution à $10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$ de l'amine. **(0,75 point)**
Le pKa du couple acide/base auquel appartient B vaut : $\text{pKa} = 10,7$

1.5 On désire synthétiser un dipeptide D à partir de l'acide α -aminé A et de l'alanine. Le groupe amine de l'alanine est bloqué lors de cette synthèse.

Ecrire l'équation-bilan de la synthèse du dipeptide D en mettant en évidence la liaison peptidique. **(0,5 point)**

On donne la formule de l'alanine : $\text{CH}_3 - \text{CH} - \text{COOH}$
 $\quad \quad \quad |$
 $\quad \quad \quad \text{NH}_2$

Exercice10: bac S1 2009

On se propose d'étudier la cinétique de la réaction entre un ester (RCOOR') et l'hydroxyde de sodium (NaOH) en solution. Pour cela on ajoute à un volume V de solution de soude de concentration $C = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, un égal volume V de solution d'ester de même concentration.

Ce mélange réactionnel est maintenu à une température constante θ . On détermine expérimentalement le pH du mélange en fonction du temps t.

2.1 Donner le nom de la réaction entre l'ester et l'hydroxyde de sodium ; préciser ses caractéristiques. **(0,5 point)**

2.2 Ecrire l'équation-bilan de cette réaction. **(0,25 point)**

2.3 Montrer que la concentration des ions carboxylate est donnée par l'expression :

$$[\text{RCOO}^-] = \frac{C}{2} - 10^{\text{pH} - 14}. \quad \text{(0,5 point)}$$

2.4 La mesure du pH a permis de calculer la concentration des ions carboxylate à différentes dates t. Les résultats sont consignés dans le tableau ci-après :

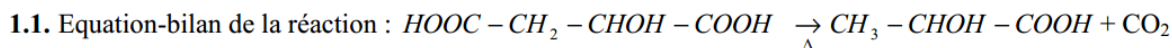
t (min)	0	3	6	9	12	15	18	21	24	27	30
$[\text{RCOO}^-] (10^{-3} \text{ mol.L}^{-1})$	0	1,9	2,6	3,3	3,8	4,2	4,6	4,9	5,2	5,4	5,6

Tracer le graphe $[\text{RCOO}^-] = f(t)$ avec les échelles : 1 cm pour 2 min ; 2 cm pour $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

2.5 Calculer la vitesse volumique instantanée de formation de RCOO^- à la date $t = 0$ puis à la date $t = 10 \text{ min}$. Justifier l'évolution de cette vitesse. **(0,75 point)**

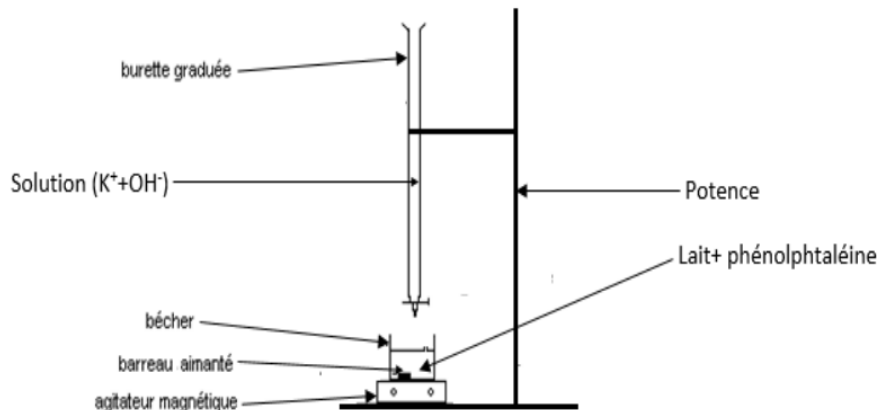
2.6 On reprend la même étude dans les mêmes conditions mais à une température $\theta' > \theta$. Tracer l'allure du graphe $[\text{RCOO}^-] = f(t)$ dans le même repère qu'en 2.4) Justifier cette allure.

Exercice 1 : bac S2 2014

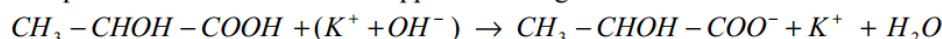


1.2.

1.2.1. Schéma annoté du dispositif de dosage :



1.2.2. Equation-bilan de la réaction support du dosage du lait :



Déterminons la constante de réaction :

Si on note l'acide lactique AH et A⁻ sa base conjuguée on a :

$$K = \frac{[A^-]}{[AH][OH^-]} = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH][OH^-][H_3O^+]} = \frac{K_a(AH/A^-)}{K_a(H_2O/OH^-)} = \frac{10^{-3,9}}{10^{-14}} = 10^{10,1} = 1,26 \cdot 10^{10}$$

K = 1,26 · 10¹⁰ > 10³ donc la réaction est totale.

1.2.3. Définition de l'équivalence acido-basique : il y a équivalence acido-basique lorsque les réactifs (acide et base) sont mélangés dans des proportions stœchiométriques.

Calcul de la concentration massique :

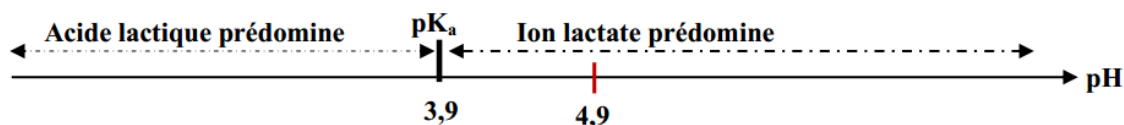
A l'équivalence on a : $\frac{n_A}{1} = \frac{n_{OH^-}}{1} \Rightarrow C_A \cdot V_A = C_b \cdot V_{bE}$ or $C_A = \frac{C_m}{M_A} \Rightarrow \frac{C_m}{M_A} \cdot V_A = C_b \cdot V_{bE} \Rightarrow$

$$C_m = \frac{C_b \cdot V_{bE} \cdot M_A}{V_A} \quad \text{A.N:} \quad C_m = \frac{0,1 \times 8,4 \times 90}{20} = 3,8$$

C_m = 3,8 g.L⁻¹ > 1,8 g.L⁻¹ ; donc le lait dosé n'est pas frais.

1.2.4. Afin d'avoir un lait frais, il faut « stopper » la transformation du lactose en acide lactique par abaissement notable de la température : on peut conserver le lait au réfrigérateur.

1.2.5. Diagramme de prédominance :



Le pH du lait étudié étant supérieur au pK_a du couple, la forme basique (ion lactate) prédomine.

Exercice 2 : bac 2013 S1

2.1. Acide méthanoïque :

2.1.1. Montrer que $C_0 = 20 \text{ mol/L}$

$$C_0 = \frac{n}{V_s} = \frac{m}{M.V_s} = \frac{80\%.m_s}{M.V_s} = \frac{0,80.\rho.V_s}{M.V_s} = \frac{0,80.\rho}{M} \quad \text{A.N : } C_0 = \frac{0,80.1150}{46} = 20 \text{ mol.L}^{-1} .$$

2.1.2. .

2.1.2.1. Détermination de V_0 : $n_0 = n \Rightarrow C_0 V_0 = C.V \Rightarrow V_0 = \frac{C.V}{C_0} = \frac{5.10^{-2}.1}{20} = 2,5.10^{-3} \text{ L} = 2,5 \text{ mL}.$

2.1.2.2. Protocole :

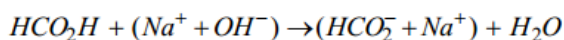
 prélever 2,5 mL de la solution S_0 avec une pipette graduée. Placer ce prélèvement dans une fiole jaugée de 1 litre puis compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

2.1.2.3. $[H_3O^+] = 2,50.10^{-2} \text{ mol/L} \Rightarrow [H_3O^+] < C$

 toutes les molécules d'acide méthanoïque introduites dans l'eau ne sont pas dissociées; l'acide méthanoïque est donc partiellement dissocié dans l'eau; c'est un acide faible.

2.2. Dosage

2.2.1. Equation bilan de la réaction support du dosage :



2.2.2. Calcul de la constante de réaction K :

On a $K = [HCO_2^-] / [HCO_2H].[HO^-]$ d'où $K = K_a / K_e$; AN : $K = 10^{14-3,8} = 1,58.10^{10}$.

La réaction est quasi-totale donc elle pourrait être utilisée pour doser l'acide méthanoïque.

2.2.3. Il y a équivalence acido-basique

 lorsque les réactifs sont mélangés dans des proportions stœchiométriques.

2.2.4. Solution la plus adaptée :

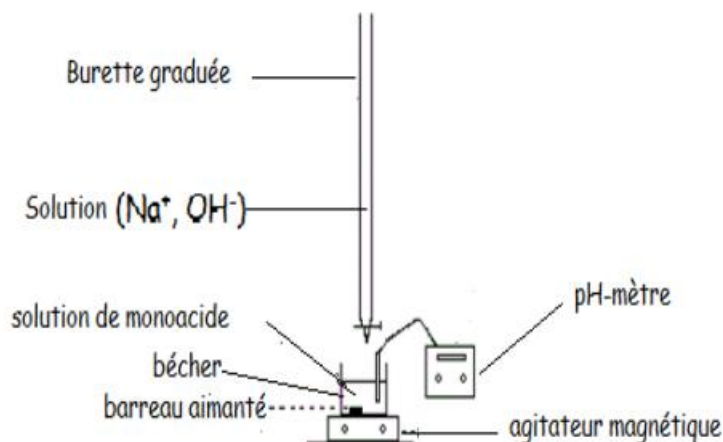
Pour S_1 : $V_1 = \frac{C.V_p}{C_1} = \frac{5.10^{-2}.10}{2.10^{-1}} = 2,5.10^{-3} \text{ L} = 2,5 \text{ mL}$ volume faible.

Pour S_2 : $V_2 = \frac{C.V_p}{C_2} = \frac{5.10^{-2}.10}{2,5.10^{-2}} = 20.10^{-3} \text{ L} = 20 \text{ mL}$

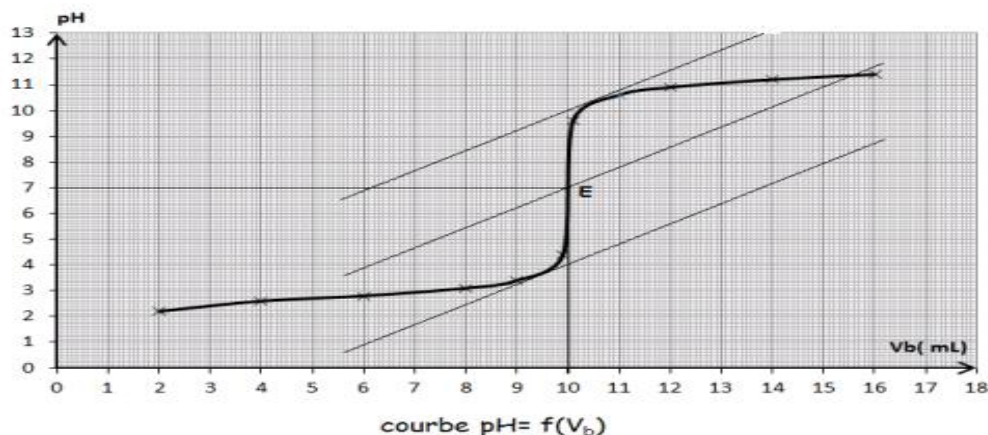
Donc c'est la solution S_2 qui est la plus adaptée.

Exercice3 bac S2 2012

1.1 Schéma annoté du dispositif de dosage :



1.2 Courbe $pH = f(V_b)$



1.3 Détermination graphique des coordonnées du point d'équivalence :

On applique la méthode des tangentes (voir courbe) ; on en tire : E ($V_{bE} = 10 \text{ mL}$; $\text{pH}_E = 7$).
L'acide dosé n'est pas un acide faible ; c'est un acide fort car le pH à l'équivalence est 7.

1.4 Détermination de la concentration C_0 :

A l'équivalence on a : $C_S V_S = C_b V_{bE}$ or $C_S V_S = C_0 V_0$ d'où $C_0 V_0 = C_b V_{bE} \Rightarrow C_0 = \frac{C_b V_{bE}}{V_0}$

A.N : $C_0 = \frac{0,2 \cdot 10}{20} = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$.

1.5 Erreur relative sur C_0 :

$\text{pH} = 3,3 \Rightarrow V_{bE} = 8,5 \Rightarrow C_0 = \frac{0,2 \cdot 8,5}{20} = 0,085 \text{ mol.L}^{-1}$.

$\frac{\Delta C_0}{C_0} = \frac{0,10 - 0,085}{0,10} = 0,15$ Erreur relative de 15%.

1.6 Volume de soude

Si on avait dosé 50 mL de S on aurait $C_a V_a = C_b V_{bE} \Rightarrow V_{bE} = \frac{C_a V_a}{C_b}$

or $C_a = \frac{0,1 \cdot 20}{500} = 0,004 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow V_{bE} = \frac{0,004 \cdot 50}{0,2} = 1 \text{ mL}$

Le volume est très faible ; la raison en est que la concentration de la soude utilisée pour le dosage est relativement élevée. Ce qui pourrait justifier le dosage du volume entier de 500 mL de la solution diluée S.

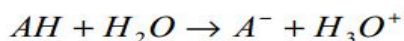
Exercice 4 : bac S1 2012

2-1

2-1-1 On a $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,1} = 7,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ d'où $[\text{H}_3\text{O}^+] = C$ donc le monoacide AH est complètement ionisé dans l'eau ; c'est un acide fort.

NB : On aurait pu vérifier, par calcul, que le coefficient d'ionisation $\alpha = 1$ prouvant que la dissociation de l'acide est totale et que par conséquent l'acide est fort.

2-1-2 Equation bilan de la réaction avec l'eau.



2-2

2-2-1 $C = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV}$ $C = [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \boxed{\text{pH} = -\log \frac{m}{MV}}$

2-2-1

a- La courbe est une droite ne passant par l'origine O, son équation est de la forme

$\boxed{\text{pH} = a \log m + b}$ a est la pente de la droite et b l'ordonnée à l'origine.

Graphiquement on trouve : $\boxed{a = -1}$ et $\boxed{b = 1,8}$

b- Masse molaire M de l'acide

$$pH = -\log \frac{m}{MV} \Rightarrow pH = -(\log m - \log MV) = -\log m + \log MV \quad \text{par identification on a : } b = \log MV$$

$$MV = 10^b \quad ; \quad M = \frac{10^b}{V} \quad \text{AN : } \boxed{M = \frac{10^{1,8}}{1} = 63 \text{ g.mol}^{-1}}$$

$$M(\text{HNO}_3) = M_N + M_O + M_H = 14 + 3 \cdot 16 + 1 = 63 \text{ g.mol}^{-1} \quad \boxed{\text{Le monoacide fort a pour formule : HNO}_3}$$

2-3

2-3-1 Comparons $n(\text{H}_3\text{O}^+)$ avec $n(\text{OH}^-)$.

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = n_a = C_a V_a \quad \text{AN : } \boxed{\begin{array}{l} : n(\text{H}_3\text{O}^+) = 7,9 \cdot 10^{-3} \cdot 20 \cdot 10^{-3} = 1,58 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \\ n(\text{OH}^-) = 5 \cdot 10^{-2} \cdot 30 \cdot 10^{-3} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.} \end{array}}$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) < n(\text{OH}^-) \text{ donc } \boxed{\text{le m\u00e9lange est basique}}$$

2-3-2 pH de la solution finale.

$$[\text{OH}^-]_{\text{res tan t}} = \frac{n\text{OH}^- - n\text{H}_3\text{O}^+}{V_a + V_b} \quad :$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{res tan t}} = \frac{1,53 \cdot 10^{-3} - 1,58 \cdot 10^{-4}}{(20 + 30) \cdot 10^{-3}} = 2,74 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\text{A } 25^\circ\text{C}, \text{ pH} = 14 + \log[\text{OH}^-] \quad \text{AN} \quad \boxed{: \text{pH} = 14 + \log 2,74 \cdot 10^{-2} = 12,4}$$

2-3-3 Volume de soude \u00e0 ajouter exactement pour neutraliser l'acide

Il s'agit ici de d\u00e9terminer le volume de base V_b' qu'il aurait fallu ajouter au volume $V_a = 20 \text{ mL}$ d'acide initialement pr\u00e9lev\u00e9 pour atteindre l'\u00e9quivalence acido-basique ; d'o\u00f9 $C_a V_a = C_b V_b'$

;

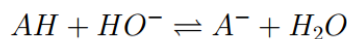
$$\boxed{V_b' = \frac{C_a V_a}{C_b} = \frac{7,9 \cdot 10^{-3} \cdot 20 \cdot 10^{-3}}{5 \cdot 10^{-2}} = 3,1 \text{ mL}}$$

Exercice5: bac S2 2011

2.1. Coordonn\u00e9es du point \u00e9quivalent.

On applique la m\u00e9thode des tangentes. On trouve : point \u00e9quivalent E ($V_{BE} = 12 \text{ mL}$; $\text{pH}_E = 8,5$)

2.2. Equation du dosage



2.3. Concentration molaire volumique de S_A

$$\text{A l'\u00e9quivalence, on a } c_a v_a = c_b v_{BE} \rightarrow c_a = \frac{c_b v_{BE}}{v_a}$$

$$\text{A.N : } c_a = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

Par ailleurs, la conservation de la matière s'écrit :

$$n_{AH}^i = n_{AH} + n_{A^-}$$

$$[AH]^i = [AH] + [A^-]$$

$$[AH] \text{ négligeable devant } [A^-] \rightarrow [A^-] = [AH]^i = \frac{c_a v_a}{v_a + v_{BE}}$$

$$\text{d'où } K_A = \frac{[H_3O^+]c_a v_a}{[HO^-](v_a + v_{BE})} = \frac{[H_3O^+]^2 c_a v_a}{K_e(v_a + v_{BE})} \rightarrow K_A = \frac{[H_3O^+]^2 c_a v_a}{K_e(v_a + v_{BE})}$$

Valeur du pKa

$$K_A = \frac{[H_3O^+]^2 c_a v_a}{K_e(v_a + v_{BE})} \rightarrow [H_3O^+]^2 = K_A K_e \frac{v_a + v_{BE}}{c_a v_a}$$

$$2 \log[H_3O^+] = \log K_A + \log K_e + \log \frac{v_a + v_{BE}}{c_a v_a}$$

$$2pH_E = pK_A - \log K_e - \log \frac{v_a + v_{BE}}{c_a v_a}$$

$$pK_A = -pK_e + 2pH_E + \log \frac{v_a + v_{BE}}{c_a v_a} \rightarrow pK_A \approx 4,9$$

2.4 :

2.4.1. A la demi-équivalence on a $pH = pK_a$

$$\text{Justification : } pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

Or à la demi-équivalence, on a : $[A^-] = [AH]$ car la moitié de la quantité de matière d'acide AH s'est transformée en base $A^- \rightarrow pH = pK_a$

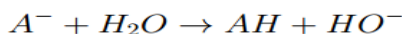
Valeur du pKa trouvée par l'élève.

Le point de demi-équivalence D est le point d'abscisse $\frac{V_{BE}}{2}$ soit D ($V_D = 6 \text{ mL}$)

Le pKa correspond à l'ordonnée du point D ; graphiquement, on trouve $pK_a = pH_D = 4,9$

2.4.2.

a) Réaction entre A^- et H_2O .



b) Expression de K_A

$$K_A = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[AH]}$$

Or $[AH] = [HO^-]$ d'après l'équation précédente

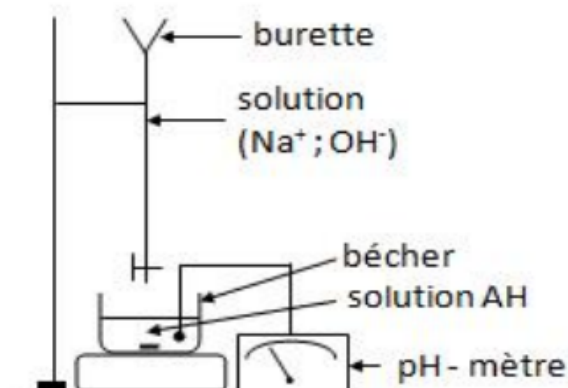
Comparaison : aux erreurs près, les 2 méthodes donnent le même résultat.

Commentaire : la méthode graphique utilisant la demi-équivalence présente l'avantage d'être plus simple.

Exercice 6 bac S2 2010

$m_t = 7,43$ g dans $V_t = 1$ L et $V = 20$ mL aussi $C_b = 0,1$ mol/L.

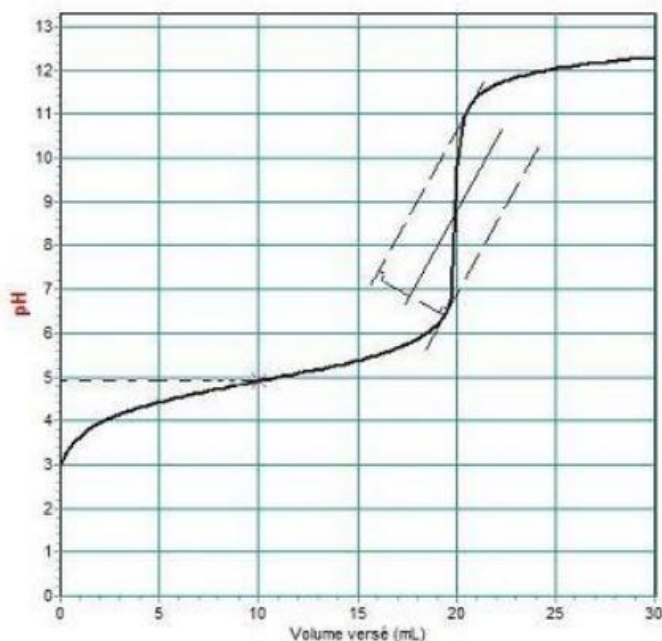
1.1 : Schéma annoté du dispositif expérimental. (0,75 pt)



1.2 : Equation de la réaction entre l'acide AH et la solution d'hydroxyde de sodium (0,25 pt)



1.3 : Tracé de la courbe $\text{pH} = f(V_b)$ (0,75 pt)



1.4 : (0,5 pt)

On détermine le point équivalent sur la courbe tracée en 1.3, en appliquant la méthode des tangentes. Les coordonnées de E sont ($V_{bE} = 20$ mL, $\text{pH}_E = 8,8$)

Détermination de la concentration de la solution de l'acide carboxylique AH

$$C_A V = C_b V_{bE} \rightarrow C_A = \frac{C_b V_{bE}}{V}$$

$$\text{Application numérique : } C_A = \frac{0,1 \times 20}{20} = 0,1 \text{ mol/L}$$

$\text{pK}_A = \text{pH}$ à la demi-équivalence ; graphiquement, on trouve : $\text{pK}_A (\text{AH}/\text{A}^-) = 4,9$

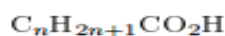
1.5. (1 pt)

Détermination de la masse molaire de l'acide AH

$$n_A = C_A V_t = 0,1 \times 1 = 0,1 \text{ mol}$$

$$n_A = \frac{m_A}{M_A} \rightarrow M_A = \frac{m_A}{n_A} = \frac{7,43}{0,1} = 74,3 \text{ g/mol}$$

Détermination de la formule brute de l'acide AH



$$M_A = 12n + 2n + 1 + 12 + 2 \times 16 + 1$$

$$M_A = 14n + 14 + 32 = 14n + 46$$

$$\text{soit } 14n + 46 = 74,3 \text{ donc } n = \frac{74,3 - 46}{14} = 2$$

La formule brute est $C_2H_5CO_2H$

1.6. (0,75 pt)

$pK_A (AH/A^-) = 4,9$, il s'agit de l'acide propanoïque.

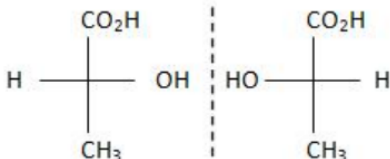
Le résultat est en accord avec la formule brute trouvée à la question 1.5.

Exercice7: bac S1 2010

2.1. (0,75 pt)

La molécule d'acide lactique est chirale car elle contient un atome de carbone asymétrique.

Représentation des énantiomères :



2.2. (0,75 pt)

$$\text{Volume à prélever de la solution } S_0 : C_0 V_0 = CV \rightarrow V_0 = \frac{CV}{C_0} = \frac{0,05 \times 100}{0,5} = 10 \text{ mL}$$

On prélève 10 mL de la solution S_0 à l'aide d'une pipette graduée que l'on introduit dans une fiole jaugée de 100 mL puis on complète par de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

2.3 :

2.3.1 : (0,75 pt)

Les coordonnées du point équivalent E ($V_E = 12 \text{ mL}$, $pH_E = 8$)

On utilise la méthode des tangentes.

2.3.2 : (0,75 pt)

La concentration de l'acide lactique dans le lait étudié :

$$C_a V_a = C V_E \rightarrow C_a = \frac{C V_E}{V_a} = \frac{0,05 \times 12}{20} = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

La masse d'acide lactique par litre de lait :

$$m = nM = C_a VM = 3 \cdot 10^{-2} \times 1 \times 90 = 2,7 \text{ g}$$

Le lait n'est pas caillé car $2,7 \text{ g.L}^{-1} < 5 \text{ g.L}^{-1}$

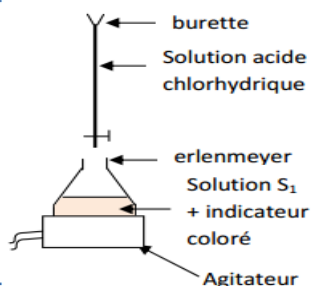
Exercice8 BacS2 2009

2.1 :

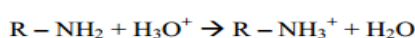
$$\rho_0 = \frac{m_0}{V_0} = \frac{7,5}{10} = 0,75 \text{ g.cm}^{-3} = 0,75.10^3 \text{ g.L}^{-1}$$

$$d = \frac{\rho_0}{\rho_e} = \frac{0,75.10^3}{10^3} = 0,75$$

2.2.1 :



2.2.2 :



2.2.3 :

$$K = \frac{[RNH_3^+]}{[RNH_2][H_3O^+]} = \frac{1}{K_a} = 0,5.10^{11} = 5.10^{10} \text{ donc la réaction est totale}$$

2.2.4 :

$$C_1 V_1 = C_a V_a \rightarrow C_1 = \frac{C_a V_a}{V_1} = \frac{0,04 \times 20}{10} = 0,08 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$C_0 = 100 C_1 = 8 \text{ mol.L}^{-1}$$

2.2.5 :

S_0 est trop concentrée, il aurait fallu une grande quantité d'acide pour la doser, d'où la nécessité de le diluer avant le dosage.

2.3.1 :

$$C_0 = \frac{n(\text{amine})}{V_0} = \frac{m(\text{amine})}{MV_0} \text{ avec } m(\text{amine}) = P \frac{m_0}{100} \text{ et } m_0 = \rho_0 V_0 \text{ où } m_0 \text{ est la masse de } S_0 \text{ correspondant au volume } V_0$$

$$C_0 = P \frac{\rho_0 V_0}{100} \frac{1}{MV_0} = \frac{63\rho_0}{100M}$$

2.3.2 :

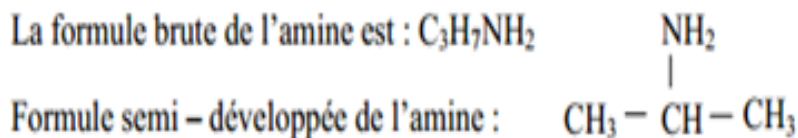
$$M = \frac{63\rho_0}{100C_0} = \frac{63 \times 0,75.10^3}{100 \times 8} = 59,1 \text{ g.mol}^{-1}$$

2.3.3 :

Posons comme formule brute de l'amine : $C_n H_{2n+1} NH_2$

$$M = 14n + 1 + 14 + 2 = 14n + 17 = 59,1 \rightarrow n = \frac{59,1 - 17}{14} = 3$$

La formule brute de l'amine est : $C_3 H_7 NH_2$



Nom de l'amine : propan-2-amine.

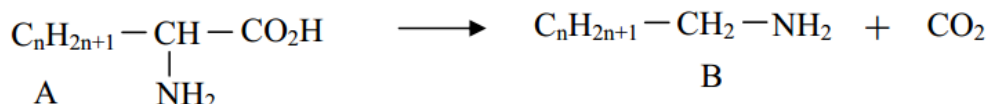
Exercice 9 BacS1 2009

1.1 :

amine primaire : $C_nH_{2n+1}NH_2$ avec n entier supérieur ou égal à 1

acide α aminé : $C_nH_{2n+1}-\underset{\substack{| \\ NH_2}}{CH}-CO_2H$ avec n supérieur ou égal à 0

1.2 :



La formule générale de B est $C_nH_{2n+1}CH_2NH_2$

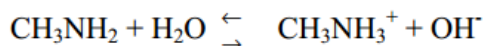
La masse molaire de B s'exprime : $M = 14n + 31$

Donc $14n + 31 = 31$ soit $n = 0$.

La formule semi développée de B est alors $CH_3 - NH_2$ et son nom est la méthanimine.

On en déduit la formule semi - développée de A : $HOOC - CH_2 - NH_2$ et son nom est acide aminoéthanoïque

1.3 :



Couple acide base auquel appartient B : $CH_3NH_3^+ / CH_3NH_2$

1.4 :

$$pH = pK_A + \log \frac{[CH_3NH_2]}{[CH_3NH_3^+]} \quad (1)$$

L'expression du pH de la solution est $pH = - \log [H_3O^+]$

Celle du produit ionique est $K_E = [H_3O^+][OH^-]$

La relation d'électroneutralité s'écrit :

$$[CH_3NH_3^+] + [H_3O^+] = [OH^-] \rightarrow [CH_3NH_3^+] = [OH^-] - [H_3O^+]$$

La solution est basique et la valeur de C est telle que $[OH^-] \gg [H_3O^+] \rightarrow [CH_3NH_3^+] \approx [OH^-]$

La conservation de la matière CH_3NH_2 donne :

$$C = [CH_3NH_2] + [CH_3NH_3^+] \rightarrow [CH_3NH_2] = C - [CH_3NH_3^+] \approx C - [OH^-]$$

Comme $C \gg [\text{OH}^-]$ on en déduit $[\text{CH}_3\text{NH}_2] \approx C$

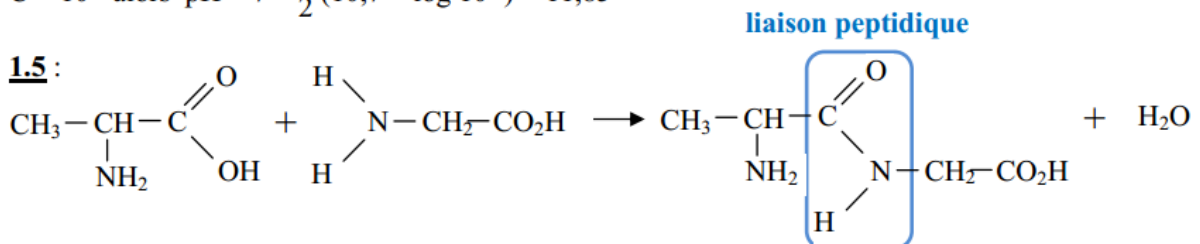
$$(1) \rightarrow \text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{C}{[\text{OH}^-]} = \text{pK}_A + \log \frac{C[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_E}$$

$$\rightarrow \text{pH} = \text{pK}_A + \log C + \log [\text{H}_3\text{O}^+] - \log K_E$$

$$\rightarrow \text{pH} - \log [\text{H}_3\text{O}^+] = \text{pK}_A + \log C - \log K_E \rightarrow 2 \text{pH} = \text{pK}_A + \log C + 14$$

$$\text{Donc } \text{pH} = 7 + \frac{1}{2}(\text{pK}_A + \log C)$$

$$C = 10^{-1} \text{ alors } \text{pH} = 7 + \frac{1}{2}(10,7 + \log 10^{-1}) = 11,85$$



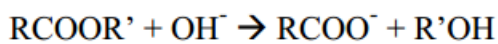
Exercice10 BacS1 2009

2.1 :

Cette réaction chimique est appelée saponification

Caractéristiques : elle est lente et totale.

2.2 : Equation – bilan de la réaction



2.3 :

$$[\text{RCOO}^-] = \frac{n_{\text{RCOO}^-}}{V_T} \text{ avec } V_T = 2V$$

Or d'après la stœchiométrie de la réaction, on a : $n_{\text{RCOO}^-} = (n_{\text{OH}^-})_0 - (n_{\text{OH}^-})_t$

$$\rightarrow [\text{RCOO}^-] = \frac{(n_{\text{OH}^-})_0 - (n_{\text{OH}^-})_t}{V_T} = \frac{CV}{2V} - [n_{\text{OH}^-}]_t = \frac{C}{2} - [n_{\text{OH}^-}]_t$$

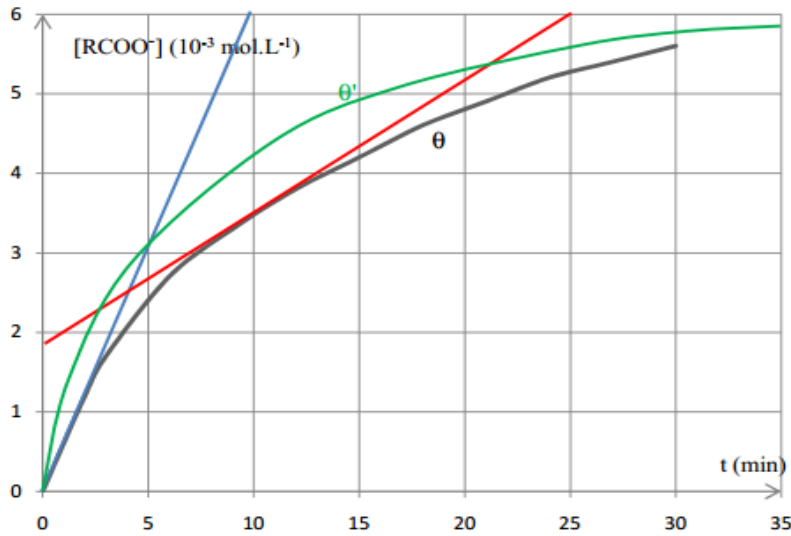
Le produit ionique de l'eau s'écrit : $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$

$$\text{Avec } K_e = 10^{-14} \text{ et } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ alors } [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-\text{pH}}}$$

$$\text{Soit } [\text{RCOO}^-] = \frac{C}{2} - \frac{10^{-14}}{10^{-\text{pH}}} = \frac{C}{2} - 10^{\text{pH}-14}$$

2.4 :

t (min)	0	3	6	9	12	15	18	21	24	27	30
[RCOO ⁻] (10 ⁻³ mol.L ⁻¹)	0	1,9	2,6	3,3	3,8	4,2	4,6	4,9	5,2	5,4	5,6

**2.5 :**

vitesse volumique de formation de RCOO⁻ est $v(t) = \frac{d[\text{RCOO}^-]}{dt}$

Graphiquement cette vitesse est le coefficient directeur de la tangente à la courbe au point d'abscisse t considéré.

$$v_0 = \frac{(6 - 0) \cdot 10^{-3}}{(10 - 0)} = 6 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$v_{10} = \frac{(6 - 2) \cdot 10^{-3}}{(25 - 0)} = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$v_0 > v_{10}$$

La vitesse v diminue au cours du temps car les concentrations molaires des réactifs diminuent.

2.6 : Voir tracé ci-dessus : la vitesse v augmente avec la température.