

MINESEC		ANNEE SCOLAIRE : 2019/2020	
DRES		EVALUATION SOMMATIVE N°4	
DDES/WOURI		EPREUVE :	CHIMIE
LYCÉE D'AKWA		COEFFICIENT :	2
		DUREE :	3H00 min
		CLASSE :	T^{le} C/D

Consignes à respecter :

- Entre deux réponses consécutives, laisser une ligne vide ;
- Bien numéroter chaque exercice et chaque question ;
- Souligner de deux traits les réponses.

NOMS ET PRENOMS DU PARENT :

TELEPHONE DU PARENT :

OBSERVATIONS DU PARENT OU DU TUTEUR :

.....

.....

NB : En-tête ci-dessus à reproduire obligatoirement par l'élève sur sa feuille de composition.

Exercice1 : QUESTIONS DE COURS/ 4points

- Définir : acide faible ; constante d'acidité d'un couple acide/base. **0.5pt×2=1pt**
- Question à choix multiples (QCM) **0.25pt×8=2pts**
 - Pour un acide carboxylique, le couple acide/base s'écrit :
 - RCOO⁻/RCOOH ;
 - RCOOH₂⁺/RCOO⁻ ;
 - RCOOH/RCOO⁻.
 - A 60°C, la valeur du produit ionique de l'eau K_e est :
 - 1,8×10⁻¹⁵ ;
 - 9,6×10⁻¹⁴ ;
 - 1.0×10⁻¹⁴.
 - Si, dans une solution aqueuse, on a autant de forme acide que de forme basique d'un couple acide/base, alors le pH est :
 - égal à 0 ;
 - égal à 7 ;
 - indéterminé ;
 - égal au pK_a du couple acide/base.
 - Le pH à 25°C d'une solution aqueuse de monobase forte de concentration C s'obtient par la relation :
 - pH = 14 -logC ;
 - pH = -logC ;
 - pH = 14 +logC ;
 - pH = logC.
 - Une solution aqueuse d'amine est :
 - basique ;
 - acide ;
 - neutre ;
 - On dilue 100 fois une solution aqueuse de NaOH de pH égal à 12,0. Le pH de la solution obtenue est :
 - 14 ;
 - 10 ;
 - 9 ;
 - On dilue 100 fois une solution aqueuse de HCl de pH égal à 3,9. Le pH de la solution obtenue est :
 - 5,9 ;
 - 1,9 ;
 - 3,9 ;
 - Le pH à 25°C d'une solution aqueuse de monoacide fort de concentration C s'obtient par la relation :
 - pH = 14 -logC ;
 - pH = -logC ;
 - pH = 14 +logC ;
 - pH = -log2C.
- Recopier et compléter la phrase suivante : L'eau est un solvantpour les molécules et.....pour les solides ioniques. **0.5pt×2=1pt**

Exercice2 : ACIDES α-AMINES/ 5points

La leucine (Leu) et l'isoleucine (Ile) sont deux acides α-aminés de même formule générale R-CH(NH₂)-COOH dont les groupes alkyles R sont différents. Le groupe alkyle de la leucine est noté R_L, celui de l'isoleucine R_I.

On donne : M(C) = 12g/mol ; M(N) = 14g/mol ; M(O)=16g/mol ; M(H) = 1g/mol.

- La masse molaire des deux acides α aminés est M = 131g/mol. En déduire la formule brute du groupe alkyle. **0.75pt**
- Les groupes R_L et R_I possèdent chacun une seule ramification. La leucine possède un carbone asymétrique et l'isoleucine en comporte deux.
 - Ecrire la formule semi-développée de chacun des deux acides α aminés. **0.5pt**
 - Donner la représentation de Fischer des deux énantiomères de la leucine (On symbolisera dans cette question et les suivantes, les groupes alkyles R_L et R_I) ; en préciser les isomères L et D. **0.5pt**
 - On désire synthétiser le dipeptide Ile-Leu. Donner les étapes de la synthèse spécifique de ce dipeptide au laboratoire. Dans cette question on n'écrira pas les équations-bilans. **1.25pt**
 - Soient deux acides α-aminés X et Y. On effectue les réactions chimiques suivantes :

Etape1 : X + CH₃OH ⇌ X' + H₂O ;

Etape2 : Y + CH₃COCl → Y' + HCl ;

Etape3 : Y' + SOCl₂ → Y'' + SO₂ + HCl ;

Etape4 : X' + Y'' → Z + HCl. Z a la formule suivante: H₃C-CONH-CHCH₃-CONH-CH₂-COO-CH₃.

 - Déterminer les formules de X, X', Y, Y' et Y''. **1.25pt**

4.2. Donner le nom du dipeptide que l'on cherche ainsi à préparer. Combien de centre de chiralité possède-t-il ? Justifier votre réponse. **0.75pt**

Exercice3 : PREPARATION D'UNE SOLUTION ET DILUTION D'UNE SOLUTION BASIQUE / 6.25points

Les parties A et B sont indépendantes

Partie A : Préparation d'une solution aqueuse

On dispose d'une solution de nitrate de potassium KNO_3 à 0,5 mol/L, d'une solution de nitrate de calcium $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ à 0,8 mol/L, d'une solution de chlorure de potassium KCl à 1 mol/L et de chlorure de magnésium cristallisé, de formule : $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

On souhaite préparer un litre de solution contenant les ions Mg^{2+} , Ca^{2+} , K^+ , NO_3^- et Cl^- tels que :

$[\text{Mg}^{2+}] = 0,2 \text{ mol/L}$, $[\text{NO}_3^-] = 0,25 \text{ mol/L}$, $[\text{Ca}^{2+}] = 0,1 \text{ mol/L}$, $[\text{K}^+] = 0,25 \text{ mol/L}$.

1. Déterminer les volumes des solutions et la masse de solide à mélanger pour préparer cette solution, que l'on complète à un litre avec de l'eau distillée. **2pts**

2. Calculer la concentration $[\text{Cl}^-]$. **0.5pt**

3. Vérifier l'électroneutralité de la solution. **0.5pt**

On donne en g/mol : H=1, O=16, Cl=35,5, Mg=24,3.

Partie B : Dilution d'une solution basique

On mesure le pH de 50 mL d'une solution d'éthylamine ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$) à 10^{-2} mol/L : on trouve $\text{pH} = 11,3$. On ajoute alors 450 mL d'eau distillée à la solution précédente, on homogénéise et on mesure à nouveau le pH : on trouve $\text{pH} = 10,8$.

1. Ecrire l'équation-bilan d'ionisation de l'éthylamine. **0.5pt**

2. Calculer, dans les deux cas, les concentrations molaires des espèces présentes en solution. **2pts**

3. Quel est, dans les deux cas, la quantité (en mole) d'amine ionisée ? En déduire l'effet de la dilution sur l'équilibre d'ionisation de l'éthylamine. **0.75pt**

Exercice4 : A CARACTERE EXPERIMENTAL/ 4.75points

On mélange un volume V_A d'acide éthanoïque (CH_3COOH) de molarité $C_a = 0,1 \text{ mol/L}$ à un volume V_b d'éthanoate de sodium (CH_3COONa) $C_b = 0,1 \text{ mol/L}$, puis l'on mesure le pH du mélange obtenu. Les valeurs du pH pour différentes valeurs de V_a et V_b sont consignées dans le tableau ci-dessous :

V_a (mL)	90	80	70	60	50	40	30	20	10
V_b (mL)	10	20	30	40	50	60	70	80	90
pH	3,8	4,15	4,4	4,6	4,75	4,9	5,1	5,35	5,7
$\log(V_b/V_a)$									

1. Citer deux matériels de laboratoire indispensables à la réalisation de cette expérience. **0.5pt**

2. On admettra que dans le mélange, les quantités d'acide et de base conjuguées sont pratiquement égales à celles qui ont été introduites.

2.1. Etablir la relation entre les rapports $[\text{CH}_3\text{COO}^-]/[\text{CH}_3\text{COOH}]$ et V_b/V_a . **0.5pt**

2.2. Recopier et compléter le tableau ci-dessus en calculant $\log(V_b/V_a)$. **1pt**

3. Sur la feuille de papier millimétré, représenter graphiquement $\text{pH} = f(\log([\text{CH}_3\text{COO}^-]/[\text{CH}_3\text{COOH}]])$. **1pt**

Echelle : - En abscisse : 1cm pour $\pm 0,1$ unité de $\log([\text{CH}_3\text{COO}^-]/[\text{CH}_3\text{COOH}])$;

- En ordonnée : 1cm pour 1 unité de pH.

4. A partir du tracé, montrer que le pH peut se mettre sous la forme $\text{pH} = b + a \log([\text{CH}_3\text{COO}^-]/[\text{CH}_3\text{COOH}])$ ou a et b les constants à déterminer. **1.5pt**

5. Déduire de ce qui précède le pK_A et constante d'acidité K_A du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$. **0.5pt**

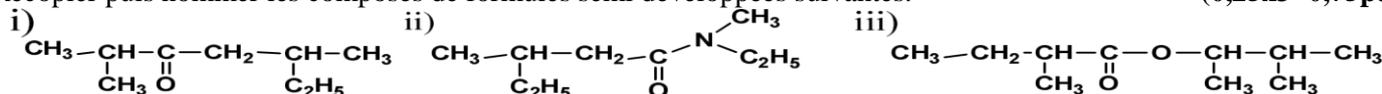
LYCEE BILINGUE DE YABASSI

EVALUATION :Février 2020	CLASSE :	Tles C et D	ANNÉE :	2019/2020
ÉPREUVE :	CHIMIE	COEF :	02	DURÉE :	03 H 00min
EXAMINATEUR : ANJI					

Exercice 1 / Composés organiques oxygénés et azotés ./ 10points (Conseil : A faire en 69 minutes)

A) Tout composé oxygéné est carbonylé. **VRAI ou FAUX** (0,25pt)

B)1- Recopier puis nommer les composés de formules semi développées suivantes: (0,25x3=0,75pt)



2 Recopier puis Donner les formules semi-développées des composés de suivantes:

a) 2,4-Diméthylpentanal b) N,N-diethyl -2- méthylbutan-2-amine c) Anhydride propanoïque (0,25x3=0,75pt)

C) Au laboratoire, madame X veut s'assurer du contenu incolore de trois flacons. Elle sait que chaque flacon contient un seul alcool parmi : butan-2-ol, butan-1-ol et le 2-méthylpropan-1-ol. Pour cela, elle réalise l'expérience du tableau ci-dessous ;

Numéro du flacon	1	2	3
Action de l'ion dichromate en milieu acide	Solution orange	Solution verte	Solution verte

1. Expliquer les différentes couleurs observées dans les trois flacons et dire ce que caractérise la couleur verte. (0,25x2=0,5pt)

2. Peut-elle déterminer la nature de l'alcool contenu dans le flacon 1 à partir de cette expérience ? justifier clairement votre réponse. (0,25pt)

3. Afin de parfaire la détermination, elle chauffe légèrement les solutions vertes après réaction des alcools contenus dans les flacons 2 et 3. Elle assiste à la formation d'un précipité de couleur rouge brique dans une solution de réactif de Fehling dans le flacon 3 et rien ne se passe dans le flacon 2. Que peut-elle conclure sur la nature du contenu de chaque flacon ? (0,25pt)

4. Si elle avait pris comme réactif la 2,4-DNPH, aurait-elle pu conclure l'étude ? justifier votre réponse. (0,25pt)

5. En supposant qu'elle ait déterminé le contenu de chaque flacon, elle constate quelques heures après que le contenu du **flacon 3** ne réagit ni avec le réactif de Fehling, ni avec la 2,4-DNPH, mais rougit le papier p^H humide. Que s'est-il passé ? donner la nature, la formule sémi-développée et le nom du composé qui s'est formé dans ce flacon quelques heures après. (0,5pt)

6. Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui s'est produite dans le **flacon 2** puis nommer le produit organique obtenu. (0,5pt)

7- L'éthanoate de butyle (**noté E**) est un composé chimique qu'on retrouve dans la banane et qui entre dans la fabrication d'arômes artificiels. Madame X souhaite le synthétiser en utilisant l'alcool identifié dans le contenu du flacon 3 et l'acide éthanoïque.

a) Ecrire l'équation-bilan de la synthèse de E et montrer (**équation-bilans**) qu'il existe d'autres méthodes de synthèse E plus rapides et presque totales par rapport à celle employée par madame X. (0,25pt)

b) Expliquer à madame X pourquoi les autres méthodes de synthèses de E, les fioles jaugées contenant les solutions doivent être trempées dans un **bain de glace**. (0,25pt)

8- Dire comment on peut rendre totale la réaction de synthèse de E employée par madame X. (0,25)

9- l'oxydation du **butan-1-ol** dans une solution acidifiée de dichromate de potassium en excès conduit à la formation d'un corps A.

-A en présence du pentachlorure de phosphore **PCl₅** donne un composé organique B.

-la déshydratation de A en présence du décaoxyde de phosphore **P₄O₁₀** et à **700°C** conduit à un composé C.

-la décarboxylation de A donne un composé **D** saturé à structure tétraédrique et un gaz qui trouble l'eau de chaux.

- la déshydratation du butan-2-ol conduit à deux composés insaturés **E** et **F non cycliques**.

-la réaction de A sur l'ammoniac (**NH₃**) conduit à un composé organique **G**.

a)- En déduire la famille, le nom et la formule sémi-développée de **A,B,C,D,E,G**. (0,125x12=1,5pt)

b)-Ecrire la réaction de formation de **C**. (0,25pt)

10- Dans 250 cm³ d'une solution contenant 0,32 mol/ L de l'isomère dextrogyre de cet alcool (butan-2-ol), on dissout sans variation de volume 5,92g de son énantiomère. La solution obtenue est-elle lévogyre ou dextrogyre ? Nommer une telle solution. (0,25x2=0,5pt)

D). On considère la synthèse d'un tripeptide (Ala-Gly-X) à partir de l'alanine ou acide 2-aminopropanoïque, la glycine ou acide aminoéthanoïque et d'un acide α-aminé X.

1. Ecrire la formule générale d'un acide α-aminé (0,25pt)

2. La masse molaire du tripeptide est **293g/mol**. Déterminer la nature du radical R de X, sachant qu'il renferme un noyau benzénique para-substitué. (0,5pt)

3. Ecrire la formule semi-développée du tripeptide Ala-Gly-X (0,25pt)

4. Montrer le caractère basique du Zwitterion de X. (0,25pt)

5-Dans une solution de X coexistent plusieurs espèces chimiques, attribuer les formules des espèces susceptibles de prédominer cette solution aux pH suivants : 6,9 ; 11,5 (0,25x2=0,5pt)

6-Donner la représentation de Fischer de X sous sa configuration la plus abondante dans la nature. (0,25pt)

7-Montrer que la réaction de condensation de la glycine et de l'alanine conduit formellement à deux dipeptides P₁ et P₂ (on ne tiendra pas compte de l'isomérisme optique ni dans cette question ni dans les suivantes) . (0,25pt)

8- En fait, la réalisation expérimentale de la réaction entre la glycine et de l'alanine conduit formellement à quatre dipeptides.

a) Expliquer pourquoi (0,25pt)

b) On désire synthétiser un des dipeptides P₁ et P₂. En nommant formellement un des deux dipeptides, indiquer succinctement quels sont les moyens expérimentaux qui permettent de n'obtenir que ce dipeptide (0,5pt)

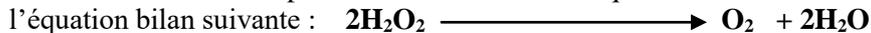
EXERCICE 2 : CHIMIE GENERALE/10 Points

(Conseil : A faire en 78 minutes)

Partie A : Cinétique Chimique/ 05 Pts

1. Définir l'expression suivante : Vitesse moyenne de disparition d'un corps, temps de demi-réaction . (0,25x2=0,5pt)

2-On veut étudier à température constante la cinétique de la réaction de décomposition de l'eau oxygénée d'après



A la date t=0s, début de l'expérience, la solution renferme 6.10⁻² mole d'eau oxygénée et son volume V_s est égal 1L, volume qui restera constant durant toute l'étude. Pour suivre l'avancement de la réaction on mesure, à pression constante, le volume de dioxygène VO₂ dégagé au cours du temps.

3.1- A l'aide de l'équation bilan de la réaction ci-dessus, montrer qu'à l'instant t, la concentration en eau oxygénée restante dans la solution est donnée par la relation $[\text{H}_2\text{O}_2]=6.10^{-2} - \frac{1}{12}\text{VO}_2$; ou $\text{Vm} = 24\text{L.mol}^{-1}$ (0,5pt)

3.2-Les résultats obtenus sont consignés dans le tableau suivant :

t(min)	0	5	10	15	20	25	30	35	40	60
VO ₂ (L)	0	0,16	0,27	0,36	0,44	0,50	0,54	0,59	0,61	0,68
[[H ₂ O ₂](10 ⁻² mol :L)										

3.2.1- Reproduire et compléter le tableau puis tracer sur papier millimétré le graphe $[\text{H}_2\text{O}_2]=f(t)$ (1,5pt)

3.2.2-Calculer la vitesse de formation du dioxygène entre 10 min et 20min. En déduire la vitesse moyenne de disparition de l'eau oxygénée aux mêmes dates (0,5x2=1pt)

3.2.3- Déterminer la vitesse de disparition de l'eau oxygénée à la date t=10min. En déduire la vitesse de formation du dioxygène à la même date. (0,5x2=1pt)

3.2.4-Déterminer le temps de demi réaction et de quart de réaction. (0,25x2=0,5pt)

Partie B : Niveaux d'énergie/ 05 Pts

Les niveaux d'énergie possibles de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation : $E_n = -E_0/n^2$, avec $E_0 = 13,6 \text{ eV}$ et n est le numéro du niveau d'énergie.

1. Qu'appelle-t-on énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène ? en déduire alors celle de deuxième ionisation pour l'atome d'hydrogène. (0,25x2=0,5pt)

2. Expliquer pourquoi le spectre de l'atome d'hydrogène est discontinu. (0,5pt)

3. Quelle est en (en joule) l'énergie d'ionisation d'un atome d'hydrogène ? (0,25pt)

4. Un atome d'hydrogène passe d'un niveau excité de nombre quantique n au niveau de nombre quantique 2. Une telle transition correspond-elle à une émission ou à une absorption d'un photon ? justifiez votre réponse. (0,25x2=0,5pt)

5. Calculer et représenter sur un diagramme d'énergie, les 4 premiers niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène. (0,25x4=1pt)

6. Déterminer la formule généralisée de Balmer en fonction de R_H (constante de Rydberg), n, p (n<p) et λ (longueur d'onde) (0,25pt)

7. Déterminer la longueur d'onde maximale correspondante. A quel domaine du rayonnement électromagnétique appartient-elle ? (0,25x2=0,5pt)

8. L'élément hydrogène comprend trois isotopes notés : ¹H, ²H, ³H.

8-1. donner la signification du chiffre accompagnant le symbole de l'élément. Que vaut son nombre d'électrons (atome d'hydrogène) ? définir alors la notion d'isotope.

8-2. la relation $E_n = -E_0/n^2$ dépend-elle de l'isotope considéré ? justifiez votre réponse (0,25x3=0,75pt)

9. On envoie sur les atomes d'hydrogène pris dans son état fondamental des quanta d'énergie suivants :

3,4eV ; 6eV ; 12,75eV ; 13,6eV ; 18eV grâce à des radiations électromagnétiques. Dire dans quels cas l'atome pourra-t-il absorber cette énergie ? Dans quel état se trouvera-t-il alors dans chacun des trois cas ? (0,25x4=1pt)

On donne: 1eV = 1,6.10⁻¹⁹ J ; h = 6,63.10⁻³⁴ J.s ; C = 3.10⁸ m/s

«La chimie est dans tout et réciproquement »

Examineur:ANJI

« Que doit-on choisir entre ce que l'on sait faire et ce que l'on peut faire ? »

LYCEE BILINGUE DE MISSOLE II
DEPARTEMENT DES SCIENCES PHYSIQUES ET TECHNOLOGIE

EPREUVE DE:	EVALUATION N° 2	SERIE :	T^{le} D	SESSION :	FEVRIER 2020
CHIMIE	TRIMESTRE 2	COEF :	2	DUREE :	2H30

EXERCICE 1 : 6 points

Au cours de la combustion complète de 7,4g d'un alcool saturé de formule générale $C_nH_{2n+1}-OH$, il s'est formé 8,96 L de dioxyde de carbone, volume mesuré dans les conditions normales.

- a. Ecrire l'équation bilan de la réaction. En déduire la formule brute de cet alcool. **1pt**
- b. Ecrire les formules semi-développées de tous les isomères alcools de cette molécule et préciser la classe de chacun. **1pt**
- c. L'isomère alcool secondaire subit une oxydation ménagée par une solution diluée de dichromate de potassium en milieu acide.
 - i. Ecrire l'équation bilan de la réaction. **0,5pt**
 - ii. Quelle est la nature du produit organique ainsi formé ? **0,25pt**
 - iii. Quel est parmi les tests suivants, celui qui permettrait d'identifier ce produit en solution aqueuse :
(i) -2,4-DNPH ; (ii) – Liqueur de Fehling ? **0,25pt**
- d. L'isomère alcool tertiaire peut être obtenu par hydratation en milieu acide d'un alcène.
 - i. Nommer cet alcène. **0,25pt**
 - ii. Comment expliquer la formation prioritaire de cet isomère au cours de la réaction ? **0,25pt**
- e. Le butan-1-ol subit une oxydation ménagée par une solution de dichromate de potassium en excès et en milieu acide pour donner un produit organique B.
 - i. Ecrire l'équation bilan de la réaction et nommer le produit B. **0,75pt**
 - ii. Le traitement du produit B par l'ammoniac forme un composé C qui, chauffé à 210°C, se déshydrate pour donner un composé D.
 - Ecrire les équations bilans de ces deux réactions. **0,5pt**
 - Nommer les produits C et D. **0,5pt**
 - iii. Au cours des réactions précédentes, on a obtenu 28,5g de composé D avec un rendement de 80%. Déterminer la masse du composé B utilisé. **0,75pt**

Données : volume molaire : $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$
Masses molaires atomiques (en g/mol) : C:12 ; H:1 ; O:16 ; N :14

EXERCICE 2 : 5 points

1. Définir : Acide au sens de Bronsted et base au sens de Bronsted. **1pt**
2. Une solution d'acide éthanoïque de concentration 10^{-3} mol/l a un $pH = 3,9$ à 25°C.
 - 2.1. Déterminer la concentration de chaque espèce chimique dans la solution. **1,5pts**
 - 2.2. Montrer que l'acide éthanoïque est un acide faible et en déduire le pourcentage d'acide des molécules ionisées. **0,75pt**
3. A 25°C, une solution de méthanoate de potassium à pour concentration $C_b = 10^{-3} \text{ mol/L}$ et son coefficient d'ionisation $\alpha = 13\%$.
 - 3.1. Ecrire l'équation d'ionisation de l'ion méthanoate avec l'eau. **0,25pt**
 - 3.2. Justifier que c'est un acide faible. **0,25pt**
 - 3.3. Calculer son pH. **0,5pt**
4. A 60°C, une solution d'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$ a pour concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol/L}$. Déterminer son pH. On donne $K_e = 9,6 \cdot 10^{-14}$. **0,75pt**

EXERCICE 3 : 5 points

L'éthylamine appartient au couple acide-base $C_2H_5-NH_3^+ / C_2H_5-NH_2$

1. Ecrire l'équation de la réaction de l'éthylamine avec l'eau. **0,5pt**
2. Une solution aqueuse d'éthylamine de concentration $3 \cdot 10^{-2}$ mol/l a un **pH = 11,6 à 25°C**.
 - 2.1. Calculer la concentration molaire des espèces chimiques présentes dans la solution. **1,5pts**
 - 2.2. Justifier que la mono-éthylamine est une base faible. **0,5pt**
3. Calculer la constante pK_a' du couple acide / base mis en jeu dans la solution ; dire si l'éthylamine est une base plus forte ou plus faible que l'ammoniac, sachant que l'on a $pK_a = 9,2$ pour le couple **NH₄⁺/NH₃** **1pt**
4. A la solution de mono-éthylamine, on ajoute progressivement une solution d'acide chlorhydrique jusqu'à l'obtention de l'équivalence.
 - 4.1. Définir l'équivalence. **0,75pt**
 - 4.2. Le *pH* de la solution obtenue est-il supérieur, égal ou inférieur à 7 ? Justifier la réponse. **0,75pt**

EXERCICE 4 : TYPE EXPERIMENTAL / 4 Points

On mélange un volume V_a d'acide éthanoïque de molarité $C_a = 0,1$ mol/L à un volume V_b d'éthanoate de sodium $C_b = 0,1$ mol/L, puis l'on mesure le pH du mélange obtenu. Les valeurs du pH pour différentes valeurs de V_a et V_b sont consignées dans le tableau ci-dessous :

V_B (ml)	10	20	30	40	50	60	70	80	90
V_A (ml)	90	80	70	60	50	40	30	20	10
p^H	3,8	4,15	4,4	4,6	4,75	4,9	5,1	5,35	5,7
$\log(V_B/V_A)$									

- 1-Citer trois matériels de laboratoire indispensables à la réalisation de cette expérience. **0.75pt**
- 2-On admettra que dans le mélange, les quantités d'acide et de base conjuguées sont pratiquement égales à celles qui ont été introduites.
 - 2-1-Etablir la relation entre les rapports **[CH₃COO⁻]/ [CH₃COOH]** et V_b/V_a . **0.75pt**
 - 2-2-Compléter le tableau en calculant **$\log(V_b/V_a)$** **0.75pt**
- 3-Sur la feuille de papier millimétré, représenter graphiquement $pH = f([CH_3COO^-]/ [CH_3COOH])$.
Echelle : 2,5cm → 1 unité de $\log ([CH_3COO^-]/ [CH_3COOH])$ et 2,5cm → 1 unité de pH **1pt**
- 4-A partir du tracé, montrer que le pH peut se mettre sous la forme :
 $pH = b + a \log([CH_3COO^-]/[CH_3COOH])$ où a et b les constants à déterminer. **1.25pt**
- 5-En déduire le pK_A du couple CH₃COOH/ CH₃COO⁻ **0.5pt**