

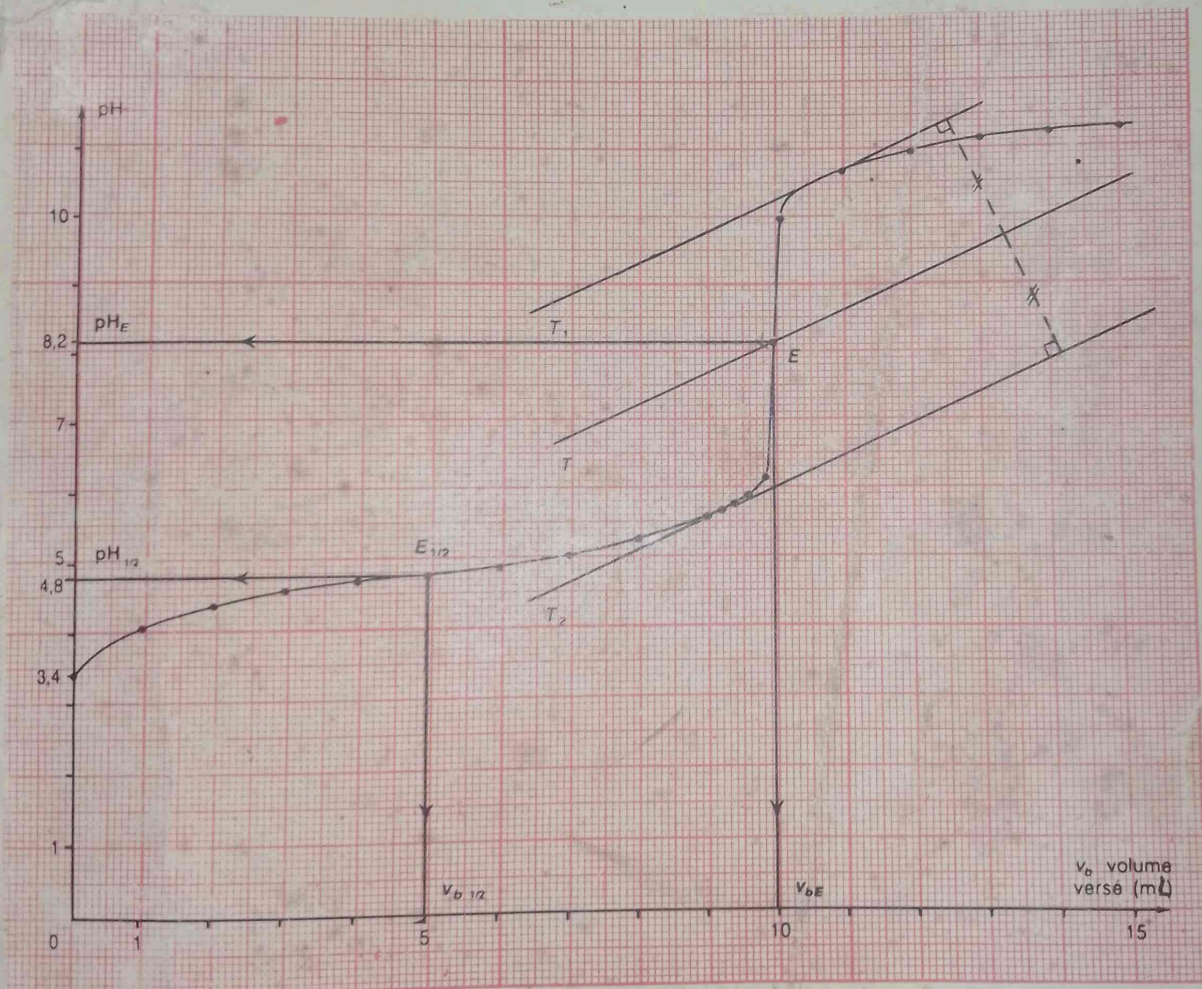


TERMINALES C, D et E

CHIMIE

TOME II

EXERCICES ET CORRIGES



6^e édition : l'outil puissant et idéal pour vos études



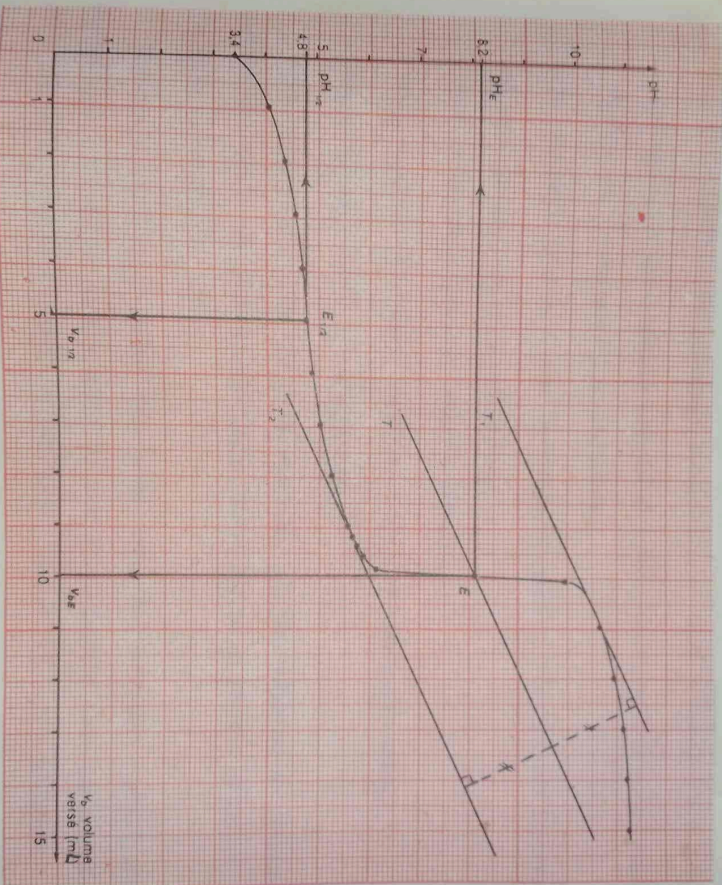
Phosic 18/05/2011
TERMINALES C, D et E

CHIMIE

TOME II

Théo 10/11/2011

EXERCICES ET CORRIGES



Théo 10/11/2011

6^e édition : l'outil puissant et idéal pour vos études

PREFACE : FAIRE DES EXERCICES, C'EST PRENDRE DU PLAISIR !

Cet ouvrage, conforme aux programmes de chimie des classes de Terminales C, D et E comporte 12 chapitres :

- six (6) chapitres sur les acides et les bases
- cinq (5) chapitres sur la chimie organique
- un (1) chapitre sur la cinétique chimique.

Chaque chapitre contient :

- des exercices d'application directe du cours,
 - des exercices issus des épreuves de sciences physiques données aux divers baccalauréats et des épreuves données aux concours d'entrée à l'U.N.B.,
 - des exercices spécialement rédigés en tenant compte des nouvelles tendances de l'enseignement de la chimie,
 - des corrigés détaillés pour certains exercices et abrégés pour d'autres.
- La plus grande rigueur a été apportée :
- dans la nomenclature des composés organiques,
 - dans le choix des valeurs numériques des grandeurs rencontrées,
 - dans les symboles et les définitions.

Nous avons tenu compte des recommandations les plus récentes de l'Union Internationale de Chimie Pure Appliquée (U.I.C.P.A) et de l'AMNOR (recueil de Normes Françaises 1985).

Tous les exercices proposés dans ce document sont conformes aux nouveaux programmes des classes de Terminales C, D et E et couvrent tous les aspects de ce programme. Les exercices, conçus dans l'esprit des sujets d'examen,

1 Préface

3 Sommaire

5 Programme de chimie Terminale D

7 Programme de chimie Terminale C

9 C₁ - Généralités sur les solutions aqueuses

11 C₂ - Produit ionique de l'eau et pH

13 C₃ - Acides forts et bases fortes

17 C₄ - Acides faibles et bases faibles. Couple acide-base

21 C₅ - Réaction entre un acide fort et une base forte

26 C₆ - Réaction acide faible - base forte ; réaction acide fort - base faible

46 C₇ - Les alcools, les aldéhydes et les cétones

57 C₈ - Les amines

61 C₉ - Les acides carboxyliques et leurs dérivés

66 C₁₀ - Estérification - Hydrolyse - Saponification

75 C₁₁ - Les acides α -aminés

82 C₁₂ - Cinétique chimique

97 Corrigés des exercices de chimie

PREMIERE PARTIE : Exercices de chimie

DEUXIEME PARTIE :

permettent aux candidats de se préparer efficacement pour les devoirs surveillés, pour le Baccalauréat et pour les concours d'entrée à l'U.N.B.

Les épreuves complètes (Physique et Chimie) proposées au Baccalauréat dans les séries C, D et B constituent la deuxième partie du document de Physique que vous pouvez vous procurer chez votre libraire.

Nous remercions tous ceux-élèves aussi bien que professeurs - qui voudront bien nous faire part de leurs observations. Il en sera tenu compte dans toute la mesure du possible dans les prochaines éditions.

Nous souhaitons que cet ouvrage, élaboré pour les élèves, puisse aider nos collègues que nous remercions à l'avance pour toutes les critiques et suggestions visant à son amélioration qu'ils auront l'amabilité de nous transmettre dans l'intérêt des sciences physiques.

LES CORRIGES DES EXERCICES

Nous avons proposé des corrigés détaillés et commentés pour certains exercices et des corrigés abrégés pour d'autres.

Les rares exercices marqués du signe "SS" sont "Sans solution".

A - CHIMIE GÉNÉRALE

Acides et bases en solution aqueuse.

I) L'eau

1. L'eau, solvant ionisant

2. Produit ionique ; pH d'une solution.

II) Les solutions aqueuses d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium

1. Solution aqueuse d'acide chlorhydrique.

2. Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium.

3. pH des solutions aqueuses.

III) Couples acide - base

1. Définition des couples acide-base, exemples.

2. Définition de la constante K_a ; applications : Classification des couples acide - base, domaines de prédominance de la forme acide et de la forme basique.

3. Cas particuliers des acides forts et des bases fortes.

IV) Réactions acide - base

1. Acide faible, base forte

2. Acide fort, base faible

3. Acide fort, base forte.

V) Application au dosage par pH - mètre

B - CHIMIE ORGANIQUE

1. Notions élémentaires de stéréochimie

2. Possibilité de rotation autour d'une liaison C-C ; planité des doubles liaisons.

3. Notion de configuration, de conformation ; cas du cyclohexane

4. Carbone asymétrique, énantiomérie ; chiralité ; activité optique.

II) Les alcools

1. Existence des trois classes d'alcools ; nomenclature.

2. Préparation par hydratation d'un alcène. Obtention de l'éthanol par fermentation.

3. Quelques propriétés des alcools :

a) Réaction avec le sodium

b) Déshydratation de l'éthanol

c) Oxydation des alcools primaires et secondaires ; groupe carbonyle $C=O$

des aldéhydes et des cétones ; caractère réducteur des aldéhydes ; passage aux phosphates d'alkyle.

d) Passage aux phosphates d'alkyle.

CONSEILS ET RECOMMANDATIONS

1) Comment apprendre une leçon de sciences physiques ?

Traiter les notes prises en classe.

Améliorer la présentation matérielle.

Souligner le plan.

Trouver dans le manuel la leçon correspondante.

Reporter les grandeurs, leurs symboles et leurs unités.

Reporter les lois, leurs noms.

Lire le livre et comparer avec ses notes.

Refaire les schémas des montages, des expériences.

Mémoriser les connaissances fondamentales.

Memoriser les lois et leurs conditions d'application.

Refaire toutes les démonstrations faites en classe.

Faire des exercices nouveaux.

Noter les questions à poser au professeur sur les parties non comprises.

2) Comment résoudre un exercice de sciences physiques

- Lire l'énoncé entièrement et attentivement ;

• Repérer les notes importants

• Observer les schémas ou les documents

• Faire l'inventaire des données

• Passer des données aux questions posées ;

• Identifier les grandeurs concernées et leur représentation littérale.

• Reconnaître la situation physique et choisir les lois à appliquer.

• Passer de l'énoncé au modèle ; faire un schéma clair et grand, écrire une équation bilan...

• Choisir puis mettre en œuvre l'outil mathématique adapté.

• Reasonner en utilisant le calcul littéral.

• Donner, lorsque c'est possible, l'expression littérale du résultat et vérifier sa vraisemblance.

• Effectuer le calcul numérique ; utiliser des unités cohérentes dans le cadre du système international.

• Mettre en évidence la conclusion ou la question demandée.

A - CHIMIE GÉNÉRALE

Acides et bases en solution aqueuse

I) L'eau

1. L'eau, solvant ionisant
2. Produit ionique ; pH d'une solution

II) Les solutions aqueuses d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium

1. Solution aqueuse d'acide chlorhydrique
2. Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium
3. pH de ces solutions.

III) Couples acide - base

1. Définition des couples acide - base ; exemples
2. Définition de la constante d'acidité Ka ; applications :
3. Classification des couples acide-base, domaines de prédominance de la forme acide et de la forme basique.
3. Cas particuliers des acides forts et des bases fortes.

IV) Réactions acide-base

1. Acide faible - base forte
2. Acide fort-base faible
3. Acide fort-base forte

V) Application au dosage par pH mètre

B - CHIMIE ORGANIQUE

I) Notions élémentaires de stéréochimie : rappels

- Possibilité de rotation autour d'une liaison C - C ; planéité des doubles liaisons

II) Les alcools

1. Existence des trois classes d'alcool ; nomenclature.
2. Préparation par hydratation d'un alcène ; obtention de l'éthanol par fermentation.
3. Quelques propriétés des alcools
- a) Réaction avec le sodium
- b) Déshydratation de l'éthanol

C - CHIMIE CHIMIQUE

1. Définition de la vitesse de formation d'un corps
- II) Etude qualitative de l'influence des concentrations et de la température
1. Influence des concentrations.
2. Influence de la température.
- III) Catalyse
1. Définition
2. Exemples.

IV) Les acides carboxyliques

1. Formule des acides carboxyliques, exemples.
2. Réactions d'estérification et d'hydrolyse. Saponification des esters.
3. Passage aux fonctions dérivées : anhydride d'acide et chlorure d'acyle. Intérêt en ce qui concerne la synthèse des esters.
4. Passage aux amides

V) Les acides α - quinés

1. Formule générale et exemples ; représentation de Fischer et nomenclature de configuration D et L ; chiralité et activité optique.
2. Existence de plusieurs formes : non ionique et ionique ; amphion.
3. Liaison peptidique ; passage aux protéines.
4. Importance des protéines en biochimie ; cas des enzymes

VI) Les amines

1. Existence des trois classes d'amines ; nomenclature.
2. Quelques propriétés des amines :
- caractère basique
- caractère nucléophile ; réaction avec les dérivés halogénés (réaction d'HOFMANN), passage aux amides.

IV) Les acides carboxyliques

1. Formule des acides carboxyliques, exemples.
2. Réactions d'estérification et d'hydrolyse. Saponification des esters.
3. Passage aux fonctions dérivées : anhydride d'acide et chlorure d'acyle. Intérêt en ce qui concerne la synthèse des esters.
4. Passage aux amides

On donne : $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$.

On ajoute $5,85 \text{ g}$ de chlorure de sodium solide à la solution précédente. Calculer la concentration des ions chlorure Cl^- et des ions sodium Na^+ dans le mélange.

Calculer le volume V_0 mesuré dans les conditions normales de température et de pression.

Un volume $V = 2 \text{ L}$ d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_1 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ est obtenu en dissolvant un volume V_0 de chlorure d'hydrogène gazeux dans l'eau distillée.

EXERCICE C₁-4

Calculer la nouvelle concentration molaire.

c) A la solution précédente on ajoute $V_0 = 1,5 \text{ L}$ d'eau.

Na = 23 g/mol ; Cl = $35,5 \text{ g/mol}$.

b) Quelle est alors la concentration massique de la solution obtenue ? On donne : $V_0 = 500 \text{ cm}^3$ d'une solution de concentration molaire $0,02 \text{ mol/L}$ en NaCl ?

3) a) Quelle masse de chlorure de sodium NaCl faut-il dissoudre dans de l'eau pour obtenir 500 cm^3 d'une solution aqueuse est tonique ?

c) Comment mettre en évidence qu'une solution aqueuse est tonique ?

h) Comment peut-on montrer qu'une solution aqueuse est acide ?

2) a) Qu'est-ce qu'une solution aqueuse ?

b) Établir l'expression entre la concentration molaire et la concentration massique.

1) Qu'appelle-t-on concentration molaire et concentration massique ?

EXERCICE C₁-3

On donne : $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$.

1) Déterminer la concentration molaire de cette solution.

2) Calculer la masse d'hydroxyde de sodium nécessaire pour préparer $2,5 \text{ L}$ de cette solution. En déduire le nombre de moles d'hydroxyde de sodium correspondant.

3) La concentration massique d'une solution d'hydroxyde de sodium est égale à $2,5 \text{ g/L}$.

EXERCICE C₁-2

On donne les masses molaires atomiques en g/mol : $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$; $\text{Na} = 23$.

1) Calculer la concentration molaire de la solution obtenue.

2) Calculer la concentration molaire de la solution obtenue.

3) Quelle masse d'hydroxyde de sodium faut-il dissoudre dans l'eau distillée pour obtenir $1,5 \text{ L}$ de solution de concentration molaire $C = 0,04 \text{ mol/L}$?

EXERCICE C₁-1

On dissout 2 g d'hydroxyde de sodium (NaOH) dans 5 L d'eau distillée.

GENERALITES SUR LES SOLUTIONS AQUEUSES

(c₁)

1. Influence des concentrations.

2. Influence de la température.

III) Catalyse

1. Définition

2. Exemples

II) Etude qualitative de l'influence des concentrations et de la température

I) Définition de la vitesse de formation d'un corps

C - GÉNÉRIQUE CHIMIQUE

1. Formule générale et exemples

2. Existence de plusieurs formes : non ionique et ionique ; amphion.

3. Liaison peptidique ; passage aux protéines.

IV) Les acides α-amino

4. Passage aux amides

1. Formules des acides carboxyliques ; exemples.

2. Réactions d'estérification et d'hydrolyse. Saponification des esters.

3. Passage aux fonctions dérivées : anhydride d'acide et chlorure d'acyle.

Intérêt en ce qui concerne la synthèse des esters.

III) Les amines

1. Existence des trois classes d'amines ; nomenclature

2. Caractère basique des amines

IV) Les acides carboxyliques

1. Formules des acides carboxyliques ; exemples.

2. Réactions d'estérification et d'hydrolyse. Saponification des esters.

3. Passage aux fonctions dérivées : anhydride d'acide et chlorure d'acyle.

Intérêt en ce qui concerne la synthèse des esters.

4. Exemples de polyalcools :
- Le glycérol
- Le glycol : formule, principe de sa préparation, utilisations

5. Oxydation des alcools primaires et secondaires ; groupe carbonyle $>C=O$ des aldéhydes et des cétones ; caractère réducteur des aldéhydes ; passage aux acides carboxyliques.

ACIDES FORTS ET BASES FORTES

EXERCICE C₃₋₁

On dispose de deux solutions d'acides forts : l'une S₁ d'acide chlorhydrique HCl de pH₁ = 2,2 et de concentration molaire C₁, l'autre S₂ d'acide sulfurique H₂SO₄ de concentration molaire C₂.
 a) Calculer les concentrations C₁ et C₂ de S₁ et de S₂.
 b) Le mélange d'un volume V₁ de S₁ avec un volume V₂ de S₂ conduit à une solution S de volume V = 500 cm³ et de pH = 3.
 Faire l'inventaire des espèces présentes en solution et calculer V₁ et V₂.

EXERCICE C₃₋₂

Une solution de dihydroxyde de calcium Ca(OH)₂ de concentration C = 149 mg/L a un pH = 11,6 à 25°C.
 a) Quelle est la molarité en ions OH⁻ de cette solution ?
 b) Montrer que le dihydroxyde de calcium est une base forte.
 On donne : M(Ca) = 40 g/mol ; M(O) = 16 g/mol ; M(H) = 1 g/mol.

EXERCICE C₃₋₃

On dispose d'un volume V₁ = 500 mL d'acide bromhydrique de concentration C₁ = 0,81 g/L ; le pH de la solution est égal à 2.
 1) Montrer que l'acide bromhydrique HBr est un acide fort.
 2) On dissout un volume V₂ de chlorure d'hydrogène (gaz) dans la solution précédente. Le pH de la solution S' obtenue est égal à 1,4.
 Déduire de cette mesure, les concentrations des espèces présentes dans la solution S' et le volume de gaz chlorhydrique dissous.
 3) Quelle masse d'hydroxyde de calcium Ca(OH)₂ (solide) faut-il ajouter (sans variation de volume) dans la solution S' pour que le pH prenne la valeur 1 ?
 On donne : M(HBr) = 81 g/mol ; M(Ca) = 40 g/mol ; Volume molaire V₀ = 22,4 L/mol.

EXERCICE C₃₋₄

On mélange 100 mL d'acide chlorhydrique à 10⁻² mol/L et 100 mL d'acide bromhydrique HBr de concentration inconnue C. Le pH de la solution obtenue est égal à 1,4.
 a) Quelles sont les concentrations des ions H₃O⁺, Cl⁻, Br⁻ et OH⁻ dans le mélange ?
 b) Les acides HCl et HBr sont des acides forts et le restent même quand on les mélange.
 c) Quelles est la concentration C de la solution bromhydrique initiale ?

EXERCICE C₃₋₅

On considère une solution à 38 % en masse d'acide chlorhydrique HCl. Cette solution concentrée est notée S₁. Sachant que la masse volumique de la solution S₁ est égale à 1,18 g/cm³, déterminer :
 a) la densité de la solution S₁.

EXERCICE C₂₋₅

On considère une solution S₁ de chlorure de sodium de molarité C₁ = 0,05 mol/L. On mélange 100 cm³ de la solution S₁ avec 600 cm³ de la solution S₂.
 a) Calculer les molarités des différents ions présents dans le mélange obtenu.
 b) Que vaut le pH du mélange à 25°C ?
 R.E. : Le dichlorure de magnésium et le chlorure de sodium NaCl sont entièrement dissociés et ionisés en solution aqueuse.
 On donne : Mg = 24,3 g/mol ; Cl = 35,5 g/mol.

Espace	Ca ²⁺	Cl ⁻	Na ⁺	K ⁺	Mg ²⁺	SO ₄ ²⁻	HCO ₃ ⁻	NO ₃ ⁻	c en mg/L	10 ³ c en mol.L ⁻¹
	54	115	70	15	19	9,5	260	0		

1) Compléter ce tableau en calculant la molarité de la solution en ions hydrogénéocarbonate HCO₃⁻.
 2) Vérifier la neutralité électrique de la solution en négligeant les quantités d'ions apportées par l'autoprotolyse de l'eau.
 3) Calculer le pH de l'eau minérale de Possotomé sachant que l'équation d'électroneutralité tenant compte de tous les ions présents dans la solution conduit à la relation :
 $[H_3O^+] + 7,6999 \cdot 10^{-3} = [OH^-] + 7,7000 \cdot 10^{-3}$
 dans laquelle les concentrations sont exprimées en mole par litre.

EXERCICE C3-6

1) a) Calculer les molarités des espèces chimiques présentes dans la solution S₁.
 b) Four préparer 10 L d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration C_m = 10⁻² mol/L ; on prélève un volume V₁ de la solution S₁ et on y ajoute de l'eau distillée. Déterminer le volume V₂ et le volume d'eau distillée ajoutée.
 c) On prépare une solution S₂ en dissolvant une masse m d'hydroxyde de calcium Ca(OH)₂ dans 500 cm³ d'eau pure.
 d) On prélève 10 cm³ de la solution S₂ et on ajoute 90 cm³ d'eau pure. Quelle est la nouvelle valeur du pH ?
 e) On prépare une solution S₃ en dissolvant une masse m d'hydroxyde de calcium Ca(OH)₂ dans 500 cm³ d'eau pure.
 f) La concentration molaire de la solution S₃ est égale à 4.
 g) On prépare une solution S₄ en dissolvant une masse m d'hydroxyde de calcium Ca(OH)₂ dans 500 cm³ d'eau pure. La solution S₄ est en équilibre avec une base forte.
 h) Montrer que l'hydroxyde de sodium est une base forte.
 i) Décrire deux expériences permettant de prouver que la solution S₄ contient des ions Na⁺ et OH⁻.
 j) Quel volume V d'eau faut-il ajouter à la solution S₄ pour obtenir une solution de pH = 10 ?
 k) En déduire la concentration C₂ des ions Na⁺ dans la solution S₂ pour obtenir une solution de pH = 12.
 l) Quelle quantité d'hydroxyde de sodium faut-il ajouter à la solution S₂ pour obtenir une solution de volume total V = 120 cm³ et de pH = 7 ?
 m) Quels volumes V₁ de S₁ et V₂ de S₂ doit-on mélanger pour avoir une solution de masse m d'acide bromhydrique de concentration molaire C₁ inconnue.
 n) L'acide sulfurique de concentration molaire C₂ = 1,5 · 10⁻² mol.L⁻¹
 o) On prélève 100 mL de la solution A et on y ajoute une solution aqueuse de nitrate d'argent (Ag⁺ + NO₃⁻) en excès : on obtient un précipité blanc de masse m = 172,2 mg.
 p) Ecrire l'équation de la réaction de précipitation
 q) Calculer la valeur de la concentration C₁ de l'acide chlorhydrique.
 r) Dans un bécquer on mélange un volume V₁ = 20 cm³ de la solution A, un volume V₂ = 25 cm³ de la solution B et un volume V₃ = 15 cm³ de la solution C.
 s) Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans le mélange.
 t) A l'aide d'un pH-mètre, on mesure le pH du mélange. Quelle est l'indicateur du pH-mètre ?
 u) On donne : M(Ag) = 108 g/mol ; M(Cl) = 35,5 g/mol.

EXERCICE C3-7

On dispose de trois solutions d'acides forts :
 - Solution A d'acide chlorhydrique de concentration molaire C₁ inconnue.
 - Solution B d'acide sulfurique de concentration molaire C₂ = 1,5 · 10⁻² mol.L⁻¹
 - Solution C d'acide bromhydrique de concentration molaire C₃ = 6,48 g.L⁻¹
 On prélève 100 mL de la solution A et on y ajoute une solution aqueuse de nitrate d'argent (Ag⁺ + NO₃⁻) en excès : on obtient un précipité blanc de masse m = 172,2 mg.
 a) Ecrire l'équation de la réaction de précipitation
 b) Calculer la valeur de la concentration C₁ de l'acide chlorhydrique.
 c) Dans un bécquer on mélange un volume V₁ = 20 cm³ de la solution A, un volume V₂ = 25 cm³ de la solution B et un volume V₃ = 15 cm³ de la solution C.
 d) Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans le mélange.
 e) A l'aide d'un pH-mètre, on mesure le pH du mélange. Quelle est l'indicateur du pH-mètre ?
 f) On donne : M(Ag) = 108 g/mol ; M(Cl) = 35,5 g/mol.

EXERCICE C3-8

On dissout 11,2 cm³ de chlorure d'hydrogène pris dans les conditions normales dans 500 mL d'eau pure. Le pH de la solution S obtenue est égal à 3. Le volume molaire dans les conditions normales est 22,4 L.
 a) Calculer la concentration molaire des espèces chimiques présentes dans la solution S.
 b) En déduire le pH_p de la solution B.
 c) On donne : M(Na) = 23 g/mol ; M(O) = 16 g/mol ; M(H) = 1 g/mol.

EXERCICE C3-9

1) - Calculer les molarités des différentes espèces chimiques présentes dans la solution S.
 - Montrer que la réaction entre le chlorure d'hydrogène et l'eau est totale.
 2) Quel volume V de chlorure d'hydrogène faut-il dissoudre dans la solution S₁ pour que son pH devienne égal à 2 ? La solution de pH = 2 est notée solution S₂.
 3) Avec quel volume d'eau faut-il diluer cette solution S₁ pour que le pH soit égal à 4 ?
 4) Décrire deux expériences montrant la nature des ions H⁺ et Cl⁻ présents dans la solution.

EXERCICE C3-10

On considère les trois solutions suivantes :
 - Solution S₁ d'hydroxyde de sodium de molarité C₁ = 8 · 10⁻³ mol.L⁻¹
 - Solution S₂ de dihydroxyde de calcium Ca(OH)₂ de molarité C₂ = 2 · 10⁻³ mol.L⁻¹
 - Solution S₃ de chlorure de sodium NaCl de molarité C₃ = 10⁻³ mol.L⁻¹
 1) Calculer le pH de chacune des solutions S₁, S₂ et S₃.
 2) Décrire deux expériences prouvant que la solution d'hydroxyde de sodium contient des ions OH⁻ et des ions Na⁺.
 3) On obtient une solution A en mélangeant un volume V₁ = 50 cm³ de la solution S₁ et un volume V₂ = 100 cm³ de la solution S₂.
 4) Calculer la concentration des espèces chimiques présentes dans la solution A.
 5) Dans la solution A, on ajoute 0,2 g d'hydroxyde de sodium en pastilles et on obtient une solution A'. Calculer la nouvelle concentration des ions Na dans la solution A'.
 6) On obtient une solution B en mélangeant V₁ = 50 cm³ de la solution S₁, V₂ = 100 cm³ de la solution S₂ et V₃ = 100 cm³ de la solution S₃.
 7) Calculer la concentration molaire des espèces chimiques présentes dans la solution B.
 8) En déduire le pH_p de la solution B.

EXERCICE C₃-11

1) Dans 500 cm³ d'eau, on dissout un volume v de chlorure d'hydrogène dans les conditions normales de température et de pression. On obtient une solution (S₁) d'acide chlorhydrique de pH = 2.

a) Calculer la concentration molaire C_V de la solution (S₁).

b) Calculer le volume v de chlorure d'hydrogène dissous.

2) Une solution (S₂) de dihydroxyde de magnésium Mg(OH)₂ est obtenue en dissolvant 0,292 g de dihydroxyde de magnésium dans 2 litres d'eau.

a) Calculer la concentration molaire C_B de la solution (S₂).

b) En déduire le pH de la solution S₂.

3) On mélange un volume V_A = 20 cm³ de solution (S₁) avec un volume V_B = 80 cm³ de solution (S₂).

a) La solution obtenue est-elle acide, basique ou neutre ?

b) Quel est son pH ?

On donne les masses atomiques molaires suivantes : Mg : 24 g.mol⁻¹ ; O : 16 g.mol⁻¹ ; H : 1 g.mol⁻¹.

ACIDES FAIBLES ET BASSES FAIBLES COUPLE ACIDE-BASE (C₄)

EXERCICE C₄-1

Soit une solution (S₁) d'acide éthanoïque de concentration molaire volumique C₁ = 10⁻¹ mol/L. Le pH de cette solution est égal à 2,8.

1) a) Quelles sont les espèces chimiques présentes dans cette solution ?

b) Calculer les concentrations molaires de ces espèces chimiques.

c) Montrer que l'acide éthanoïque est un acide faible.

d) En déduire le coefficient de dissociation α₁ de l'acide éthanoïque dans cette solution.

2) On prépare une solution S₂ d'acide éthanoïque à partir d'un mélange de 10 cm³ de la solution S₁ avec 90 cm³ d'eau pure ; le pH de la solution S₂ est 3,4.

a) Calculer la concentration molaire C₂ de la solution S₂ ainsi préparée.

b) Calculer la valeur du coefficient de dissociation α₂ de l'acide éthanoïque que de la solution S₂.

c) Comparer α₁ et α₂. En déduire l'influence de la dilution sur la dissociation de l'acide éthanoïque.

EXERCICE C₄-2

Sur l'étiquette d'une bouteille commerciale d'ammoniac, on peut lire les informations suivantes :

masse molaire : 17 g.mol⁻¹ = M

masse volumique de la solution : 450 kg.m⁻³ = ρ

pourcentage en masse de NH₃ : 33 % = p

a) Calculer la concentration molaire de cette solution.

b) Quel volume de cette solution faut-il prélever pour préparer V₁ = 500 ml d'une solution S de concentration C₁ = 0,1 mol.L⁻¹ ?

c) Décrire le mode opératoire pour préparer les 500 ml de S.

d) Le solution S a un pH égal à 11,1 à 25° C.

e) Calculer les concentrations molaires et les quantités de matière des ions H₃O⁺ et OH⁻ présents dans la solution S.

f) Déterminer le pH du couple ion ammonium/ammoniac à 25° C.

EXERCICE C₄-3

On dissout du gaz ammoniac dans V litres d'eau.

1) Ecrire l'équation de la réaction.

2) Calculer le pH de la solution ainsi préparée sachant que le pK_a du couple NH₄⁺/NH₃ est pK_a = 9,3 et que 2 % des molécules NH₃ sont ionisées.

3) Calculer la concentration des ions ammonium et en déduire la concentration initiale de l'ammoniac.

4) On ajoute à 10 cm³ de la solution aqueuse de NH₄⁺, V ml d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration C_A = 5.10⁻³ mol/L. Pour quelle valeur de V le pH du mélange est-il égal à 9,3 ?

ACIDES FAIBLES ET BASSES FAIBLES COUPLE ACIDE-BASE (C₄)

ACIDES FAIBLES ET BASES FAIBLES COUPLE ACIDE-BASE

(C4)

EXERCICE C4-1

Soit une solution (S1) d'acide éthanoïque de concentration molaire volumique $C_1 = 10^{-1}$ mol/L. Le pH de cette solution est égal à 2,8.

1) a) Quelles sont les espèces chimiques présentes dans cette solution ?
 b) Calculer les concentrations molaires de ces espèces chimiques.
 c) Montrer que l'acide éthanoïque est un acide faible.

d) En déduire le coefficient de dissociation α_1 de l'acide éthanoïque dans cette solution.

2) On prépare une solution S2 d'acide éthanoïque à partir d'un mélange de 10 cm³ de la solution S1 avec 90 cm³ d'eau pure ; le pH de la solution S2 est 3,4.

a) Calculer la concentration molaire C2 de la solution S2 ainsi préparée.

b) Calculer la valeur du coefficient de dissociation α_2 de l'acide éthanoïque que de la solution S2.

c) Comparer α_1 et α_2 . En déduire l'influence de la dilution sur la dissociation de l'acide éthanoïque.

EXERCICE C4-2

Sur l'étiquette d'une bouteille commerciale d'ammoniac, on peut lire les informations suivantes :

masse molaire : $17 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = M$
 masse volumique de la solution : $450 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3} = \rho$
 pourcentage en masse de NH_3 : 33 % = p

a) Calculer la concentration molaire de cette solution.
 b) Quel volume de cette solution faut-il prélever pour préparer $V_1 = 500 \text{ mL}$ d'une solution S de concentration $C_1 = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?
 c) Décrire le mode opératoire pour préparer les 500 mL de S.

d) La solution S a un pH égal à 11,1 à 25° C.

e) Déterminer le pKa du couple ion ammonium/ammoniac à 25° C. Calculer les concentrations molaires et les quantités de matière des ions H_3O^+ et OH^- présents dans la solution S.

EXERCICE C4-3

On dissout du gaz ammoniac dans V litres d'eau.

1) Ecrire l'équation de la réaction.

2) Calculer le pH de la solution ainsi préparée sachant que le pKa du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ est pKa = 9,3 et que 2 % des molécules NH_3 sont ionisées.

3) Calculer la concentration des ions ammonium et en déduire la concentration initiale de l'ammoniac.

4) On ajoute à 10 cm³ de la solution aqueuse de NH_3 , V mL d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. Pour quelle valeur de V le pH du mélange est-il égal à 9,3 ?

EXERCICE C5-11

1) Dans 500 cm³ d'eau, on dissout un volume V de chlorure d'hydrogène dans les conditions normales de température et de pression. On obtient une solution (S1) d'acide chlorhydrique de pH = 2.

a) Calculer la concentration molaire C1 de la solution (S1).

b) Calculer le volume V de chlorure d'hydrogène dissous.

2) Une solution (S2) de dihydroxyde de magnésium Mg(OH)2 est obtenue en dissolvant 0,292 g de dihydroxyde de magnésium dans 2 litres d'eau.

a) Calculer la concentration molaire C2 de la solution (S2).

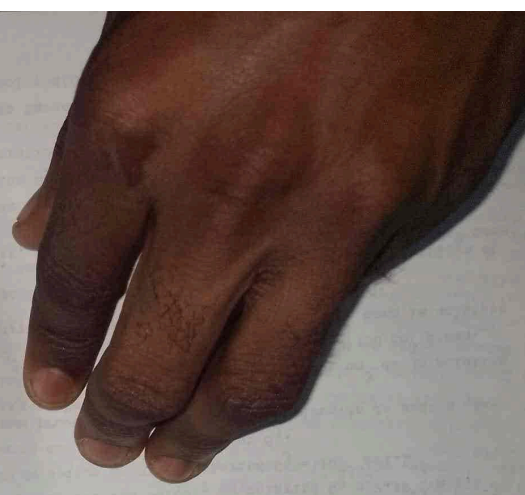
b) En déduire le pH de la solution S2.

3) On mélange un volume V1 = 20 cm³ de solution (S1) avec un volume V2 = 80 cm³ de solution (S2).

a) La solution obtenue est-elle acide, basique ou neutre ?

b) Quel est son pH ?

On donne les masses atomiques molaires suivantes : Mg : 24 g·mol⁻¹ ; H : 1 g·mol⁻¹ ; O : 16 g·mol⁻¹.



EXERCICE C₄-4

On désigne par A₁H l'acide éthanoïque CH₃COOH, par A₁⁻ sa base conjuguée ; par A₂H l'acide monochloroéthanoïque CH₂ClCOOH, par A₂⁻ sa base conjuguée ; par A₃H l'acide dichloroéthanoïque, CHCl₂COOH, par A₃⁻ sa base conjuguée ; par A₄H l'acide trichloroéthanoïque, CCl₃COOH, par A₄⁻ sa base conjuguée.

a) Le pH d'une solution aqueuse de A₁H de concentration molaire 0,01 mol/L vaut 3,4 à 25° C.

b) Le pK_a du couple A₂H/A₂⁻ est 2,9.

c) Dans une solution aqueuse de A₃H, de pH = 1,3 les concentrations molaires [A₃H] et [A₃⁻] sont égales.

d) Dans une solution aqueuse de A₄H de pH = 1, le coefficient de dissociation de A₄H est α = 0,67.

- 1) Montrer que l'acide éthanoïque est un acide faible.
- 2) Déterminer les constantes d'acidité et les pK_a des 4 couples.
- 3) Dresser un tableau permettant de classer les 4 acides, les 4 bases conjuguées que remarque-t-on ?
- 4) Préciser l'influence sur les propriétés acides, du remplacement de 1, 2 ou 3 atomes d'hydrogène du groupe méthyle -CH₃ par 1, 2 ou 3 atomes de chlore.

EXERCICE C₄-5 SS

On réalise différentes solutions en mélangeant à chaque opération une solution aqueuse d'acide éthanoïque de volume V_A et une solution aqueuse d'éthanoate de sodium de volume V_B.

Les solutions d'acide éthanoïque et d'éthanoate de sodium utilisées pour ces mélanges ont la même concentration molaire volumique C = 0,1 mol.L⁻¹. Les valeurs du pH de ces solutions pour différents volumes V_A et V_B sont indiquées dans le tableau suivant :

V _B (mL)	10	10	10	10	10	20	30	40	50
V _A (mL)	50	40	30	20	10	10	10	10	10
pH	4,1	4,2	4,3	4,5	4,8	5,1	5,3	5,4	5,5

1) On considère que les ions éthanoates sont introduits par la solution d'éthanoate de sodium et que l'acide n'est pas ionisé.

En déduire l'égalité
$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{V_B}{V_A}$$

2) Représenter graphiquement le pH en fonction de $\log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$
 Échelle : $\log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

• 10 cm sur l'axe horizontal pour une unité de $\log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

• 1 cm sur l'axe vertical pour une unité de pH.

3) Montrer que l'équation de la droite obtenue peut se mettre sous la forme

$$\text{pH} = A + B \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$
, A et B étant deux constantes.

- 4) Calculer à partir de la courbe les valeurs des constantes A et B. Que représente la constante A ?
- 5) Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques en solution pour pH = 5.

EXERCICE C₄-6

L'étiquette d'un flacon contenant une solution S₀ d'acide méthanoïque de commerce porte les indications suivantes :

- masse d'acide pur = 80 %
- densité de la solution : d = 1,18
- masse molaire moléculaire M = 46 g.mol⁻¹
- formule : HCOOH

- 1) Calculer la molarité C₀ de la solution S₀.
- 2) On prélève 1 volume v = 5 cm³ de S₀ que l'on complète à l'eau distillée pour obtenir 1 litre de solution S ; donner la molarité C de la solution S.
- 3) On mesure le pH de la solution S et on trouve 2,4. Calculer les concentrations molaires volumiques des différentes espèces chimiques de la solution S. En déduire le pK_a du couple acide méthanoïque/ion méthanoate.
- 4) On verse dans la solution S quelques gouttes d'indicateur coloré HIn. Le couple HIn/In⁻ a un pK_a égal à 5,1. La forme acide HIn de cet indicateur est rouge, la forme basique In⁻ est jaune. Une solution contenant quelques gouttes de cet indicateur coloré apparaît rouge si $\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} > 10$ et jaune si $\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} < 10$.
- a) Quelles sont les valeurs du pH délimitant la zone de virage de cet indicateur ?
- b) Quelle couleur prend alors la solution S ?

EXERCICE C₄-7

Une solution aqueuse d'acétate de sodium de concentration c₁ = 10⁻² mol.L⁻¹ a un pH égal à 8,4.

- 1) A partir du calcul des concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans la solution, montrer que le pK_a du couple CH₃CO₂/CH₃CO₂H a pour valeur 4,8.
- 2) Pour préparer un litre d'une solution S de pH égal à 5, on mélange un volume V₁ de la solution initiale et un volume V₂ d'une solution aqueuse d'acide acétique de concentration c₂ = 10⁻² mol.L⁻¹.

Calculer V₁ et V₂.
 On admettra que les ions acétates du mélange proviennent exclusivement de la solution d'acétate de sodium et que la dissociation de l'acide acétique peut être négligée.

Calculer les nombres de mole n₁ d'ions CH₃CO₂⁻ et n₂ de molécules CH₃CO₂H contenus dans la solution S.

EXERCICE C₄-4

On désigne par A₁H l'acide éthanoïque CH₃COOH, par A₁⁻ sa base conjuguée ; par A₂H l'acide monochloroéthanoïque CH₂ClCOOH, par A₂⁻ sa base conjuguée ; par A₃H l'acide dichloroéthanoïque, CHCl₂COOH, par A₃⁻ sa base conjuguée ; par A₄H l'acide trichloroéthanoïque, CCl₃COOH, par A₄⁻ sa base conjuguée.

a) Le pH d'une solution aqueuse de A₁H de concentration molaire 0,01 mol/L vaut 3,4 à 25° C.

b) Le pK_a du couple A₂H/A₂⁻ est 2,9.

c) Dans une solution aqueuse de A₁H, de pH = 1,3 les concentrations molaires [A₁H] et [A₁⁻] sont égales.

d) Dans une solution aqueuse de A₄H de pH = 1, le coefficient de dissociation de A₄H est α = 0,67.

- 1) Montrer que l'acide éthanoïque est un acide faible.
- 2) Déterminer les constantes d'acidité et les pK_a des 4 couples.
- 3) Dresser un tableau permettant de classer les 4 acides, les 4 bases conjuguées.

Que remarque-t-on ?

4) Préciser l'influence sur les propriétés acides, du remplacement de 1, 2 ou 3 atomes d'hydrogène du groupe méthyle - CH₃ par 1, 2 ou 3 atomes de chlore.

EXERCICE C₄-5

On réalise différentes solutions en mélangeant à chaque opération, une solution aqueuse d'acide éthanoïque de volume V_A et une solution aqueuse d'éthanoate de sodium de volume V_B.

Les solutions d'acide éthanoïque et d'éthanoate de sodium utilisées pour ces mélanges ont la même concentration molaire volumique C = 0,1 mol.L⁻¹. Les valeurs du pH de ces solutions pour différents volumes V_A et V_B sont indiquées dans le tableau suivant :

V _B (mL)	10	10	10	10	10	20	30	40	50
V _A (mL)	50	40	30	20	10	10	10	10	10
pH	4,1	4,2	4,3	4,5	4,8	5,1	5,3	5,4	5,5

- 1) On considère que les ions éthanoates sont introduits par la solution d'éthanoate de sodium et que l'acide n'est pas ionisé.

En déduire l'égalité $\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{V_B}{V_A}$

- 2) Représenter graphiquement le pH en fonction de $\log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$.
- Rechercher :
- 10 cm sur l'axe horizontal pour une unité de $\log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$
 - 1 cm sur l'axe vertical pour une unité de pH.

- 3) Montrer que l'équation de la droite obtenue peut se mettre sous la forme $\text{pH} = A + B \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$, A et B étant deux constantes.

- 4) Calculer à partir de la courbe les valeurs des constantes A et B. Que représente la constante A ?
- 5) Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques en solution pour pH = 5.

EXERCICE C₄-6

L'étiquette d'un flacon contenant une solution S₀ d'acide méthanoïque de commerce porte les indications suivantes :

- masse d'acide pur = 80 %
- densité de la solution : d = 1,18
- masse molaire moléculaire M = 46 g.mol⁻¹
- formule : HCOOH

- 1) Calculer la molarité C₀ de la solution S₀.
- 2) On prélève 1 volume v = 5 cm³ de S₀ que l'on complète à l'eau distillée pour obtenir 1 litre de solution S ; donner la molarité C de la solution S.
- 3) On mesure le pH de la solution S et on trouve 2,4. Calculer les concentrations molaires volumiques des différentes espèces chimiques de la solution S. En déduire le pK_a du couple acide méthanoïque/ion méthanoate.
- 4) On verse dans la solution S quelques gouttes d'indicateur coloré HIn. Le couple HIn/In⁻ a un pK_a égal à 5,1. La forme acide HIn de cet indicateur est rouge, la forme basique In⁻ est jaune. Une solution contenant quelques gouttes de cet indicateur coloré apparaît rouge si $\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} > 10$ et jaune si $\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} < 10$.
- a) Quelles sont les valeurs du pH délimitant la zone de virage de cet indicateur ?
- b) Quelle couleur prend alors la solution S ?

EXERCICE C₄-7

Une solution aqueuse d'acétate de sodium de concentration c₁ = 10⁻² mol.L⁻¹ a un pH égal à 8,4.

- 1) A partir du calcul des concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans la solution, montrer que le pK_a du couple CH₃CO₂H/CH₃CO₂⁻ a pour valeur 4,8.
- 2) Pour préparer un litre d'une solution S de pH égal à 5, on mélange un volume V₁ de la solution initiale et un volume V₂ d'une solution aqueuse d'acide acétique de concentration c₂ = 10⁻² mol.L⁻¹.

a) Calculer V₁ et V₂.

b) Admettra que les ions acétates du mélange proviennent exclusivement de la solution d'acétate de sodium et que la dissociation de l'acide acétique peut être négligée.

- c) Calculer les nombres de mole n₁ d'ions CH₃CO₂⁻ et n₂ de molécules CH₃CO₂H contenus dans la solution S.

EXERCICE C₄₋₈

Une solution aqueuse A est obtenue en mélangeant 20 mL de solution décimolaire d'acide chlorhydrique à 40 mL de solution décimolaire d'acétate de sodium. Le mélange est égal à 5.

- 1) Quelles sont, pour la solution A, les concentrations molaires :
- a) en ions H₃O⁺ et en ions OH⁻
- b) en ions sodium et en ions chlorure
- c) en ions éthanate et en molécules d'acide acétique.
- 2) Quelles sont les espèces majoritaires et minoritaires ?
- 3) Quel est le pK_a de la solution d'acide acétique dont dérive l'acétate de sodium ?

EXERCICE C₄₋₉

On prépare une solution aqueuse d'acide dichloroéthanoïque CHCl₂COOH dite solution A, de concentration molaire égale à 10⁻² mol.L⁻¹.

- 1) a) Ecrire l'équation-bilan de la réaction de cet acide avec l'eau.
- b) Montrer que cette réaction met en jeu deux couples acido-basiques. Indiquer lesquels.
- 2) Le pH de la solution est 2,3. Calculer les molarités des espèces chimiques contenues dans la solution A. En déduire :
- a) La constante d'acidité K_a et le pK_a du couple acide-base auquel appartient l'acide dichloroéthanoïque.
- b) Le coefficient d'ionisation de l'acide dans la solution A.
- 3) Quelle masse de soude pure à l'état solide faut-il dissoudre dans deux litres de la solution A pour que son pH devienne égal à 3 ?

Masses molaires atomiques de H : 1 g/mol
O : 16 g/mol
Na : 23 g/mol.

EXERCICE C₄₋₁₀

- 1) On dispose d'une solution commerciale d'acide sulfurique de densité d par rapport à l'eau égale à 1,8 et contenant 49 pour cent en masse d'acide pur. Calculer la concentration molaire C₀ de la solution commerciale.

2) On désire préparer un volume V = 300 mL d'une solution S de concentration C = 3.10⁻² mol.L⁻¹ à partir de la solution commerciale. On considère l'acide sulfurique comme un diacide fort en première approximation.

- a) Quel volume V₀ de la solution commerciale aurait-il fallu pour cela ? En déduire le volume d'eau à compléter.
- b) Calculer le pH de la solution S.

3) En réalité, le pH de la solution est égale à 1,42. On explique cela par le fait que la seconde acidité de l'acide sulfurique est faible ; l'ion HSO₄⁻ obtenu lors de l'ionisation totale de H₂SO₄ n'est pas un acide fort : il n'est que partiellement dissocié dans l'eau.

- a) Ecrire les équations des différentes réactions chimiques.
 - b) Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution.
 - c) Calculer la constante d'acidité K_a et la constante pK_a du couple acide-base présent dans la solution S₁.
- On donne : H = 1 g.mol⁻¹ ; S = 32 g.mol⁻¹ ; O = 16 g.mol⁻¹.

REACTION ENTRE UN ACIDE FORT ET UNE BASE FORTE
EXERCICE C₅₋₁

On dispose de quatre solutions d'acides forts et de bases fortes.

- Solution S₁ d'acide chlorhydrique (HCl) de molarité C₁ = 3.10⁻⁴ mol.L⁻¹.
- Solution S₂ d'acide sulfurique (H₂SO₄) de molarité C₂ = 3.10⁻⁴ mol.L⁻¹.
- Solution S₃ d'hydroxyde de sodium (NaOH) de molarité C₃ = 7.10⁻⁴ mol.L⁻¹.
- Solution S₄ de dihydroxyde de calcium (Ca(OH)₂) de molarité C₄ = 2.10⁻⁴ mol.L⁻¹.

1) Calculer le pH de chacune des solutions.

2) On mélange un volume V₃ = 30 cm³ de la solution S₃ avec un volume V₄ = 50 cm³ de la solution S₄.

- a) La solution obtenue est-elle neutre, acide ou basique ?
- b) Calculer la molarité des ions H₃O⁺ et en déduire le pH de cette solution.
- 3) On mélange un volume V₁ de la solution S₁ avec un volume V₂ de la solution S₂. Le pH du mélange est de 3,5. Le volume du mélange est de 80 cm³. Déterminer V₁ et V₂.

- 4) Quel volume V₄ de la solution S₄ faut-il mélanger avec 30 cm³ de la solution S₁ pour avoir un mélange de pH = 7 à 25 °C ?
- 5) Quel est le pH de la solution obtenue en versant 40 cm³ de la solution S₄ à 30 cm³ de la solution S₃ ?

EXERCICE C₅₋₂

On considère les cinq solutions suivantes :

- Solution A d'acide chlorhydrique (HCl) de concentration molaire C₁ = 1,2.10⁻² mol.L⁻¹.
- Solution B d'acide sulfurique (H₂SO₄) de concentration molaire C₂ = 1,5.10⁻² mol.L⁻¹.
- Solution C d'acide bromhydrique (HBr) de concentration massique 0,81g. mol⁻¹
- Solution D d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration molaire C₄ = 1,3.10⁻² mol.L⁻¹

EXERCICE C-3

Une solution aqueuse A est obtenue en mélangeant 20 mL de solution décimolaire d'acide chlorhydrique à 40 mL de solution décimolaire d'acétate de sodium. Le pH du mélange est égal à 5.

- 1) Quelles sont, pour la solution A, les concentrations molaires :
a) en ions H3O+ et en ions OH-
b) en ions sodium et en ions chlorure
c) en ions éthanate et en molécules d'acide acétique.
2) Quelles sont les espèces majoritaires et minoritaires ?
3) Quel est le pKa de la solution d'acide acétique dont dérive l'acétate de sodium ?

EXERCICE C-9

On prépare une solution aqueuse d'acide dichloroéthanoïque CHCl2COOH dite solution A, de concentration molaire égale à 10^-2 mol.L^-1.

- 1) a) Ecrire l'équation-bilan de la réaction de cet acide avec l'eau.
b) Montrer que cette réaction met en jeu deux couples acido-basiques. Indiquer lesquels.
2) Le pH de la solution est 2,3. Calculer les molarités des espèces chimiques contenues dans la solution A. En déduire :
a) La constante d'acidité Ka et le pKa du couple acide-base auquel appartient l'acide dichloroéthanoïque.
b) Le coefficient d'ionisation de l'acide dans la solution A.
3) Quelle masse de soude pure à l'état solide faut-il dissoudre dans deux litres de la solution A pour que son pH devienne égal à 3 ?

Masses molaires atomiques de H : 1 g/mol
O : 16 g/mol
Na : 23 g/mol.

EXERCICE C-4

- 1) On dispose d'une solution commerciale d'acide sulfurique de densité d par rapport à l'eau égale à 1,8 et contenant 49 pour cent en masse d'acide pur. Calculer la concentration molaire C0 de la solution commerciale.
2) On désire préparer un volume V = 300 mL d'une solution S de concentration C = 3.10^-2 mol.L^-1 à partir de la solution commerciale. On considère l'acide sulfurique comme un diacide fort en première approximation.
a) Quel volume V0 de la solution commerciale aurait-il fallu pour cela ? En déduire le volume d'eau à compléter.
b) Calculer le pH de la solution S.

3) En réalité, le pH de la solution est égale à 1,42. On explique cela par le fait que la seconde acidité de l'acide sulfurique est faible ; l'ion HSO4- obtenu lors de l'ionisation totale de H2SO4 n'est pas un acide fort ; il est partiellement dissocié dans l'eau.

- a) Ecrire les équations des différentes réactions chimiques.
b) Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution.
c) Calculer la constante d'acidité Ka et la constante pKa du couple acide-base présent dans la solution S. On donne : H = 1 g.mol^-1 ; S = 32 g.mol^-1 ; O = 16 g.mol^-1.

REACTION ENTRE UN ACIDE FORT ET UNE BASE FORTE

EXERCICE C-5-1

On dispose de quatre solutions d'acides forts et de bases fortes.
- Solution S1 d'acide chlorhydrique (HCl) de molarité C1 = 3.10^-4 mol.L^-1.
- Solution S2 d'acide sulfurique (H2SO4) de molarité C2 = 3.10^-4 mol.L^-1.
- Solution S3 d'hydroxyde de sodium (NaOH) de molarité C3 = 7.10^-4 mol.L^-1.
- Solution S4 de dihydroxyde de calcium (Ca(OH)2) de molarité C4 = 2.10^-4 mol.L^-1.
1) Calculer le pH de chacune des solutions.
2) On mélange un volume V3 = 30 cm^3 de la solution S3 avec un volume V1 = 50 cm^3 de la solution S1.

- a) La solution obtenue est-elle neutre, acide ou basique ?
b) Calculer la molarité des ions H3O+ et en déduire le pH de cette solution.
3) On mélange un volume V3 de la solution S3 avec un volume V2 de la solution S2. Le pH du mélange est de 3,9. Le volume du mélange est de 80 cm^3. Déterminer V3 et V2.
4) Quel volume V4 de la solution S4 faut-il mélanger avec 30 cm^3 de la solution S1 pour avoir un mélange de pH = 7 à 25 °C ?
5) Quel est le pH de la solution obtenue en versant 40 cm^3 de la solution S4 à 30 cm^3 de la solution S3 ?

EXERCICE C-5-2

On considère les cinq solutions suivantes :
- Solution A d'acide chlorhydrique (HCl) de concentration molaire C1 = 1,2.10^-2 mol.L^-1.
- Solution B d'acide sulfurique (H2SO4) de concentration molaire C2 = 1,5.10^-2 mol.L^-1.
- Solution C d'acide bromhydrique (HBr) de concentration massique 0,81g.
- Solution D d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration molaire C4 = 1,3.10^-2 mol.L^-1.

EXERCICE C₅-7

Un volume $V = 100 \text{ cm}^3$ d'acide chlorhydrique à $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ est obtenu en dissolvant un volume V_0 de chlorure d'hydrogène gazeux dans l'eau. La dissolution se fait sans variation de volume.

1) Calculer le volume V_0 de gaz chlorure d'hydrogène utilisé (le volume molaire est $22,4 \text{ L}$ dans les conditions de l'expérience).

2) L'acide chlorhydrique ainsi préparé est ajouté progressivement à 20 cm^3 d'une solution d'hydroxyde de sodium. On constate que l'équivalence acido-basique est atteinte pour un volume V_1 d'acide versé égal à 40 cm^3 .

a) Que représente l'équivalence acido-basique ?

b) Expliquer, en quelques lignes, la façon dont-il faut procéder pour faire le dosage. Représenter le dispositif nécessaire.

c) Calculer la concentration molaire de la solution d'hydroxyde de sodium.

EXERCICE C₅-6

1) On dissout $5,6 \text{ g}$ de chlorure d'hydrogène (volume gazeux mesuré dans les conditions normales) dans de l'eau distillée et on obtient $0,5 \text{ L}$ d'une solution A d'acide chlorhydrique.

Calculer la concentration molaire de la solution A obtenue.

2) On dissout 8 g d'hydroxyde de sodium solide dans de l'eau distillée de façon à obtenir 500 cm^3 d'une solution B d'hydroxyde de sodium.

Calculer la concentration molaire de la solution B obtenue.

3) On prélève 20 cm^3 de la solution A que l'on place dans un bécher avec quelques gouttes de bleu de bromothymol.

a) Quelle est la couleur prise par la solution contenue dans le bécher ?

b) On dose cette solution A par la solution B d'hydroxyde de sodium. Celle-ci est placée dans une burette graduée.

Calculer le volume de la solution B qu'il faut verser dans la solution A pour réaliser le virage de l'indicateur.

4) Ecrire l'équation bilan de la réaction entre la solution A d'acide chlorhydrique et la solution B d'hydroxyde de sodium.

On donne : $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; Volume molaire = $22,4 \text{ L/mol}$.

EXERCICE C₅-5

EXERCICE C₅-4

On considère les solutions suivantes :

- Solution A d'acide sulfurique (H_2SO_4) de concentration molaire $C_A = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.
- Solution B d'hydroxyde de potassium (KOH) de concentration molaire $C_B = 10^{-2} \text{ mol/L}$.
- On mélange 10 cm^3 de la solution A avec $x \text{ cm}^3$ de la solution B. Le pH du mélange varie en fonction de x . Calculer x pour $\text{pH} = 4$, pour $\text{pH} = 7$ et pour $\text{pH} = 10$.

EXERCICE C₅-3

1) Solution B d'hydroxyde de potassium (KOH) de concentration molaire $0,72 \text{ g/L}$.

2) On réalise une solution S constituée de $V_1 = 10 \text{ cm}^3$ de A_1 de $V_2 = 6 \text{ cm}^3$ de B_1 de $V_3 = 13 \text{ cm}^3$ de D et de $V_5 = 13 \text{ cm}^3$ de E .

3) La solution S est-elle acide ou basique ? Justifier la réponse.

4) Laquelle des deux solutions précédentes d'acide sulfurique ou de soude a) Laquelle des deux solutions précédentes d'acide sulfurique ou de soude doit-on verser dans la solution S pour obtenir une solution S' de pH égal à 7 à 25°C .

5) Ecrire l'équation d'électroneutralité dans la solution S'. En déduire le volume de S' et le volume V de la solution ajoutée à la solution S.

EXERCICE C₅-2

1) Calculer le pH de chaque solution.

2) On réalise une solution S constituée de $V_1 = 10 \text{ cm}^3$ de A_1 de $V_2 = 6 \text{ cm}^3$ de B_1 de $V_3 = 13 \text{ cm}^3$ de D et de $V_5 = 13 \text{ cm}^3$ de E .

3) La solution S est-elle acide ou basique ? Justifier la réponse.

4) Laquelle des deux solutions précédentes d'acide sulfurique ou de soude doit-on verser dans la solution S pour obtenir une solution S' de pH égal à 7 à 25°C .

5) Ecrire l'équation d'électroneutralité dans la solution S'. En déduire le volume de S' et le volume V de la solution ajoutée à la solution S.

EXERCICE C₅-1

1) Calculer le pH de chaque solution.

2) On réalise une solution S constituée de $V_1 = 10 \text{ cm}^3$ de A_1 de $V_2 = 6 \text{ cm}^3$ de B_1 de $V_3 = 13 \text{ cm}^3$ de D et de $V_5 = 13 \text{ cm}^3$ de E .

3) La solution S est-elle acide ou basique ? Justifier la réponse.

4) Laquelle des deux solutions précédentes d'acide sulfurique ou de soude doit-on verser dans la solution S pour obtenir une solution S' de pH égal à 7 à 25°C .

5) Ecrire l'équation d'électroneutralité dans la solution S'. En déduire le volume de S' et le volume V de la solution ajoutée à la solution S.

EXERCICE C₅-1

1) Calculer le pH de chaque solution.

2) On réalise une solution S constituée de $V_1 = 10 \text{ cm}^3$ de A_1 de $V_2 = 6 \text{ cm}^3$ de B_1 de $V_3 = 13 \text{ cm}^3$ de D et de $V_5 = 13 \text{ cm}^3$ de E .

3) La solution S est-elle acide ou basique ? Justifier la réponse.

4) Laquelle des deux solutions précédentes d'acide sulfurique ou de soude doit-on verser dans la solution S pour obtenir une solution S' de pH égal à 7 à 25°C .

5) Ecrire l'équation d'électroneutralité dans la solution S'. En déduire le volume de S' et le volume V de la solution ajoutée à la solution S.

3) Quelle masse d'hydroxyde de sodium faut-il dissoudre dans l'eau pour obtenir $V_1 = 1$ litre de solution ayant cette concentration ?
 On donne : $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$.

EXERCICE C₅-9

Un bécher contient une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_1 = 10^{-1} \text{ mol/L}$.

1) Quel volume de gaz chlorure d'hydrogène, mesuré dans les conditions normales, faut-il dissoudre dans l'eau pour obtenir 500 ml de solution ayant cette concentration molaire ?

2) Dans $V_2 = 300 \text{ ml}$ de cette solution on ajoute une masse m d'hydroxyde de sodium pur.

a) Ecrire l'équation de la réaction.

b) Quelle doit être la valeur de la masse m pour obtenir la neutralisation acide-basique ?

3) Quelle serait la molarité de la solution d'hydroxyde de sodium qu'on obtiendrait en dissolvant cette masse m dans 2 L d'eau ?

On donne : $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$.

EXERCICE C₅-9

Dans un bécher contenant un volume $V_0 = 10 \text{ cm}^3$ d'acide chlorhydrique, on verse, à l'aide d'une burette, une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $0,4 \text{ g/L}$.

Le tableau ci-dessous indique pour différentes valeurs du volume V_p de la solution de base versée, les valeurs correspondantes du pH.

V_p en mL	0	2	4	6	8	9	9,4	9,8	10,2	10,4	10,6	11	12	13	14	15
pH	1,9	2	2,2	2,4	2,8	3,1	3,4	4,6	9,1	9,7	10	10,4	10,7	10,9	11	11,1

1) Proposer un schéma du dispositif permettant d'effectuer ce dosage.

2) Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit au cours de ce dosage.

3/a) Construire le graphique $\text{pH} = f(V_p)$ sur papier millimétré.

Bonnes : en abscisse 1 cm pour 1 cm³ ; en ordonnée 1 cm pour une unité de pH.

b) A l'aide du graphique obtenu, déterminer le point d'équivalence E ; en déduire la concentration C_0 en mol/L de la solution d'acide chlorhydrique utilisée.

c) Quelle est la nature de la solution obtenue à l'équivalence ?

d) Calculer les concentrations molaires volumiques des différentes espèces chimiques présentes dans la solution lorsqu'on a versé un volume $V_p = 3 \text{ cm}^3$ d'hydroxyde de sodium.

5) Si on évapore l'eau de la solution obtenue à l'équivalence, on obtiendra un solide blanc.

Calculer sa masse.

6) On dispose des trois indicateurs colorés suivants :

Phénolphthaléine : zone de virage de pH = 8 à pH = 10
 Bleu de bromothymol : zone de virage de pH = 6 à pH = 7,6
 a) Choisir en le justifiant l'indicateur coloré le plus indiqué pour ce dosage.

b) Comment serait repéré le volume équivalent ?

On donne : $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$.

EXERCICE C₅-10

On dispose des 3 solutions aqueuses suivantes :

- Solution S_1 d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

- Solution S_2 de chlorure de calcium CaCl_2 de concentration $C_2 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

- Solution S_3 d'hydroxyde de calcium Ca(OH)_2 de concentration $C_3 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

2) On prépare une solution S en mélangeant $V_1 = 50 \text{ mL}$ de S_1 , $V_2 = 30 \text{ mL}$ de S_2 et $V_3 = 20 \text{ mL}$ de S_3 .

Calculer le pH de la solution S obtenue.

3) On verse dans la solution quelques gouttes d'indianthine. Le tableau ci-dessous donne les couleurs de l'indianthine en fonction du pH.

pH	←	3,1	orange	4,4	jaune
----	---	-----	--------	-----	-------

a) Quelle est la coloration de la solution S ?

b) $C_4 = 2 \text{ g/L}$ doit-on verser dans la solution S pour obtenir un mélange de couleur jaune ?

c) Quel devrait être le volume minimal d'hydroxyde de calcium (solution S_3) à ajouter à la solution S pour obtenir un mélange de couleur jaune ?

EXERCICE C₅-11

1) On obtient une solution S en mélangeant un volume $V_1 = 20 \text{ mL}$ d'une solution d'acide sulfurique de concentration $C_1 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ avec un volume $V_2 = 40 \text{ mL}$ d'une solution d'hydroxyde de potassium de concentration $C_2 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

Calculer le pH₁ de la solution S obtenue.

2) Le mélange précédent est dilué par de l'eau distillée et son volume est porté à 100 mL. On obtient une solution S' .

Calculer le pH₂ de la solution S' .

3) Répondez aux questions suivantes :

a) Quel volume V_3 d'acide chlorhydrique centimolaire faut-il ajouter dans la solution S' pour que son pH devienne égal à 1 ?

2) Quel volume V_1 d'hydrogène gazeux faut-il dissoudre dans la solution S pour que son pH soit égal à 7 ? Le volume molaire des gaz est de 22,4 l/mol.

EXERCICE C₅-12

On dispose de $V_1 = 100$ ml d'une solution d'hydroxyde de calcium Ca(OH)_2 de concentration $C_1 = 4 \cdot 10^{-2}$ mol/L.

1) Quel est son pH ?

2) Quel volume V_2 d'acide nitrique de concentration molaire $2 \cdot 10^{-2}$ mol/L faut-il verser dans la solution précédente pour qu'il y ait l'équilibre le pH soit égal à 7 ?

- a 4
- b 7
- c 10

EXERCICE C₅-13

Dans un bécher contenant $V_B = 20$ cm³ d'une solution alcoolique d'éthanolate de sodium ($\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^- + \text{Na}^+$) de concentration molaire C_B on verse à l'aide d'une burette, une solution aqueuse d'acide chlorhydrique centimolaire. On mesure le pH en fonction du volume V_A d'acide versé. Les résultats sont consignés dans le tableau suivant :

V_A en cm ³	0	2	4	6	8	9	9,6	9,8	10	10,4	11	12	14	16	18
pH mesuré	11,7	11,4	11,2	10,8	10,4	10,2	9,8	9,4	9,4	7	4,4	3,8	3,4	3,2	2,8

1) Ecrire l'équation bilan de la réaction de dosage.
2) a) Tracer la courbe représentant la variation du pH en fonction du volume d'acide chlorhydrique versé.
b) Déterminer graphiquement le point d'équivalence sur la courbe. En déduire la concentration C_B de la solution alcoolique d'éthanolate de sodium.
3) Calculer la concentration des espèces chimiques présentes dans le bécher lorsque l'on a versé $V_A = 8$ cm³ d'acide chlorhydrique.
4) On remplace l'éthanolate de sodium initial par un même volume d'hydroxyde de sodium. La courbe obtenue en 2/a/ subit-elle une modification ? Justifier la réponse.

EXERCICE C₅-14

Une solution S a été obtenue en mélangeant un volume V_1 cm³ d'une solution A d'acide nitrique de concentration égale à C_1 mol/L et V_2 cm³ d'une solution B d'hydroxyde de calcium Ca(OH)_2 de concentration égale à C_2 mol/L.

1) Déterminer les valeurs de C_1 et C_2 sachant que le pH de la solution A est 2,3 et que le pH de la solution B est 11,7.

2) Le volume de la solution S ainsi obtenue est égal à 40 cm³. Son pH vaut 7 à 25 °C.

3) Quel serait le pH d'une solution S' que l'on obtiendrait de la même façon que la solution S en remplaçant la solution d'hydroxyde de calcium par une solution d'hydroxyde de sodium de même concentration molaire ?

EXERCICE C₅-15

Dans un bécher contenant $V_B = 20$ cm³ d'une solution de dihydroxyde de magnésium Mg(OH)_2 de molarité C_B inconnue, on verse à l'aide d'une burette, une solution aqueuse centimolaire d'un monoacide fort HA. On mesure le pH en fonction du volume V_A d'acide versé. Les résultats sont consignés dans le tableau suivant :

V_A (cm ³)	0	2	3	4	5	6	7	8	9	9,5	9,9	10	10,1	10,5	11	12	13	14
pH	11,7	11,5	11,5	11,4	11,3	11,2	11,0	10,85	10,55	10,2	9,5	7,0	4,5	3,85	3,2	3,0	2,9	

1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre les solutions de l'acide HA et de la base utilisée.
2) Calculer C_B à partir de la valeur du pH de la solution initiale de base ($V_A = 0$).
3) Tracer sur papier millimétré la courbe de la variation du pH en fonction du volume V_A d'acide versé.
Echelles
Abscisse : 1 cm pour 1 cm³
Ordonnée : 1 cm pour 1 unité de pH

4) Déterminer les coordonnées du point d'équivalence E. En déduire une valeur approchée de la concentration C_B . Comparer cette valeur à celle trouvée en 2).

5) Le mélange obtenu à l'équivalence est complètement déshydraté. Le composé X obtenu a une masse $m = 7,4$ mg.

a) Déterminer la masse molaire moléculaire de l'acide utilisé.
b) Donner le nom de cet acide à partir du tableau suivant :

Acides		Masse molaire moléculaire (g/mol)	
Acide chlorhydrique (HCl)	36,50	Acide sulfurique (H ₂ SO ₄)	98
Acide nitrique (HNO ₃)	63		

5) Le dosage précédent peut être suivi à l'aide d'un indicateur coloré, lequel des indicateurs colorés suivants est approprié pour ce dosage ? On indiquera la raison :

Phénolphthaléine : 3,1
Bleu de bromothymol : 6,0
Phénolphthaléine : 8

7) Calculer les molarités des différentes espèces chimiques présentes dans le mélange obtenu lorsqu'on verse les volumes suivants d'acide :

Bleu de bromothymol : 6,0
Phénolphthaléine : 8

On donne en g/mol les masses molaires atomiques :
 $N = 14$; $O = 16$; $S = 32$.
 $Mg = 24$; $H = 1$; $Cl = 35,5$; $N = 14$; $O = 16$; $S = 32$.

EXERCICE C⁶-1
 REACTION ACIDE FAIBLE-BASE FORTE, REACTION

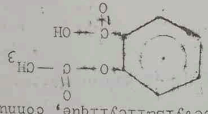
On dose par pH-métrie 20 cm³ d'une solution d'un monoacide carboxylique, de formule générale AH, de concentration molaire initiale inconnue par une solution d'hydroxyde de sodium déionisée.

1) Faire le schéma du dispositif expérimental.
 2) Tracer la courbe de variation du pH en fonction du volume de base versé. En ordonnée : 1 cm pour une unité pH. En abscisse : 1 cm pour 2 cm³. Le tableau des résultats expérimentaux est le suivant :

V _B	pH
0	2,65
2	3,2
4	3,6
6	4,2
8	4,2
10	4,3
12	4,4
14	4,7
16	5,05
18	5,15
19	19,4
19,8	19,8
20	6,45
20,2	6,7
20,4	9,1
20,6	10,35
21	11,45
23	11,6
25	11,75

3) Commenter l'allure de la courbe.
 4) Dans quelle condition est-on à l'équivalence. Déterminer graphiquement le point équivalent, l'agit-il d'un acide fort ou d'un acide faible ? Calculer la concentration de l'acide.
 5) On considère les indicateurs colorés suivants :

- Bleu de bromothymol : zone de virage de 6 à 7,6
- Phénolphthaléine : " " de 8 à 10
- Bleu de bromophénol : " " de 3 à 4,6



L'acide acétylsalicylique est le composant actif des comprimés d'aspirine. Le

EXERCICE C⁶-2

1) Après avoir identifié l'acide dosé, (question 6) écrire la réaction ayant lieu dans le mélange (lors du dosage).
 2) Comment peut-on expliquer le fait qu'à l'équivalence le pH de la solution soit supérieur à 7 et non égal à 7 ?
 3) Quelles sont les espèces majoritaires, mineures et ultramineures lorsque le volume de soude versé est 10,15 cm³ ?

acide	K _a
Méthanoïque HCOOH	1,7 · 10 ⁻⁴
Ethanoïque CH ₃ COOH	1,8 · 10 ⁻⁵
Propanoïque C ₂ H ₅ COOH	1,4 · 10 ⁻⁵
Monopropénoïque C ₃ H ₅ COOH	6,3 · 10 ⁻⁵

6) Trouver graphiquement la valeur du pK_a de l'acide dosé. En déduire la valeur de K_a. Identifier cet acide dans le tableau ci-dessous :

Qu'est-ce qu'un indicateur coloré ?
 Quels indicateurs colorés peut-on utiliser ?

1) Déterminer la formule brute et la masse molaire de l'aspirine.
 2) On se propose de déterminer la masse d'acide contenue dans un comprimé d'aspirine. Pour cela, on dissout un comprimé d'aspirine (non étié) dans 250 cm³ d'eau distillée. Le mélange obtenu est agité à l'aide d'un agitateur magnétique pendant une vingtaine de minutes jusqu'à la dissolution aussi complète que possible de l'aspirine. On dose 100 ml de la solution A d'aspirine à l'aide d'une solution B d'hydroxyde de sodium déionisée. Dans les conditions expérimentales du dosage, l'ester ne réagit pas avec la solution d'hydroxyde de sodium. Le dosage suivi au pH-mètre a donné les résultats suivants :

en cm ³	pH
0	0,5
1	2,77
2	3,10
3	3,40
4	3,45
5	3,50
6	3,55
7	3,60
8	3,80
9	4,04
10	4,20
10,5	4,70
11	10,8
11,3	11,3
12	11,9
13	12,1

3) Faire le schéma du dispositif expérimental.
 4) Construire la courbe pH = f(V_B)
 5) Déterminer la concentration de l'acide en abscisse 1 cm pour 1 cm³

6) L'acide acétylsalicylique est-il un acide fort ou faible ? Justifier la réponse.

c) Représenter l'équation-bilan de la réaction acide-base qui se produit lors du dosage.

- d) Déduire de la courbe obtenue les coordonnées du point équivalent - la concentration molaire C_a de la solution d'aspirine.
- e) Déterminer graphiquement le pK_a du couple acide-base ainsi mis en évidence, à partir du calcul des concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans la solution B, déterminer le pK_a du couple acide-base auquel le composé X appartient.
- f) Calculer le nombre de moles et la masse d'acide acétylsalicylique dans un comprimé d'aspirine.
- g) Calculer les concentrations molaires volumiques de toutes les espèces présentes dans la solution qui a été dosée.
- h) En déduire le pK_a . Comparer la valeur calculée du pK_a à celle déterminée graphiquement.

- i) On dispose de 3 indicateurs colorés dont on précise les zones de virage.
- phénolphthaléine (6,2 - 10)
 - rouge de phénol (6,8 - 8,4)
 - mélantène (3,1 - 4,4)
- Représenter ces zones de virage sur le graphique $pH = f(V)$. Quel(s) indicateur(s) colore(s) peut-on utiliser pour suivre le dosage à défaut de pH-mètre ? Justifier la réponse.

EXERCICE C-3

Un des laborantins du lycée a préparé quatre solutions notées 1, 2, 3, 4 de même concentration molaire volumique $C = 10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$.

- 1 : chlorure d'hydrogène
- 2 : hydroxyde de sodium
- 3 : composé X
- 4 : composé Y.

Il a oublié de coller les étiquettes indiquant la nature des composés X et Y sur les flacons contenant les solutions 3 et 4. Afin d'identifier les composés X et Y on effectue les tests décrits ci-après :

1) La mesure du pH donne : pH = 2,4 pour la solution 3 et pH = 11,9 pour la solution 4. En déduire la nature des composés X et Y : acide fort ou faible, base forte ou faible ; justifier les réponses.

2) Dans 10 cm³ de solution 3 on verse goutte à goutte la solution 2. La variation du pH du mélange en fonction du volume V de solution 2 versée est donnée dans le tableau suivant :

V (cm ³)	0	1	2	3	4	5	6	8	8	9,5	10	10,5	11	12	15	20
pH	2,4	2,7	3,1	3,3	3,5	3,7	3,9	4,3	4,7	5,1	8,2	11,4	11,7	12	12,3	12,5

- e) Déterminer graphiquement :
- Le volume de solution 2 versé à l'équivalence,
 - Le pH à l'équivalence,
 - Le pK_a du couple auquel appartient le composé X.
- b) Identifier le composé X. On donne :
- acide éthanoïque/ion méthanoate : $pK_a = 3,7$

- acide éthanoïque/ion méthanoate : $pK_a = 4,8$

Comparer, en justifiant la réponse, la force de X à celle de l'acide de l'autre couple.

c) Écrire l'équation de la réaction au rapport du dosage.

3) On mélange 30 cm³ de solution 4 avec 20 cm³ de solution 1. La solution obtenue notée S a un pH égal à 10,5.

4) Représenter l'équation-bilan de la réaction d'une base faible notée B avec l'eau.

5) À partir du calcul des concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans la solution B, déterminer le pK_a du couple acide-base auquel le composé X appartient.

6) Identifier le composé X. On donne :
- ion ammonium/ammoniac : $pK_a = 9,2$
- ion éthylammonium/éthylamine : $pK_a = 10,8$

- a) Donner l'allure de la courbe $pH = f(V)$
- b) que représente l'équivalence acido-basique ?
- c) Calculer la concentration molaire de la solution aqueuse d'éthylamine
- d) En quelques lignes, expliquer la façon dont il faut procéder pour déterminer graphiquement le pK_a du couple constitué par l'éthylamine et son acide conjugué
- e) Nom et formule de l'acide conjugué de l'éthylamine.
- f) Pour 30 cm³ d'acide chlorhydrique ajoutés à 20 cm³ de la solution précédente d'éthylamine, le pH mesuré est égal à 10,3. Quelles sont les espèces chimiques présentes dans la solution à ce stade de la manipulation ?
- g) Nom et formule de l'acide conjugué de l'éthylamine.
- h) Pour 30 cm³ d'acide chlorhydrique ajoutés à 20 cm³ de la solution précédente par l'éthylamine et son acide conjugué.
- i) lors du dosage on obtient un point particulier pour lequel le pH est égal au pK_a . Le mélange qui correspond à ce point est appelé solution tampon. Quelles expériences faut-il mettre en œuvre pour vérifier que la solution obtenue pour $pH = pK_a$ est une solution tampon ?

EXERCICE C-4

1) 100 cm³ d'acide chlorhydrique à $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ sont obtenus par dilution d'un volume V_A d'acide chlorhydrique à 1 mol/l dans l'eau pure. Déterminer le volume V_A . Expliquer brièvement comment on réalise pratiquement une telle opération.

2) L'acide chlorhydrique ainsi préparé est ajouté progressivement à 20 cm³ d'une solution aqueuse d'éthylamine, $C_{\text{H}_3\text{NH}_2}$. Un pH-mètre permet de suivre l'évolution du pH du mélange au cours de cette manipulation. On constate que l'équivalence acido-basique est obtenue pour un volume d'acide versé égal à 40 cm³.

a) Donner l'allure de la courbe $pH = f(V)$

b) que représente l'équivalence acido-basique ?

c) Calculer la concentration molaire de la solution aqueuse d'éthylamine

d) En quelques lignes, expliquer la façon dont il faut procéder pour déterminer graphiquement le pK_a du couple constitué par l'éthylamine et son acide conjugué

e) Nom et formule de l'acide conjugué de l'éthylamine.

f) Pour 30 cm³ d'acide chlorhydrique ajoutés à 20 cm³ de la solution précédente par l'éthylamine et son acide conjugué.

g) lors du dosage on obtient un point particulier pour lequel le pH est égal au pK_a . Le mélange qui correspond à ce point est appelé solution tampon. Quelles expériences faut-il mettre en œuvre pour vérifier que la solution obtenue pour $pH = pK_a$ est une solution tampon ?

EXERCICE C-5

On dispose de la solution d'un monoacide organique AH que l'on veut doser à l'aide d'une solution de soude dont on connaît la molarité $C_B = 0,2 \text{ mol.l}^{-1}$

Pour cela, on introduit dans un bécher $V_A = 50 \text{ cm}^3$ de la solution acide et on fait couler lentement, à l'aide d'une burette la solution de soude. Pour chaque volume versé, on note les valeurs du pH.

V (cm ³)	0	1	2	3	5	8	10	14	16	18	19	19,5	20	20,5	21	22	24
pH	3	3,5	3,8	4	4,2	4,5	4,7	5	5,3	5,6	6	6,4	8,6	10,5	11	11,4	11,8

exercices différents A, B, C, D et E de même concentration $C = 10^{-2}$ mol.l⁻¹ dans un laboratoire, on dispose de cinq béchers contenant cinq solutions

EXERCICE C-9

On donne : $C = 16 \text{ g.mol}^{-1}$, $H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$, $N = 23 \text{ g.mol}^{-1}$.

a) Quelle doit être la valeur de m pour que le pH de cette nouvelle solution soit égal à 3,9 ? Quelle propriété remarquable cette solution possède-t-elle ?

b) Ecrire l'équation de la réaction.

c) On ajoute à la solution une masse m d'hydroxyde de sodium pur. On négligera la variation de volume.

d) La concentration molaire volumique de la solution d'acide méthanoïque, présentes dans la solution, de la forme acide, le rapport entre la concentration de la forme basique du couple et celle de la forme acide, sachant que le pKa du couple acide-base est 3,6. Calculer :

e) le pH de la solution est 2,7. Sachant que le pKa du couple acide-base est 3,6. Calculer :

f) la base conjuguée de cet acide ?

g) Ecrire l'équation de la réaction entre l'acide méthanoïque et l'eau. Quelle est la base conjuguée de cet acide ?

h) Une quantité d'acide méthanoïque HCOOH a été obtenue en dissolvant dans l'eau une certaine quantité de solution aqueuse a été obtenue en dissolvant dans l'eau une cer-

EXERCICE C-8

On se propose de vérifier par dosage le pourcentage en masse d'acide éthanoïque dans une solution commerciale.

On a une solution d'hydroxyde de sodium. On a une solution commerciale d'acide éthanoïque. On a une solution commerciale d'acide éthanoïque.

1) Tracer la courbe de neutralisation $\text{pH} = f(V)$ de la solution aqueuse de diéthylamine.

2) Tracer la courbe $\text{pH} = f(V)$ représentant la variation du pH en fonction du volume V d'acide versé. Présenter l'échelle utilisée.

3) Déduire de la courbe :

- la concentration molaire C_p de la solution aqueuse de diéthylamine.
- le pK_a du couple acide-base.

4) Retrouver la valeur du pK_a de ce couple en utilisant la valeur du pH pour $V = 0 \text{ mL}$.

5) Pour repérer la fin du dosage, on veut utiliser un indicateur coloré. L'espèce acide de cet indicateur est notée HIn et l'espèce basique In^- . Le couple acide-base de cet indicateur est caractérisé par un $\text{pK}_a = 6$.

6) Quelles sont les valeurs du pH délimitant la zone de virage de l'indicateur coloré en admettant que la teinte de cet indicateur est nettement X ou Y si X ou Y est en concentration 10 fois supérieure à l'autre ?

7) Placer son domaine de virage sur la courbe du dosage et déterminer graphiquement la valeur V^a qui correspond au début du virage et la valeur V^b de V^a qui correspond à la fin du virage de l'indicateur.

8) Peut-on utiliser cet indicateur pour déterminer le point d'équivalence acido-basique dans ce dosage ? Justifier la réponse.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	
2,6	2,4	2,2	2,0	1,8	1,6	1,4	1,2	1,0	0,8	0,6	0,4	0,2	0,0	0,0	0,0	0,0	0,0	0,0	0,0	0,0	0,0	0,0	0,0	0,0	0,0

On réalise le dosage d'une solution de diéthylamine ($C_{\text{H}_2\text{N}}$) NH_2 à l'aide d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$. On prélève une place dans $V_b = 20 \text{ cm}^3$ de la solution basique de concentration C_b que l'on mesure le pH en fonction du volume V_a de solution acide ajoutée. Les résultats sont consignés dans le tableau ci-dessous :

EXERCICE C-7

3) Calculer le pourcentage massique de l'acide éthanoïque commercial et le comparer à l'indication donnée sur l'étiquette. Le pourcentage annoncé sur l'étiquette est-il correct ?

2) Calculer la concentration molaire C_a de la solution étendue ; en déduire celle de la solution commerciale.

1) Ecrire l'équation de la réaction acido-basique

On se propose de vérifier par dosage le pourcentage en masse d'acide éthanoïque dans une solution commerciale.

On a une solution d'hydroxyde de sodium. On a une solution commerciale d'acide éthanoïque. On a une solution commerciale d'acide éthanoïque.

1) Tracer la courbe de neutralisation $\text{pH} = f(V)$ de la solution aqueuse de diéthylamine.

2) Tracer la courbe $\text{pH} = f(V)$ représentant la variation du pH en fonction du volume V d'acide versé. Présenter l'échelle utilisée.

3) Déduire de la courbe :

- la concentration molaire C_p de la solution aqueuse de diéthylamine.
- le pK_a du couple acide-base.

4) Retrouver la valeur du pK_a de ce couple en utilisant la valeur du pH pour $V = 0 \text{ mL}$.

5) Pour repérer la fin du dosage, on veut utiliser un indicateur coloré. L'espèce acide de cet indicateur est notée HIn et l'espèce basique In^- . Le couple acide-base de cet indicateur est caractérisé par un $\text{pK}_a = 6$.

6) Quelles sont les valeurs du pH délimitant la zone de virage de l'indicateur coloré en admettant que la teinte de cet indicateur est nettement X ou Y si X ou Y est en concentration 10 fois supérieure à l'autre ?

7) Placer son domaine de virage sur la courbe du dosage et déterminer graphiquement la valeur V^a qui correspond au début du virage et la valeur V^b de V^a qui correspond à la fin du virage de l'indicateur.

8) Peut-on utiliser cet indicateur pour déterminer le point d'équivalence acido-basique dans ce dosage ? Justifier la réponse.

EXERCICE C-6

On donne les masses molaires atomiques des éléments suivants :

$\text{H} : 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $\text{Na} : 23 \text{ g.mol}^{-1}$; $\text{O} : 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $\text{C} : 12 \text{ g.mol}^{-1}$.

La formule de l'acide organique utilisé est R-COOH avec $\text{R} = -\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$ (n étant le nombre d'atomes de carbone dans le radical R).

1) Tracer la courbe de neutralisation $\text{pH} = f(V)$ de la solution aqueuse de diéthylamine.

2) Tracer la courbe $\text{pH} = f(V)$ représentant la variation du pH en fonction du volume V d'acide versé. Présenter l'échelle utilisée.

3) Déduire de la courbe :

- la concentration molaire C_p de la solution aqueuse de diéthylamine.
- le pK_a du couple acide-base.

4) Retrouver la valeur du pK_a de ce couple en utilisant la valeur du pH pour $V = 0 \text{ mL}$.

5) Pour repérer la fin du dosage, on veut utiliser un indicateur coloré. L'espèce acide de cet indicateur est notée HIn et l'espèce basique In^- . Le couple acide-base de cet indicateur est caractérisé par un $\text{pK}_a = 6$.

6) Quelles sont les valeurs du pH délimitant la zone de virage de l'indicateur coloré en admettant que la teinte de cet indicateur est nettement X ou Y si X ou Y est en concentration 10 fois supérieure à l'autre ?

7) Placer son domaine de virage sur la courbe du dosage et déterminer graphiquement la valeur V^a qui correspond au début du virage et la valeur V^b de V^a qui correspond à la fin du virage de l'indicateur.

8) Peut-on utiliser cet indicateur pour déterminer le point d'équivalence acido-basique dans ce dosage ? Justifier la réponse.

- Solution A : 20 cm³ d'ammoniac NH₃
- Solution B : 20 cm³ de chlorure d'ammonium NH₄Cl
- Solution C : 20 cm³ d'hydroxyde de sodium NaOH
- Solution D : 20 cm³ de chlorure de sodium NaCl
- Solution E : 20 cm³ d'acide chlorhydrique HCl

1) L'échiquette collée sur chaque bécher n'est plus lisible. On numérote chaque bécher et on mesure le pH de chaque solution. Les résultats sont consignés dans le tableau suivant :

n° du bécher	1	2	3	4	5
pH	2,0	7,0	5,6	12,0	10,6

a) Attribuer, en justifiant brièvement votre choix, à chacune des solutions A, B, C, D et E la valeur du pH qui lui correspond.

b) Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution A et en déduire le pK_a du couple acide - base correspondant.

2) Soient v et v' les volumes de la solution B d'acide chlorhydrique qui il faut verser respectivement dans 10 cm³ de la solution A et dans 10 cm³ de la solution C pour obtenir l'équivalence :

a) Ecrire l'équation-bilan de la réaction chimique qui se produit dans chaque cas.

b) Calculer et comparer les valeurs de v et v' à l'équivalence.

c) Calculer et comparer les valeurs du pH des solutions obtenues à l'équivalence.

d) Quel volume de la solution B faut-il verser dans 10 cm³ de la solution A pour obtenir un mélange de pH = 9,2 ?

3) Calculer le pH de la solution obtenue en mélangeant les solutions des béchers n° 2 et n° 4.

EXERCICE C-10

1) On prépare une solution acide en dissolvant 3,56 g d'un acide carboxylique à l'état pur dans 1 eau pour obtenir 0,5 l de solution. On prélève dans un bécher 20 ml de cette solution aqueuse que l'on neutralise progressivement par une solution décolorante d'hydroxyde de sodium (soude). Le dosage est suivi par pH-métrie.

V ₀ en ml	0	5	10	15	20	24	28	30	32	34	36	40
pH	2,4	2,9	3,3	3,7	4	4,4	5	5,5	10,9	11,4	11,5	11,7

Déterminer à partir de la courbe pH = f(V₀) :

- Une valeur approchée de la molarité de la solution acide quand V₀ = 0 ml (solution initiale).
- La masse molaire, la formule chimique et le nom de l'acide carboxylique dans la nomenclature universelle.

a) Le pK_a du couple acide-base que l'on prélève.

b) Les molarités des espèces chimiques présentes dans le bécher lorsque le volume de base versée est V₀ = 20 ml.

Les concentrations demandées seront exprimées sous la forme a · 10^b où a est compris entre 1 et 10, p un entier.

EXERCICE C-11

On prélève dans un bécher un volume V₀ = 50 ml de la solution S₀ d'un mono-

acide X.

On verse progressivement dans la solution contenue dans ce bécher une solu-

tion S₁ de dihydroxyde de calcium Ca(OH)₂ de molarité C_B = 10⁻¹ mol/l.

Les valeurs du pH en fonction du volume de base versée sont consignées dans le tableau I.

V ₀ (ml)	0	1	1,5	2	4	4,5	5	6	7	8	9	9,50	10	10,50	11	12
pH	3,45	3,7	4,0	4,3	4,5	4,6	4,7	4,8	4,9	5,3	5,6	6,0	8,6	11	11,4	11,8

1) Tracer la courbe traduisant la variation du pH en fonction de V₀

Echelle abscisses : 1 cm pour 1 ml

ordonnée : 1 cm pour 1 unité de pH

2/ a) Revenir à partir de la forme de la courbe obtenue dire que l'acide uti-

lisé est fort ?

b) Déterminer graphiquement les coordonnées du point d'équivalence.

c) En déduire la concentration molaire C_A de la solution S₀.

3/ a) Déterminer la constante d'acidité K_a du couple acide-base correspondant à l'acide utilisé.

b) Identifier, à partir du tableau II, cet acide.

c) Vers quelle valeur tend le pH du mélange (acide-base) si V₀ devient très important devant V₁ ?

Tableau II

Couples acide-base conjugués	acide benzoïque/ion benzoate	acide éthanoïque/ion éthanoate	ion ammonium/ammoniac	acide méthanoïque/ion méthanoate
K _a · 10 ⁵	6,91	1,58	5,01 · 10 ⁻⁵	15,8

EXERCICE C-12

Dans 30 ml d'une solution aqueuse d'acide méthanoïque, on ajoute progressivement une solution aqueuse de soude décolorante. On note les résultats expérimentaux suivants :

1) Le rouge de créosol est un indicateur coloré dont deux formes sont désignées par I^A et I^B . Le pK_a du couple I^A/I^B vaut 8. La figure ci-dessous donne les couleurs du rouge de créosol suivant le pH.

Volume d'acide en mL	pH
0	11,8
1	11,5
2	11,2
3	11,1
4	10,9
5	10,7
6	10,5
7	10,3
8	10,1
9	9,9
10	9,5
11	9,2
12	8,5

Après avoir défini un indicateur coloré, expliquer les différentes couleurs prises par le rouge de créosol.
 2) On dose 15 mL d'une solution de monéthylamine $C_2H_5-NH_2$ par une solution d'acide chlorhydrique $C = 0,1 \text{ mol/L}$. L'évolution de la réaction est suivie par pH-métrie. Le tableau ci-dessous donne les résultats expérimentaux.

Volume de soude (mL)	pH
0	2,4
5	2,9
10	3,5
15	3,7
20	4
24	4,4
28	5
30	5,5
32	10,9
34	11,4
36	11,5
40	11,7

1) Ecrire l'équation de la réaction acide-base.
 2) Tracer la courbe traduisant la variation du pH en fonction du volume V de soude. Schémas : 0,5 cm par mL ; 1 cm par unité de pH.
 3) Réduire à partir des valeurs expérimentales et de la courbe :
 a) une valeur approchée de la molarité C_a en acide méthanoïque de la solution initiale.
 b) le pH de la solution initiale.
 c) le pH de la solution finale.
 d) le pH de la solution initiale.
 e) le pH de la solution finale.
 f) le pH de la solution initiale.
 g) le pH de la solution finale.

1) Une solution aqueuse d'acide méthanoïque décolorante a un pH de 2,4. On déduit la valeur du pK_a du couple $HOOC/HOO^-$.
 2) Une solution aqueuse de méthanoate de sodium à $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ a un pH de 8,4. Calculer les molarités des différentes espèces chimiques présentes.
 3) On verse une solution d'hydroxyde de sodium à $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ dans $V_A = 20 \text{ cm}^3$ de l'acide méthanoïque décolorante.
 a) Ecrire l'équation de la réaction qui se produit.
 b) Quel est alors le pH du mélange obtenu ?
 c) Quelle masse m d'hydroxyde de sodium doit-on mettre dans 1 L d'acide méthanoïque décolorante pour obtenir un mélange de pH = 3,8 ?
 d) Définir une solution tampon. Quelles sont des solutions précédentes, celle(s) qui présente(nt) ce caractère ?

EXERCICE C-14
 Toutes les solutions sont à 25 °C.
 1) Une solution aqueuse d'acide méthanoïque décolorante a un pH de 2,4. On déduit la valeur du pK_a du couple $HOOC/HOO^-$.
 2) Une solution aqueuse de méthanoate de sodium à $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ a un pH de 8,4. Calculer les molarités des différentes espèces chimiques présentes.
 3) On verse une solution d'hydroxyde de sodium à $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ dans $V_A = 20 \text{ cm}^3$ de l'acide méthanoïque décolorante.
 a) Ecrire l'équation de la réaction qui se produit.
 b) Quel est alors le pH du mélange obtenu ?
 c) Quelle masse m d'hydroxyde de sodium doit-on mettre dans 1 L d'acide méthanoïque décolorante pour obtenir un mélange de pH = 3,8 ?
 d) Définir une solution tampon. Quelles sont des solutions précédentes, celle(s) qui présente(nt) ce caractère ?

EXERCICE C-15
 L'étude envisagée a pour but de déterminer la composition d'un mélange d'acide benzoïque C_6H_5-COOH noté A et de benzoate de potassium C_6H_5-COOK noté B. Le pH du mélange est 4,0 à 25 °C.
 1) A 10 cm³ du mélange, on ajoute une solution de potasse KOH de concentration molaire 0,10 mol/L ; le pH varie d'abord très lentement puis une variation importante intervient pour un volume versé de 12 cm³.
 2) Ecrire l'équation-bilan de la réaction chimique se produisant par addition de potasse.
 3) Quelle est la signification de la variation de pH ?
 4) Quelle est la concentration molaire en acide benzoïque de la solution ?
 5) A 10 cm³ du mélange initial on ajoute de l'acide chlorhydrique à 0,1 mol/L. Le pH décroît d'abord très légèrement puis une variation significative intervient pour un volume versé de 8 cm³.
 6) Ecrire l'équation-bilan de la réaction chimique qui se produit par addition d'acide chlorhydrique.
 7) Vers quelle limite tend le pH si on continue d'ajouter de l'acide chlorhydrique ?
 8) Quelle est la concentration molaire en benzoate de potassium de la solution initiale ?
 9) Faire un recensement des espèces chimiques présentes dans la solution initiale.
 10) Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.
 11) Calculer le pK_a du couple acide/base : acide benzoïque/benzoate.

EXERCICE C-16
 1) Tracer le graphe $pH = f(V)$. Echelle obligatoire : en abscisse : 1 cm pour 1 mL ; en ordonnée : 1 cm pour 1 unité de pH.
 2) Vers quelle limite tend le graphe ?
 3) Quelle est la concentration de la solution de monéthylamine ?
 4) Ecrire l'équation de la réaction.
 5) Déterminer la constante d'acidité K_a de la mono-éthylamine.
 6) On désire suivre le dosage de la solution de mono-éthylamine avec le rouge de créosol. En utilisant la courbe $pH = f(V)$ de la question 2-1) :
 a) Déterminer les volumes V_1 et V_2 d'acide chlorhydrique versés correspondants au début et à la fin du virage du rouge de créosol.
 b) Sans raison des deux cas, calculer la précision du dosage par comparaison de V_1 et V_2 avec V_2 le volume à l'équivalence.
 c) Que conseillez-vous pour ce dosage avec le rouge de créosol ?

EXERCICE C-17
 1) Le rouge de créosol est un indicateur coloré dont deux formes sont désignées par I^A et I^B . Le pK_a du couple I^A/I^B vaut 8. La figure ci-dessous donne les couleurs du rouge de créosol suivant le pH.
 2) On dose 15 mL d'une solution de monéthylamine $C_2H_5-NH_2$ par une solution d'acide chlorhydrique $C = 0,1 \text{ mol/L}$. L'évolution de la réaction est suivie par pH-métrie. Le tableau ci-dessous donne les résultats expérimentaux.
 3) Réduire à partir des valeurs expérimentales et de la courbe :
 a) une valeur approchée de la molarité C_a en acide méthanoïque de la solution initiale.
 b) le pH de la solution initiale.
 c) le pH de la solution finale.
 d) le pH de la solution initiale.
 e) le pH de la solution finale.
 f) le pH de la solution initiale.
 g) le pH de la solution finale.

Un indicateur colore est un composé organique de formule assez complexe qui se comporte comme un acide faible dont la base conjuguée présente une couleur différente. Par souci de simplification on convient de représenter un indicateur colore par le symbole Hin.

EXERCICE 6-22

On donne les masses molaires atomiques suivantes en g/mol : $M(H) = 1$; $M(O) = 16$; $M(H) = 1$; $M(Na) = 23$;

- a) Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit.
 - b) Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques présentes dans cette solution. Les classer en espèces majoritaires, mineures et ultra-mineures.
 - c) Ce mélange présente un caractère particulier, lequel ?
- 4) A 10 mL de solution S_1 , on ajoute un volume $V_4 = 40$ mL d'une solution S_4 d'acide éthanoïque de concentration molaire $C_4 = 5,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L. On obtient un mélange de pH = 4,8.
- 5) Calculer la concentration molaire des ions OH^- dans le mélange. En déduire le pH de ce mélange.
- 6) Calculer la concentration molaire des ions OH^- dans le mélange. En déduire quel est le pH de la solution S_3 ?
- 7) A 10 mL de solution S_1 on ajoute un volume $V_7 = 10$ mL d'une solution S_7 de chlorure de sodium de concentration molaire $C_7 = 1,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L.
- 8) Quel est le pH de la solution S_3 ?
- 9) Quel volume V_9 de la solution S_2 faut-il verser ?
- 10) Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit.
- 11) A 10 mL de solution S_1 , on ajoute un volume $V_{11} = 5,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_{11} = 5,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L pour obtenir un mélange de pH = 7,0.
- 12) A 10 mL de solution S_1 , on ajoute un volume V_{12} d'une solution S_{12} d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_{12} = 5,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L pour obtenir un mélange de pH = 7,0.
- 13) Quelle masse d'hydroxyde de sodium faut-il dissoudre dans de l'eau pure pour obtenir 500 mL de solution S_{13} de concentration molaire $C_{13} = 1,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L ?

EXERCICE 6-21

- Toutes les solutions sont à 25 °C.
- 1) Quelle masse d'hydroxyde de sodium faut-il dissoudre dans de l'eau pure pour obtenir 500 mL de solution S_1 de concentration molaire $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L ?
 - 2) A 10 mL de solution S_1 , on ajoute un volume V_2 d'une solution S_2 d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_2 = 5,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L pour obtenir un mélange de pH = 7,0.
 - 3) Quel volume V_3 de la solution S_2 faut-il verser ?
 - 4) A 10 mL de solution S_1 on ajoute un volume $V_4 = 40$ mL d'une solution S_4 d'acide éthanoïque de concentration molaire $C_4 = 5,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L. On obtient un mélange de pH = 4,8.
 - 5) Calculer la concentration molaire des ions OH^- dans le mélange. En déduire le pH de ce mélange.
 - 6) Calculer la concentration molaire des ions OH^- dans le mélange. En déduire quel est le pH de la solution S_3 ?
 - 7) A 10 mL de solution S_1 on ajoute un volume $V_7 = 10$ mL d'une solution S_7 de chlorure de sodium de concentration molaire $C_7 = 1,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L.
 - 8) Quel est le pH de la solution S_3 ?
 - 9) Quel volume V_9 de la solution S_2 faut-il verser ?
 - 10) Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit.
 - 11) A 10 mL de solution S_1 , on ajoute un volume $V_{11} = 5,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_{11} = 5,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L pour obtenir un mélange de pH = 7,0.
 - 12) A 10 mL de solution S_1 , on ajoute un volume V_{12} d'une solution S_{12} d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_{12} = 5,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L pour obtenir un mélange de pH = 7,0.
 - 13) Quelle masse d'hydroxyde de sodium faut-il dissoudre dans de l'eau pure pour obtenir 500 mL de solution S_{13} de concentration molaire $C_{13} = 1,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L ?

On dispose des 3 solutions suivantes :

- Solution S_1 d'acide éthanoïque CH_3COOH de molarité $C_1 = 3,10^{-2}$ mol.L⁻¹
- Solution S_2 d'éthanoate de sodium CH_3COONa de molarité $C_2 = 5,10^{-2}$ mol.L⁻¹
- Solution S_3 de dihydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$ de molarité $C_3 = 2,10^{-2}$ mol.L⁻¹

Le pK_a du couple CH_3COOH/CH_3COO^- vaut 4,8.

EXERCICE 6-20

- 1) Donner la concentration molaire volumique des ions hydronium $[H_3O^+]$ en fonction de pK_a .
 - 2) Le produit ionique de l'eau vaut 10^{-14} à 25 °C.
 - 3) En déduire $[OH^-]$ en fonction de pK_a .
 - 4) Exprimer $[Na^+]$ en fonction de C_p , V_p et V_a .
 - 5) Travaux préparatoires :
 - L'autoprotolyse de l'eau,
 - l'action de H_2O sur l'eau,
 - l'action de H_2O sur le soude.
 - 6) Travaux préparatoires :
 - l'action de H_2O sur le soude,
 - l'action de H_2O sur l'eau,
 - l'autoprotolyse de l'eau.
 - 7) Sachant que $pH = pK_a$, déduire une relation entre $[A^-]$ et $[HA]$.
 - 8) Traduire la conservation de la quantité de matière pour le groupe Na^+ de l'acide. En déduire $[A^-]$ et $[HA]$ en fonction de V_p , C_p et V_a .
 - 9) Sans faire aucune approximation, montrer que

$$V_a = \frac{C_p}{V_p(C_p + 10^{-pK_a}) + 10^{-pK_a} C_p} + 10^{-pK_a} C_p$$
 - 10) Application numérique.
 - 11) Calculer V_a dans les cas suivants :
 - a) HA est l'acide éthanoïque ; $pK_a = 4,8$; $C_p = 1$ mol.L⁻¹ ; $V_p = 20$ cm³
 - b) HA est l'acide dichloroéthanoïque ; $pK_a = 1,3$; $C_p = 1$ mol.L⁻¹ ; $V_p = 20$ cm³
- On désire préparer une solution tampon (S) à partir d'un acide faible HA et d'une solution d'hydroxyde de sodium (soude) de façon que le pH de (S) soit égal au pK_a du couple HA/A^- . Pour cela, on ajoute un volume V_p (en litres) et d'une solution d'hydroxyde de sodium (soude) de concentration molaire C_p (en mol.L⁻¹) à un volume V_a (en litres) de la solution d'acide HA de concentration molaire C_a (en mol.L⁻¹). On ne fera aucune approximation dans les réponses aux questions.

EXERCICE C-23

On dispose des trois (3) solutions suivantes :

- Solution S₁ d'ammoniac de molarité C₁ = 4,10⁻² mol.L⁻¹
- Solution S₂ de chlorure d'ammonium de molarité C₂ = 2,10⁻² mol.L⁻¹
- Solution S₃ d'acide chlorhydrique de molarité C₃ = 3,10⁻² mol.L⁻¹

Le pK_a du couple ion ammonium/ammoniac est égal à 9,3 à 25 °C. On veut préparer une solution tampon S de pH = 9,3 à 25 °C et de volume V = 500 cm³.

1) On mélange les solutions S₁ et S₂ pour préparer cette solution tampon. Calculer les volumes V₁ de S₁ et V₂ de S₂ nécessaires. Calculer la variation de molarité 10⁻¹ mol.L⁻¹.

2) On se propose de fabriquer cette solution tampon à partir des solutions S₁ et S₃.

a) Calculer les volumes V₁ de S₁ et V₂ de S₃ nécessaires. Calculer la variation de molarité 10⁻¹ mol.L⁻¹.

3) Quelle(s) conclusion(s) peut-on tirer des questions 1- et 2- ? On verse un peu d'eau à la solution préparée à la question 1- et 2- ? Le pH est-il modifié ? Justifier la réponse.

EXERCICE C-25

On dispose des trois (3) solutions suivantes :

- Solution S₁ d'ammoniac de molarité C₁ = 4,10⁻² mol.L⁻¹
- Solution S₂ de chlorure d'ammonium de molarité C₂ = 2,10⁻² mol.L⁻¹
- Solution S₃ d'acide chlorhydrique de molarité C₃ = 3,10⁻² mol.L⁻¹

Le pK_a du couple ion ammonium/ammoniac est égal à 9,3 à 25 °C. On veut préparer une solution tampon S de pH = 9,3 à 25 °C et de volume V = 500 cm³.

1) On mélange les solutions S₁ et S₂ pour préparer cette solution tampon. Calculer les volumes V₁ de S₁ et V₂ de S₂ nécessaires. Calculer la variation de molarité 10⁻¹ mol.L⁻¹.

2) On se propose de fabriquer cette solution tampon à partir des solutions S₁ et S₃.

a) Calculer les volumes V₁ de S₁ et V₂ de S₃ nécessaires. Calculer la variation de molarité 10⁻¹ mol.L⁻¹.

3) Quelle(s) conclusion(s) peut-on tirer des questions 1- et 2- ? On verse un peu d'eau à la solution préparée à la question 1- et 2- ? Le pH est-il modifié ? Justifier la réponse.

EXERCICE C-24

Pour permettre l'étalonnage d'un pH-mètre, on désire préparer une solution dont le pH soit égal à 5. Pour cela, on utilise un mélange de deux solutions, l'une d'acide éthanoïque (ou acétique) et l'autre d'éthanoate (ou acétate) de sodium. Leurs concentrations molaires sont égales à 0,1 mol.L⁻¹. Le pK_a de ce couple acide éthanoïque-éthanoate est égal à 4,8.

a) En négligeant dans la solution obtenue la concentration en H₃O⁺ devant la concentration en Na⁺, calculer les volumes de chacune des solutions à mélanger pour obtenir 100 cm³ de solution de pH = 5.

b) Vérifier que l'approximation faite ci-dessus est justifiée.

c) Si on ne possède pas d'éthanoate de sodium, on peut le remplacer par une solution de soude de concentration molaire 0,1 mol.L⁻¹.

d) Quelle est la propriété caractéristique de la solution de pH = 5 ainsi préparée ?

EXERCICE C-23

On donne : M(Ha) = 23g/mol ; M(H) = 1g/mol ; M(O) = 16g/mol ; M(N) = 14g/mol.

On dispose des trois (3) solutions suivantes :

- Solution S₁ d'ammoniac de molarité C₁ = 4,10⁻² mol.L⁻¹
- Solution S₂ de chlorure d'ammonium de molarité C₂ = 2,10⁻² mol.L⁻¹
- Solution S₃ d'acide chlorhydrique de molarité C₃ = 3,10⁻² mol.L⁻¹

Le pK_a du couple ion ammonium/ammoniac est égal à 9,3 à 25 °C. On veut préparer une solution tampon S de pH = 9,3 à 25 °C et de volume V = 500 cm³.

1) On mélange les solutions S₁ et S₂ pour préparer cette solution tampon. Calculer les volumes V₁ de S₁ et V₂ de S₂ nécessaires. Calculer la variation de molarité 10⁻¹ mol.L⁻¹.

2) On se propose de fabriquer cette solution tampon à partir des solutions S₁ et S₃.

a) Calculer les volumes V₁ de S₁ et V₂ de S₃ nécessaires. Calculer la variation de molarité 10⁻¹ mol.L⁻¹.

3) Quelle(s) conclusion(s) peut-on tirer des questions 1- et 2- ? On verse un peu d'eau à la solution préparée à la question 1- et 2- ? Le pH est-il modifié ? Justifier la réponse.

EXERCICE C-22

Le vert de bromocresol est un indicateur coloré dont le couple HIn/In⁻ a un pK_a = 4,9. La forme acide HIn est jaune tandis que la forme basique In⁻ est bleue.

1) Écrire l'équation de la réaction entre l'indicateur coloré et l'eau. Une solution contenant est indiquée par le couple HIn/In⁻ et bleue si $\frac{[In^-]}{[HIn]} > 10$ et bleue si $\frac{[HIn]}{[In^-]} > 10$.

2) Déterminer les valeurs du pH délimitant la zone de virage de l'indicateur coloré.

3) Au cours d'une expérience réalisée en classe on introduit dans un bécher un volume V₀ = 20 cm³ d'une solution de dihydroxyde de calcium Ca(OH)₂ de concentration C₀ = 10⁻² mol.L⁻¹ en présence de quelques gouttes de vert de bromocresol. On verse progressivement dans le bécher une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire C₁ = 2,10⁻² mol.L⁻¹.

a) Calculer le volume V₁ d'acide versé correspondant au début du virage. lence acido-basique.

b) Déterminer le volume V₂ d'acide versé correspondant à la fin du virage.

c) Déterminer le volume V₃ pour ce dosage avec le vert de bromocresol ?

d) Au cours d'une autre expérience, on met dans un bécher 500 cm³ d'une solution d'acide éthanoïque de concentration C₁ = 10⁻² mol.L⁻¹ puis on y ajoute quelques gouttes du vert de bromocresol. Le pK_a du couple CH₃COOH/CH₃COO⁻ vaut 4,8 à 25 °C.

a) Quelle masse minimale m d'hydroxyde de sodium solide faut-il alors ajouter à la solution contenue dans le bécher pour observer un début de virage du vert de bromocresol ?

b) Quelle serait la masse d'hydroxyde de sodium solide à ajouter à la solution initiale d'acide pour atteindre l'équivalence acido-basique ?

On donne : M(Ha) = 23g/mol ; M(H) = 1g/mol ; M(O) = 16g/mol ; M(N) = 14g/mol.

EXERCICE C-26

On dissout 0,2 mole de chlorure d'ammonium (NH_4Cl) et 0,4 mole d'ammoniac (NH_3) dans un litre d'eau pure.

1) Le pH de la solution étant 9,90 calculer les concentrations des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.

En déduire le pKa du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.

2) On fait arriver dans cette solution x moles de chlorure d'hydrogène (HCl) gazeux. Le pH a diminué de 0,03 unité. Calculer les concentrations des différentes espèces en fonction de x.

En déduire x

3) Quel serait le pH d'une solution obtenue en dissolvant les x moles de chlorure d'hydrogène (HCl) dans un litre d'eau pure.

que pouvez-vous en conclure sur la solution initiale ?

EXERCICE C-27

Un laboratoire veut préparer un volume $V = 300 \text{ cm}^3$ d'une solution tampon S de pH = 4,8. Dans son laboratoire, il dispose de 500 cm³ de chacune des solutions suivantes :

- Solution S₁ d'acide éthanoïque CH_3COOH de molarité $C_1 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$
- Solution S₂ d'éthanoate de sodium CH_3COONa de molarité $C_2 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$
- Solution S₃ d'hydroxyde de sodium NaOH de molarité $C_3 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$
- Solution S₄ d'acide chlorhydrique HCl de molarité $C_4 = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$
- Solution S₅ d'ammoniac NH_3 de molarité $C_5 = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$
- Solution S₆ de chlorure d'ammonium NH_4Cl de molarité $C_6 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$

Indiquer trois manières précises de préparer cette solution tampon S.

On donne : $\text{pK}_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$
 $\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$

EXERCICE C-28

A 25 °C, le pH d'une solution aqueuse (S₀) d'ammoniac, de concentration $C = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol/l}$ est égal à 11,1.

1) - Ecrivez l'équation-bilan de la réaction et calculez la valeur de la constante d'acidité K_a du couple ion ammonium-ammoniac.

- Vérifiez que la constante pK_a de ce couple est égale à 9,2.

2) Vous disposez de chacune des solutions suivantes dans un laboratoire.

- A : solution aqueuse d'acide chlorhydrique
- B : solution aqueuse d'ammoniac
- C : solution aqueuse de chlorure d'ammonium
- D : solution aqueuse d'hydroxyde de sodium.

Toutes ces solutions ont la même concentration $C = 10^{-1} \text{ mol/l}$

Vous voulez préparer une solution tampon de pH = 9,4 à partir des quatre solutions A, B, C et D.

a) Choisissez parmi les 6 combinaisons ci-dessous, celle(s) qui permet(ont) de préparer la solution tampon de pH = 9,4 :

Numéro	1	2	3	4	5	6
Combinaisons	A et B	A et C	A et D	B et C	B et D	C et D

b) Calculez pour les combinaisons choisies, les volumes des solutions à mélanger pour préparer un volume $V = 30 \text{ cm}^3$ de la solution tampon.

Donnez les raisons de votre choix.

EXERCICE C-26

On dissout 0,4 mole de chlorure d'ammonium (NH₄Cl) et 0,4 mole d'ammoniac (NH₃) dans un litre d'eau pure.
 1) Le pH de la solution étant 9,20 calculer les concentrations des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.
 En déduire le pKa du couple NH₄⁺/NH₃.

2) On fait arriver dans cette solution x moles de chlorure d'hydrogène (HCl) gazeux. Le pH a diminué de 0,03 unite. Calculer les concentrations des différentes espèces en fonction de x.
 En déduire x
 3) Quel serait le pH d'une solution obtenue en dissolvant les x moles de chlorure d'hydrogène (HCl) dans un litre d'eau pure.
 Que pouvez-vous en conclure sur la solution initiale ?

EXERCICE C-27

Un laboratoire veut préparer un volume V = 300 cm³ d'une solution tampon B de pH = 4,0. Dans son laboratoire, il dispose de 500 cm³ de chacune des solutions suivantes :

- Solution S₁ d'acide éthanoïque CH₃COOH de molarité C₁ = 3,10⁻² mol.l⁻¹
- Solution S₂ d'acétate de sodium CH₃COONa de molarité C₂ = 5,10⁻² mol.l⁻¹
- Solution S₃ d'hydroxyde de sodium NaOH de molarité C₃ = 2,10⁻² mol.l⁻¹
- Solution S₄ d'acide chlorhydrique HCl de molarité C₄ = 10⁻² mol.l⁻¹
- Solution S₅ d'ammoniac NH₃ de molarité C₅ = 1,5.10⁻² mol.l⁻¹
- Solution S₆ de chlorure d'ammonium NH₄Cl de molarité C₆ = 4.10⁻² mol.l⁻¹

Indiquer trois manières précises de préparer cette solution tampon B.
 Préciser dans chaque cas les volumes des solutions à mélanger.
 On donne : pK_a (NH₄⁺/NH₃) = 9,2
 pK_a (CH₃COOH/CH₃COO⁻) = 4,8

EXERCICE C-28

A 25 °C, le pH d'une solution aqueuse (B) d'ammoniac, de concentration C = 1,0.10⁻² mol/L est égal à 11,1.
 1) - Ecrivez l'équation-bilan de la réaction et calculez la valeur de la constante d'acidité K_a du couple ion ammonium-ammoniac.
 - Vérifiez que la constante pK_a de ce couple est égale à 9,2.
 2) Vous disposez de chacune des solutions suivantes dans un laboratoire.
 A : solution aqueuse d'acide chlorhydrique
 B : solution aqueuse d'ammoniac
 C : solution aqueuse de chlorure d'ammonium
 D : solution aqueuse d'hydroxyde de sodium
 E : toutes ces solutions ont la même concentration

Donner les raisons de votre choix.
 2) Calculez pour les combinaisons choisies, les volumes des solutions à mélanger pour préparer un volume V = 30 cm³ de la solution tampon.

Nbre	Combinaisons				
	A et B	A et C	A et D	B et D	C et D
1	1	1	1	1	1
2	1	1	1	1	1
3	1	1	1	1	1
4	1	1	1	1	1
5	1	1	1	1	1
6	1	1	1	1	1

Vous voulez préparer une solution tampon de pH = 9,4 à partir des quatre solutions A, B, C et D.
 a) Choisissez parmi les 6 combinaisons ci-dessus, celle(s) qui permet(vent) de préparer la solution tampon de pH = 9,4

- 1) Pourquoi dit-on que les aldéhydes et les cétones sont des composés carbonyles ?
- 2) Quelle est la réaction commune aux aldéhydes et aux cétones ?
- 3) Citer 3 tests permettant de différencier les aldéhydes des cétones.

EXERCICE C⁴-5

- 1) Donner les formules semi-développées et les noms des produits obtenus de façon majoritaire lors de l'hydratation des alcènes suivants :
- a) propène
 b) 2,3-diméthylbut-1-ène
 c) 2-éthylbut-1-ène
 d) 3-éthyl-4-méthylpent-2-ène
- 2) Peut-on obtenir un alcool primaire de façon majoritaire lors de l'hydratation d'un alcène ? Justifier la réponse.
- 3) Donner les noms et les formules semi-développées des alcènes à hydrater pour obtenir de façon majoritaire les alcools suivants :
- a) propan-2-ol
 b) 2-méthylbutan-2-ol
 c) 3,5-diméthylhexan-3-ol
 d) butan-2-ol

EXERCICE C⁴-6

- 1) Déterminer les noms et les formules semi-développées des produits obtenus lors de l'hydrogénation des composés suivants :
- a) propène
 b) 2,3-diméthylbutanal
 c) méthylpropanone
 d) 4-éthyl-2-méthylhexan-3-one
- 2) Donner le nom et la formule semi-développée des composés dont l'hydrogénation conduit au :
- a) 2-méthylpropan-1-ol
 b) 2,3-diméthylbutan-1-ol
 c) 3-méthylbutan-2-ol
 d) 3,3-diméthylpentan-2-ol
- 3) a) Définir les trois classes d'alcool et donner un exemple dans chaque cas.
 b) Peut-on obtenir toutes les classes d'alcool par hydrogénation des aldéhydes et des cétones ? Justifier la réponse.

EXERCICE C⁴-7

- 1) Déterminer les formules semi-développées, les noms et les classes des alcools de formule brute C₄H₁₀O.
- 2) Indiquer les noms et les formules semi-développées des produits obtenus par oxydation ménagée (si elle a lieu) de ces alcools.
- 3) Comment peut-on caractériser les produits obtenus au cours de cette réaction d'oxydation ménagée ? Rédiger à utiliser et résultats.

EXERCICE C⁴-8

- 1) Quel alcool faut-il soumettre à une oxydation ménagée pour obtenir :
- a) propanone
 b) acide 2-méthylbutanoïque
 c) 3-éthyl-5-méthylheptan-2-one
- On donne les noms et les formules semi-développées de ces alcools.

EXERCICE C⁴-1

Donner les noms des composés suivants (on utilisera la nomenclature internationale) : dire ceux qui possèdent de carbone asymétrique.

LES ALCOOLS, LES ALDÉHYDES ET LES CÉTONES

EXERCICE C⁴-2

Écrire les formules semi-développées des composés suivants :

- a) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 b) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 c) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 d) HO-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 e) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 f) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 g) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 h) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 i) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 j) CH₃-C(OH)(CH₃)-CH₂-CH₂-OH
 k) CH₃-C(OH)(CH₃)-CH₂-CH₂-OH
 l) CH₃-C(OH)(CH₃)-CH₂-CH₂-OH
 m) CH₃-C(OH)(CH₃)-CH₂-CH₂-OH
 n) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 o) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 p) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 q) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 r) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 s) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 t) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 u) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 v) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 w) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 x) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 y) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-OH
 z) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-OH

EXERCICE C⁴-3

Écrire les formules semi-développées de tous les alcools de formule brute C₅H₁₂O. Les nommer et préciser leur classe.

EXERCICE C⁴-4

Et oui, donner un exemple.

EXERCICE C⁴-5

On donne les noms et les formules semi-développées de ces alcools.

EXERCICE C⁴-6

Quelle est la réaction commune aux aldéhydes et aux cétones ?

EXERCICE C⁴-7

Donner les noms des composés suivants (on utilisera la nomenclature internationale) : dire ceux qui possèdent de carbone asymétrique.

EXERCICE C⁴-8

Écrire les formules semi-développées des composés suivants :

EXERCICE C⁴-9

Donner le nom et la formule semi-développée des composés dont l'hydrogénation conduit au :

EXERCICE C⁴-10

1) Déterminer les noms et les formules semi-développées des produits obtenus lors de l'hydrogénation des composés suivants :

EXERCICE C⁴-11

2) Indiquer les noms et les formules semi-développées des produits obtenus par oxydation ménagée (si elle a lieu) de ces alcools.

EXERCICE C⁴-12

3) Comment peut-on caractériser les produits obtenus au cours de cette réaction d'oxydation ménagée ? Rédiger à utiliser et résultats.

EXERCICE C⁴-13

1) Déterminer les formules semi-développées, les noms et les classes des alcools de formule brute C₄H₁₀O.

EXERCICE C⁴-14

2) Indiquer les noms et les formules semi-développées des produits obtenus par oxydation ménagée (si elle a lieu) de ces alcools.

EXERCICE C⁴-15

3) Comment peut-on caractériser les produits obtenus au cours de cette réaction d'oxydation ménagée ? Rédiger à utiliser et résultats.

EXERCICE C-15
Un hydrocarbure possède une composition en masse de 85,7% de carbone et 14,3% d'hydrogène. Sa densité de vapeur est de 1,93.

- 1) Quel alcool faut-il soumettre à une oxydation ménagée pour obtenir les produits suivants ?
- 2) Quelles sont les formules développées des alcools suivants ?
- 3) Écrire la formule semi-développée de chaque alcool.
- 4) Écrire la formule développée de chaque alcool.
- 5) Donner l'équation de cette combustion.
- 6) Quelles sont les valeurs de x et de y ?
- 7) Quelle est la formule brute du composé ?
- 8) Quelles expériences réalisées avec le composé B ont permis d'établir sa structure ?
- 9) On verse quelques gouttes de la substance B dans un tube à essai contenant de la 2,4-dinitrophénylhydrazine (D.N.P.H.), on obtient un précipité blanc de la 2,4-dinitrophénylhydrazine (D.N.P.H.), on peut envisager pour le composé B, A quelle famille de produits organiques B appartient-il ? Indiquer le nom (s) que l'on peut retenir.
- 10) Le corps B est en fait l'isomère à chaîne linéaire, Indiquer la formule semi-développée et le nom du corps organique C obtenu dans la réaction de B, avec la solution de dichromate de potassium. Écrire l'équation de la réaction permettant d'obtenir le composé C.
- 11) Le liquide B provient de l'oxydation ménagée d'un alcool A. Préciser son nom, sa classe et sa formule développée.

EXERCICE C-14
La combustion complète de 3,6 g d'un composé organique B de formule brute C_xH_yO donne de l'eau et un volume $V = 4,48$ l de dioxyde de carbone. La densité de vapeur de ce composé est 2,46.

- 1) Donner l'équation de cette combustion.
- 2) Quelles sont les valeurs de x et de y ?
- 3) Quelle est la formule brute du composé ?
- 4) Quelles expériences réalisées avec le composé B ont permis d'établir sa structure ?
- 5) On verse quelques gouttes de la substance B dans un tube à essai contenant de la 2,4-dinitrophénylhydrazine (D.N.P.H.), on obtient un précipité blanc de la 2,4-dinitrophénylhydrazine (D.N.P.H.), on peut envisager pour le composé B, A quelle famille de produits organiques B appartient-il ? Indiquer le nom (s) que l'on peut retenir.
- 6) Le corps B est en fait l'isomère à chaîne linéaire, Indiquer la formule semi-développée et le nom du corps organique C obtenu dans la réaction de B, avec la solution de dichromate de potassium. Écrire l'équation de la réaction permettant d'obtenir le composé C.
- 7) Le liquide B provient de l'oxydation ménagée d'un alcool A. Préciser son nom, sa classe et sa formule développée.

EXERCICE C-13
On considère un composé organique A liquide dans les conditions normales. Sa formule brute est $C_4H_{10}O$.

- 1) Proposer une méthode rapide permettant de savoir si ce liquide est un alcool. Donner les formules développées des alcools correspondants.
- 2) a) Montrer que par oxydation ménagée on peut caractériser les différentes classes d'alcool.
- 3) Sachant que l'oxydation ménagée du composé A conduit à un acide et que sa molécule n'est pas ramifiée, donner sa formule développée exacte.

EXERCICE C-12
Un composé organique bifonctionnel A de formule $C_8H_{10}O_2$ réagit positivement avec le dinitrophénylhydrazine (DNPH) et avec le réactif de Schiff. On l'oxyde de façon ménagée ; le composé B obtenu fait tourner l'hydrazine, réagit positivement avec la DNPH et négativement avec le réactif de Schiff.

- 1) Quelles sont les différentes fonctions chimiques qui sont mises en évidence par les réactifs utilisés ?
- 2) Quelles sont les formules développées respectives des composés A et B ?

EXERCICE C-11
Donner les formules semi-développées et les noms des composés A, B, C, D et E.

- 1) On procède à l'oxydation ménagée du produit obtenu après hydratation de 10^{-2} mole d'éthylène puis on y ajoute de l'eau pure pour avoir un litre de solution dont le pH est égal à 3,4 à 25 °C.
- 2) Justifier que la solution est acide. Donner le nom et la formule développée du corps obtenu après l'oxydation ménagée.
- 3) Quelle est la valeur de la constante d'acidité K_a de cet acide ?
- 4) Quel volume de soude 0,02 mol/L faut-il pour neutraliser totalement 20 ml de la solution acide préparée ?
- 5) La réaction entre un volume V de cette solution acide et un même volume d'éthanol à 10^{-2} mol/L est-elle totale ? Quel nom donne-t-on à cette réaction ? Écrire son équation et dire brièvement ses propriétés caractéristiques.

EXERCICE C-10
Déterminer les formules semi-développées et les noms des alcools de formule brute $C_4H_{10}O$ et les alcènes de formule brute C_4H_8 .

- 1) Écrire la formule semi-développée de chaque alcool.
- 2) Les étiquettes de ces alcools ont été accidentellement décollées. Décrire les tests permettant de replacer ces étiquettes.
- 3) Quels sont les composés qu'on peut obtenir par déshydratation de ces alcools ?

EXERCICE C-9
Trois alcools contiennent les alcools suivants : butan-1-ol ; 2-méthylpropan-2-ol ; 2-méthylpentan-2-ol.

- 1) Quel alcool faut-il soumettre à une oxydation ménagée pour obtenir les produits suivants ?
- 2) 2-méthylpentan-2-ol
- 3) 2-méthylpropan-2-ol
- 4) 2-méthylpentan-2-ol

EXERCICE C-8
Trois alcools contiennent les alcools suivants : butan-1-ol ; 2-méthylpropan-2-ol ; 2-méthylpentan-2-ol.

- 1) Écrire la formule semi-développée de chaque alcool.
- 2) Les étiquettes de ces alcools ont été accidentellement décollées. Décrire les tests permettant de replacer ces étiquettes.
- 3) Quels sont les composés qu'on peut obtenir par déshydratation de ces alcools ?

EXERCICE C-17

Trois alcools contiennent chacun une solution aqueuse d'alcool. Ces alcools ont même formule brute, une seule fonction alcool et appartiennent à des classes différentes.

de matière totale des alcools A et B produits par l'hydratation du propène.

proportion : $\frac{H^A + H^B}{A}$ de la quantité de matière n^A de l'alcool à la quantité n^B de l'alcool.

$C_p = 200$ ml de solution d'hydroxyde de sodium. Déduire de cette mesure la $C_p = 0,25$ mol/L. La quantité de sodium obtenue pour un volume V_p On fait réagir la solution C avec de l'hydroxyde de sodium de concentration C_p Quel est l'alcool qui a conduit à C ?

a) Identifier C et D en justifiant la réponse.

son pH est inférieur à 7.

2,4 - DMNH et ne conduit pas le courant électrique. La solution contenant C ne conduit pas le courant électrique. Le courant électrique est obtenu dans les autres cas.

On constate que la solution contenant D donne un précipité jaune avec le dans l'eau.

2) a et B, mélangés, sont oxydés en milieu acide par le dichromate de potassium en excès. On obtient, par une réaction totale, un mélange de deux composés organiques C et D que l'on sépare par des méthodes chimiques et que l'on dissout dans l'eau.

1) Donner le nom et la classe des alcools formés. On désignera par A l'alcool primaire.

2) a et B, mélangés, sont oxydés en milieu acide par le dichromate de potassium en excès. On obtient, par une réaction totale, un mélange de deux composés organiques C et D que l'on sépare par des méthodes chimiques et que l'on dissout dans l'eau.

EXERCICE C-16

L'hydratation complète de 16 g de propène conduit à un mélange de deux alcools isomères A et B.

1) Donner le nom et la classe des alcools formés. On désignera par A l'alcool primaire.

2) a et B, mélangés, sont oxydés en milieu acide par le dichromate de potassium en excès. On obtient, par une réaction totale, un mélange de deux composés organiques C et D que l'on sépare par des méthodes chimiques et que l'on dissout dans l'eau.

On donne : $M(C) = 12$ g/mol ; $M(H) = 1$ g/mol.

C, A', B', C', E et B".

Déterminer le nom et la formule semi-développée des différents composés A, B, C, A', B', C', E et B".

- L'oxydation ménagée de B" ne donne rien.

- Le composé C' réagit également avec le liqueur de Fehling.

- Le composé C' réagit également avec le liqueur de Fehling.

- L'oxydation de l'isomère A' en milieu acide conduit aux composés B' et B".

- L'oxydation de B par le dichromate de potassium, ni avec le liqueur de Fehling, ni avec le réactif de Tollens, ni avec le liqueur de Fehling, mais seulement avec le D.N.P.H.

- L'oxydation de B par le dichromate de potassium, ni avec le liqueur de Fehling, ni avec le réactif de Tollens, ni avec le liqueur de Fehling, mais seulement avec le D.N.P.H.

- En milieu acide, l'hydratation de A conduit à un composé B, unique produit de la réaction.

2) On effectue les réactions suivantes à partir des isomères A et A' de l'exercice précédent :

1) Déterminer la formule brute, déterminer les noms et les formules semi-développées possibles sachant que cet hydrocarbure est un alcène.

EXERCICE C-19

On considère 4 alcools A, B, C, D de formule brute $C_4H_{10}O$. On cherche à déterminer leurs noms. Pour cela on effectue les expériences suivantes :

a) On réalise l'oxydation ménagée de ces 4 alcools ; A donne A', B donne B', C donne C', D ne réagit pas ; en déduire D.

b) A', B', C', donnent un précipité jaune avec le DMNH, par contre seuls A' et B' possèdent le réactif de Schiff.

1) Donner la formule semi-développée, le nom et la classe des différents alcools de formule brute $C_4H_{10}O$.

2) On considère 4 alcools A, B, C, D de formule brute $C_4H_{10}O$. On cherche à déterminer leurs noms. Pour cela on effectue les expériences suivantes :

a) On réalise l'oxydation ménagée de ces 4 alcools ; A donne A', B donne B', C donne C', D ne réagit pas ; en déduire D.

b) A', B', C', donnent un précipité jaune avec le DMNH, par contre seuls A' et B' possèdent le réactif de Schiff.

3) Une solution de dichromate de potassium en milieu acide est réduite par le composé B. A quelle famille de produits organiques B appartient-il ?

4) Le corps B est en fait l'isomère à chaîne ramifiée. Indiquer la formule semi-développée et le nom du corps organique C obtenu dans la réaction de B, avec le réactif de Schiff.

5) Le liquide B provient de l'oxydation ménagée d'un alcool A. Préciser son nom, sa classe et sa formule développée.

EXERCICE C-18

Un composé organique B, liquide, ne contient que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène. L'analyse montre que cette substance contient en masse : 66,1 % de carbone, 11,1 % d'hydrogène et 22,2 % d'oxygène.

1) Déterminer sa formule brute sachant que sa masse molaire vaut $M = 72$ g/mol. Quelques expériences réalisées avec la substance B ont permis d'établir sa structure.

2) Si on verse quelques gouttes de la substance B dans un tube à essai contenant de la 2,4-dinitrophénylhydrazine (D.N.P.H.), on obtient un précipité jaune, quelles sont les formules semi-développées que l'on peut envisager pour le composé B ? Indiquer également les noms des produits correspondant à chaque formule.

3) Une solution de dichromate de potassium en milieu acide est réduite par le composé B. A quelle famille de produits organiques B appartient-il ?

4) Le corps B est en fait l'isomère à chaîne ramifiée. Indiquer la formule semi-développée et le nom du corps organique C obtenu dans la réaction de B, avec le réactif de Schiff.

5) Le liquide B provient de l'oxydation ménagée d'un alcool A. Préciser son nom, sa classe et sa formule développée.

1) Quels tests proposez-vous de faire pour déterminer la classe de ces 3 alcools ?

2) Après avoir identifié le alcool contenu dans la solution de ces 3 alcools, on réalise l'oxydation ménagée de ces 3 alcools.

3) Déterminer la formule brute, la classe et le nom des produits obtenus dans la réaction de l'oxydation ménagée de ces 3 alcools.

4) Déterminer la formule brute, la classe et le nom des produits obtenus dans la réaction de l'oxydation ménagée de ces 3 alcools.

En déduire B et C, ainsi que la famille de A₁ et B₁ et la classe des alcools
 3) On réalise la déshydratation catalytique de A₂ et B₂. On obtient A₃ et B₃. On
 effectue ensuite l'hydrogénation catalytique de A₂ et B₂. Les deux produits mes-
 suretés obtenus sont A₄ et B₄. A₃ et B₃ subissent ensuite une oxydation mé-
 nagee ; B₃ ne réagit pas ; par contre A₃ donne un précipité jaune
 avec le D.N.P.H., mais qui ne voit pas le réactif de Schiff.

EXERCICE C-20

1) Un composé organique de formule C₈H₁₀O contient en masse 64,66 % de carbone
 et 21,6 % d'oxygène.

a) Quelle est la masse molaire du composé ?
 b) Quelles sont les valeurs de x et de y ?
 c) Déterminer les noms et les formules semi-développées possibles de ce com-
 posé qui est un alcool.

2) On considère deux produits isomères A et B de cet alcool.
 Le composé A par chauffage sur alumine donne un seul alcène C.
 Le composé B par chauffage sur alumine donne un mélange de deux alcènes C
 et D.

L'oxydation de A par le dichromate de potassium en milieu acide donne, entre
 autre, un produit qui réagit avec le réactif de Tollens ;
 L'oxydation de B dans les mêmes conditions conduit à un produit ne réagit
 pas avec le réactif de Tollens, ni avec la liqueur de Fehling mais seule-
 ment avec le D.N.P.H.

a) Donner les formules semi-développées et les noms des composés A, B, C et D.
 b) Quels sont les produits obtenus par hydratation des alcènes C et D ?

EXERCICE C-21

Soit un composé organique mono-oxygéné (A) sur lequel on effectue les réac-
 tions suivantes :

a) (A) réagit sur une solution diluée, acide, de dichromate de potassium ; la
 solution obtenue (S) est verte.

b) Les vapeurs obtenues en chauffant (S) donnent un précipité jaune orangé
 dans une solution de 2,4-dinitrophénylhydrazine (D.N.P.H.).

c) Ces mêmes vapeurs condensées dans une solution de nitrate d'argent ammoniacal
 ont provoqué la formation d'un miroir d'argent.

d) Les tests b) et c) sont négatifs si (A) réagit avec un excès de solution
 concentrée acide de dichromate de potassium ; (A) réagit avec un produit unique
 le composé (V), seul, n'a aucune action sur le D.N.P.H.

1) Interpréter chacun de ces résultats expérimentaux et conclure sur la fonction
 chimique rencontrée dans (A).

2) On prépare un litre de solution aqueuse de (B), de concentration 15,3 g.l.⁻¹
 A 50,0 cm³ de solution (S₁), colore en jaune le bleu de bromothymol. Pourquoi ?
 mol, on doit ajouter 37,5 cm³ de solution d'hydroxyde de sodium de concentration
 molaire volumique 0,200 mol.l⁻¹ pour obtenir la coloration verte.

En déduire la concentration molaire volumique de (B) dans (S₁) ainsi que la
 masse molaire de (B).

3) La chaîne carbonée de B est saturée, ramifiée et agyrique. Déterminer la
 formule brute de (B) et montrer qu'il existe trois isomères possibles (B₁,
 B₂) et (B₃) pour (B) et (A₁), (A₂) et (A₃) pour (A).

4) Le dérivé de phosphate de phosphore /⁴10
 donne les formules semi-développées et les noms de ces isomères.

En déduire les noms et formules semi-développées de (B), (A) et (D).

Données : masses molaires atomiques (g.mol⁻¹) : H : 1 ; C : 12 ; O : 16.

EXERCICE C-22

On procède à l'oxydation ménagée d'une masse m = 2,15 g d'un alcool saturé A.
 L'état d'acide carboxylique avec un rendement de 80 %. Tout l'acide formé
 est dissous dans trois huitièmes de litre d'eau pure. On dose 10 ml de cette
 solution par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration égale à
 2,9.10⁻² mol.l⁻¹, en présence d'un indicateur colore conventionnel. Le volume de
 NaOH consommé est de 10 ml lorsque l'on a versé 10 ml de la solution de soude.

1) Donner la masse molaire moléculaire et la formule brute de l'alcool A.
 2) Donner la formule semi-développée et donner le nom et la classe de tous les
 alcools à chaînes ramifiées isomères de l'alcool A.

3) Sachant que tous les atomes d'hydrogène que contient le seul radical lié au
 carbone fonctionnel appartiennent à des groupes méthyle, écrire la formule semi-
 développée et le nom de l'alcool A.

4) Quels sont le nom et la formule semi-développée de l'acide formé ?

EXERCICE C-23

1) Donner les classes, les formules semi-développées et les noms des alcools
 saturés ayant chacun trois atomes de carbone.

2) On oxyde de façon ménagée mais totale un mélange de ces deux alcools. On
 obtient deux corps organiques dont l'un a un caractère acide.

a) Ecrire les équations d'oxydation dans le cas où l'oxydant est le dioxygène.
 b) Donner les formules semi-développées et les noms des corps organiques
 obtenus ; citer deux tests chimiques permettant de les différencier.

3) On isole l'acide, on le dilue dans l'eau de façon à obtenir deux litres de
 solution ; le pH de cette solution est égal à 3,0.

a) Ecrire l'équation de la réaction qui s'est produite lors de la dilution
 et donner les noms des espèces obtenues.

b) Après avoir écrit les relations d'électro-neutralité et de conservation
 de la matière, déterminer la concentration de l'acide et en déduire la masse
 molaire obtenue lors de l'oxydation ménagée.

e) Quelle est en masse la composition initiale du mélange des deux alcools sachant que l'un est partiel d'une masse initiale $m = 15 \text{ g}$.

Réponse: toutes les solutions sont prises à 25°C . La constante d'équilibre $K_p = 4,9$ pour $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^-$.

EXERCICE C-24

Données (en grammes par mole) : $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{C}) = 12$; $M(\text{N}) = 14$; $M(\text{O}) = 16$.

L'oxydation ménagée d'un alcool saturé non cyclique A fournit un composé B qui donne un précipité jaune avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine.

B fait perdre le réactif de Schiff. Sa masse molaire représente les $\frac{100}{94}$ de celle de A.

1) Donner le nom et la formule semi-développée des composés A et B.
 2) On ajoute à B une solution aqueuse de bichromate de potassium en milieu acide ; la solution devient verte et on obtient un composé organique C.
 a) Donner, en justifiant la réponse, la formule semi-développée de C.
 b) Indiquer dans la liste suivante le ou les réactifs qui permettent de caractériser C.

- Liqueur de Fehling.
- Nitrate d'argent ammoniacal.
- Bleu de bromothymol.
- Chlorure de baryum.

3) Une solution de C de concentration molaire $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ a un $\text{pH} = 2,4$. Justifier ou réviser les affirmations ci-dessous :

a) La valeur du pK_a est 3,8.
 b) Lorsqu'on ajoute 90 mL d'eau pure à 10 mL de la solution de C le pH du mélange diminue.
 c) Votre avis sera donné en quelques lignes, puis illustré au besoin par un calcul.

EXERCICE C-25

On réalise l'hydratation d'un alcène, le 2-méthylbut-2-ène :

$$\text{CH}_3\text{-C}(\text{CH}_3)=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{-C}(\text{CH}_3)_2\text{-CH}_2\text{-OH}$$

- a) Quelle est la fonction chimique du ou des produit(s) obtenu(s) ?
 b) Ecrire l'équation bilan de la réaction (ou des réactions).
 c) Qu'obtient-on par action du dichromate de potassium en milieu acide obtenu(s) ?
 d) Donner la demi-équation redox du dichromate de potassium en milieu acide. Donner la formule développée du produit obtenu par l'oxydation vue en c).
 e) Quelle est sa fonction ?

EXERCICE C-26

On considère les alcools suivants : 2-méthylpropan-2-ol ;

1) Préciser la classe de chacun de ces alcools et écrire leur formule semi-développée.

2/a) Lequel des alcools cités ci-dessus présente-t-il l'isométrie optique ?
 b) Donner la représentation spatiale de ses deux formes énantiomères.

3) On réalise l'oxydation ménagée de ces alcools par une solution aqueuse de dichromate de potassium en milieu acide.

a) Ecrire la réaction d'oxydation du butan-1-ol en butanal.
 b) Ecrire la réaction d'oxydation du butanal en acide butanoïque.
 c) Ecrire la réaction d'oxydation du butanol en acide butanoïque.
 d) Ecrire la réaction d'oxydation du butan-2-ol.
 e) Que donne l'oxydation ménagée du 2-méthylpropan-2-ol.

EXERCICE C-27

1) L'éthanol est oxydé par le dioxygène de l'air en présence d'un catalyseur en deux étapes dans l'expérience de la lampe sans flamme.

Ecrire les équations correspondant à la transformation :

a) de l'éthanol en éthanal (si l'oxydant est en défaut)
 b) de l'éthanol en acide éthanoïque (si l'oxydant est en excès)
 c) de l'éthanol en acide éthanoïque.

2) Divers oxydants peuvent être utilisés pour oxyder l'éthanol. En utilisant le dichromate de potassium en milieu acide, l'éthanol s'oxyde en éthanal qui s'oxyde en acide éthanoïque.

a) Ecrire les réactions d'oxydation ménagée correspondant aux différentes étapes.
 b) En partant de 29,1 cm³ d'éthanol de masse volumique 790 kg/m³ on obtient une masse $m' = 18 \text{ g}$ d'acide éthanoïque. Sachant que tout l'éthanol a réagi, montrer qu'il reste d'éthanal dans le mélange et calculer sa masse.

EXERCICE C-28

L'oxydation ménagée du propan-1-ol par le dioxygène de l'air donne du propanal qui est, à son tour, oxydé en acide propanoïque. Cette oxydation peut donc donner du propanal et/ou de l'acide propanoïque.

1) Ecrire les équations des réactions permettant d'obtenir :
 - du propanal à partir du propan-1-ol
 - de l'acide propanoïque à partir du propan-1-ol
 - de l'acide propanoïque à partir du propan-1-ol et du dioxygène de l'air comme oxydant.

2) Après oxydation ménagée totale d'une masse $m = 6 \text{ g}$ de propan-1-ol, on dissout le produit obtenu dans l'eau et on obtient un volume $V = 100 \text{ cm}^3$ de solution.

On prélève le cinquième de cette solution que l'on dose par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_p = 1,2 \text{ mol.l}^{-1}$ en présence d'un indicateur coloré. Pour obtenir l'équivalence, il faut verser $12,5 \text{ cm}^3$ de soude.

3/a) Tout le propanol obtenu par oxydation mélangée de tout le propan-1-ol calculez le rendement de l'acide obtenu.

3/b) Si le propanol obtenu par oxydation mélangée de tout le propanol que l'on dose par une solution d'acide propionique

- la masse de propanol non oxydé en acide propionique

- le rendement de la réaction (rapport du nombre de moles d'acide obtenu au nombre de moles d'alcool utilisé).

- la masse d'acide propionique que l'on devrait obtenir si le rendement était de 100 %.

EXERCICE 0-29

On fait subir à une masse $m = 1,74 \text{ g}$ d'un mélange d'éthanol et d'éthanal, une oxydation mélangée en présence du tétraoxygène de l'air. Le produit obtenu après oxydation mélangée totale du mélange est dissous dans 1 l eau de façon à obtenir 200 cm^3 de solution.

On prélève un volume $V_1 = 20 \text{ cm}^3$ de cette solution que l'on dose par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_p = 1,5 \text{ mol.l}^{-1}$ en présence de la phénolphthaléine. On constate que pour obtenir le virage de l'indicateur coloré, il faut verser un volume $V_2 = 20 \text{ cm}^3$ d'hydroxyde de sodium.

Déterminer la masse m_1 d'éthanol et la masse m_2 d'éthanal que l'on a dans le mélange initial. Après oxydation, il ne reste dans le mélange final ni éthanol, ni éthanal.

EXERCICE C-1

Écrire les formules semi-développées des composés suivants :

- a) propan-2-amine
- b) 2-méthylbutylamine
- c) N-méthylpropan-2-amine
- d) N-éthyl-N-méthyl-2-méthylbutan-1-amine
- e) butane-1,3-diamine
- f) 1-aminobutan-2-ol
- g) hexane-1,2,6-triamine
- h) N,N-diméthylbutan-2-amine
- i) N-méthyl-2-méthylpropan-1-amine
- j) 5-éthyl-3-méthyl-7-phénylheptan-2-amine

EXERCICE C-2

Nommer les composés suivants :

- 1) CH3-CH2-CH2-NH2
- 2) CH3-CH2-CH2-CH2-NH-CH3
- 3) CH3-CH2-CH2-N(CH3)2
- 4) NH2-CH2-CH2-CH2-CH2-NH2
- 5) C6H5-NH-C6H5
- 6) CH3-CH2-CH2-NH-CH2-CH3
- 7) NH2-CH2-CH2-CH2-CH2-NH2
- 8) CH3-CH2-CH2-NH-CH3
- 9) CH3-CH2-CH2-CH2-CH2-NH2
- 10) C6H5-CH2-CH2-NH2

EXERCICE C-3

Donner les formules semi-développées, les noms et les classes de toutes les amines de formule brute $C_4H_{11}N$.

Distinction celle(s) dont la molécule est chirale.

EXERCICE C-4

1) Écrire la formule semi-développée d'une de la molécule de N-éthylbutan-2-amine et celle de 2-méthylpropan-2-amine.

2/a) L'une des molécules est chirale. Indiquer laquelle et donner la raison.

b) Représenter en perspective cavalière le couple d'antiomères correspondants.

1) Ecrire les formules générales des trois classes d'amines aliphatiques (amines saturées non cycliques)

2) Montrer que la formule brute d'une monamine saturée non cyclique contenant n atomes de carbone est $C_n H_{2n+3} N$ (on établira cette formule à partir de la formule générale d'une monamine secondaire saturée non cyclique).

3) Le pourcentage en masse d'azote d'une monamine saturée non cyclique est 23,7%.

EXERCICE C-9

On donne les masses molaires atomiques des éléments suivants : H : 1 g/mol ; C : 12 g/mol ; N : 14 g/mol.

1) Quelle est la formule brute des monoamines primaires saturées non cycliques contenant n atomes de carbone ?

2/ a) Exprimer en fonction de n le pourcentage en masse d'azote contenu dans une telle molécule.

b) Une masse de 11,4 g d'une telle amine contient 2,2 g d'azote. Déterminer n ; donner la formule brute et écrire les formules semi-développées et les noms possibles de cette amine primaire.

3) On considère une solution aqueuse de l'amine primaire à chaîne linéaire que peut-on dire de son pH par rapport à celui d'une solution d'hydroxyde de sodium de même concentration molaire ?

4) Calculer les concentrations molaires des différents éléments suivants :

EXERCICE C-8

On donne : H : 1 g/mol ; C : 12 g/mol ; N : 14 g/mol.

a) Quelles propriétés possède le mélange obtenu ?

b) En déduire le pK_a du couple correspondant à l'amine R-NH₂.

c) Calculer les concentrations molaires des différentes espèces présentes dans le mélange.

3) Après équilibre on ajoute à nouveau 4,6 cm³ d'amine. Le pH du mélange est alors 10,6.

a) Calculer la concentration molaire de l'amine R-NH₂ dans le mélange initial.

b) Donner la formule semi-développée possible et le nom de cette amine sachant que le carbone porteur du groupe amine n'est pas lié à l'hydrogène.

c) Quelle est la formule brute de l'amine primaire considérée ?

d) Déterminer la masse molaire de l'amine.

e) Quelle est l'équation de la réaction ? Calculer la concentration molaire de l'amine.

Lorsqu'on a versé $V_B = 4,6$ cm³ d'amine.

Une brutale augmentation du pH correspondant à l'équivalence est observée.

On varie progressivement cette amine dans un liquide de masse volumique 0,75 kg/L.

2) A 25 °C, cette amine est un liquide de masse volumique 0,75 kg/L.

a) Quel est le couple acide-base correspondant à cette amine ?

b) Quelle est l'équation-bilan de la réaction de cette amine avec l'eau ?

1) En combien de classes les amines peuvent-elles être réparties ? Donner un exemple de chaque classe en précisant le nom du corps.

2) Ecrire la formule générale des amines, identique pour toutes les classes.

3) Pour déterminer la formule brute d'une amine saturée on dissout 0,59 g de l'amine dans un peu d'eau. Puis on ajoute de l'acide chlorhydrique de concentration molaire 0,5 mol/L. L'équivalence est obtenue pour 20 cm³ de la solution acide.

4) Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre les solutions d'amine et d'acide chlorhydrique.

5) Calculer la masse molaire de l'amine et en déduire sa formule brute.

6) Ecrire les formules semi-développées des amines isomères possibles et indiquer la classe d'amine à laquelle appartiennent chacune d'elles.

7) A partir de l'acide noétique (éthanoïque) et de l'une des amines précitées (on choisira l'amine primaire ayant une chaîne carbonée linéaire) on peut obtenir une amide. Ecrire une réaction d'obtention de ce dérivé.

8) La molécule de l'amide obtenue possède un motif important en biologie ; l'indiquer (formule développée et nom).

9) Les amines en question dans cet exercice sont saturées et non cycliques.

EXERCICE C-7

On considère une amine primaire de formule R-NH₂ dans laquelle R est un groupe alkyle.

1) On considère une base faible B, la monoéthylamine, de formule C₂H₅NH₂. Quel est son acide conjugué A ?

2) Ecrire l'équation de la réaction qui se produit quand on introduit la base B dans l'eau.

3) On dissout 10⁻² mole de monoéthylamine dans un litre d'eau distillée.

4) Le pH de la solution obtenue est égal à 11,35. En déduire les molarités des diverses espèces chimiques présentes dans la solution. En déduire la constante d'acidité K_a et le pK_a du couple A/B.

5) On ajoute à la solution obtenue en 3/ la quantité d'acide chlorhydrique suffisante pour que le pH prenne la valeur pK_a - 1. Laquelle des espèces A et B devient prédominante ? Dans quel sens a évolué l'équilibre chimique étudié ?

6) La solution précédemment étudiée est remplacée par celle de la méthylamine de formule CH₃NH₂ dont le couple ion méthylammonium/méthylamine a un pK_a égal à 10,72. Déterminer la concentration des diverses espèces chimiques en solution en déduire le nombre de moles et le volume de méthylamine (gaz) qu'il a fallu dissoudre dans 0,25 litre d'eau pour préparer cette solution. Dans les conditions de l'expérience, le volume molaire est $V_m = 24$ L/mol. Le pH de la solution est égal à 11,50.

7) Quelle est la plus faible des deux bases ?

EXERCICE C-6

1) On considère une amine primaire de formule R-NH₂ dans laquelle R est un groupe alkyle.

2) Ecrire la formule générale des amines saturées et non cycliques.

3) Montrer que la formule brute d'une monamine saturée non cyclique contenant n atomes de carbone est $C_n H_{2n+3} N$ (on établira cette formule à partir de la formule générale d'une monamine secondaire saturée non cyclique).

4) Le pourcentage en masse d'azote d'une monamine saturée non cyclique est 23,7%.

5) On considère une solution aqueuse de l'amine primaire à chaîne linéaire que peut-on dire de son pH par rapport à celui d'une solution d'hydroxyde de sodium de même concentration molaire ?

6) Calculer les concentrations molaires des différents éléments suivants : H : 1 g/mol ; C : 12 g/mol ; N : 14 g/mol.

7) Quelle est la formule brute des monoamines primaires saturées non cycliques contenant n atomes de carbone ?

8) Exprimer en fonction de n le pourcentage en masse d'azote contenu dans une telle molécule.

9) Une masse de 11,4 g d'une telle amine contient 2,2 g d'azote. Déterminer n ; donner la formule brute et écrire les formules semi-développées et les noms possibles de cette amine primaire.

10) On considère une solution aqueuse de l'amine primaire à chaîne linéaire que peut-on dire de son pH par rapport à celui d'une solution d'hydroxyde de sodium de même concentration molaire ?

11) Calculer les concentrations molaires des différents éléments suivants : H : 1 g/mol ; C : 12 g/mol ; N : 14 g/mol.

12) Quelles propriétés possède le mélange obtenu ?

13) En déduire le pK_a du couple correspondant à l'amine R-NH₂.

14) Calculer les concentrations molaires des différentes espèces présentes dans le mélange.

15) Après équilibre on ajoute à nouveau 4,6 cm³ d'amine. Le pH du mélange est alors 10,6.

16) Calculer la concentration molaire de l'amine R-NH₂ dans le mélange initial.

17) Donner la formule semi-développée possible et le nom de cette amine sachant que le carbone porteur du groupe amine n'est pas lié à l'hydrogène.

18) Quelle est la formule brute de l'amine primaire considérée ?

19) Déterminer la masse molaire de l'amine.

20) Quelle est l'équation de la réaction ? Calculer la concentration molaire de l'amine.

Lorsqu'on a versé $V_B = 4,6$ cm³ d'amine.

21) Une brutale augmentation du pH correspondant à l'équivalence est observée.

22) On varie progressivement cette amine dans un liquide de masse volumique 0,75 kg/L.

23) A 25 °C, cette amine est un liquide de masse volumique 0,75 kg/L.

24) Quel est le couple acide-base correspondant à cette amine ?

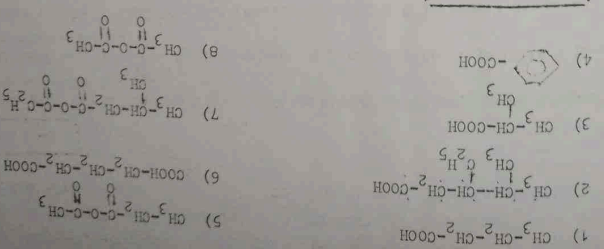
25) Quelle est l'équation-bilan de la réaction de cette amine avec l'eau ?

LES ACIDES CARBOXYLIQUES ET LEURS DERIVES

(C₉)

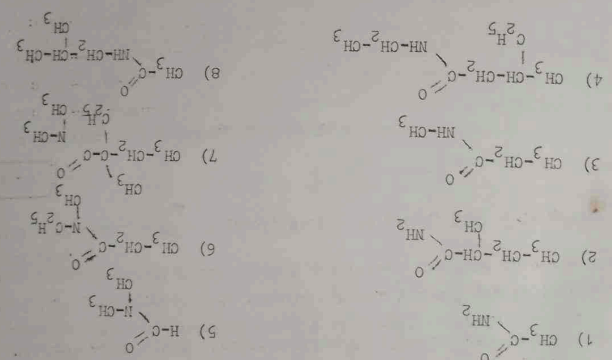
EXERCICE C₉-1

Nommer les composés suivants :



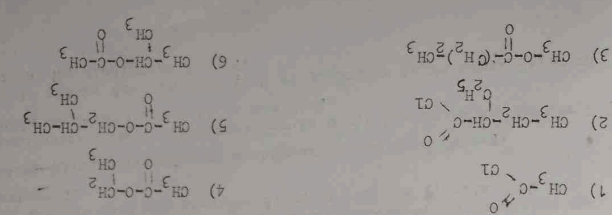
EXERCICE C₉-2

Nommer les composés suivants :



EXERCICE C₉-3

Nommer les composés suivants :



EXERCICE C₈-10

La masse molaire d'une amine saturée non cyclique est 73 g/mol.

1) Déterminer la formule brute de cette amine.

2) Donner les formules semi-développées possibles, les noms et les classes des amines correspondantes.

3) On dissout une masse m de cette amine dans de l'eau pure de façon à obtenir 1 litre de solution. On dose un volume V₁ = 40,0 cm³ de cette solution par de l'acide chlorhydrique de concentration C₂ = 0,2 mol/L. Le virage de l'indicateur colore approprié utilisé se produit quand on a versé un volume V₂ = 20,5 cm³ d'acide.

4) Déterminer la masse m.

EXERCICE C₈-11

1) Le dosage d'une masse m = 0,236 g d'une monamine aliphatique saturée, notée A, nécessite un volume V = 40 cm³ d'une solution chlorhydrique saturée, notée B pour obtenir l'équivalence.

a) Déterminer la masse molaire de cette amine et sa formule brute.

b) Quels sont les divers isomères possibles correspondant à cette formule brute (écrire leurs formules semi-développées). Noter pour chacun d'eux, la classe d'amine à laquelle il appartient.

2) Une solution aqueuse à 10⁻² mol.L⁻¹ de cette amine a un pH = 11,4. En déduire le pK_a du couple C formé par l'amine et son acide conjugué.

- Le coefficient d'ionisation de l'amine dans cette solution.

3) Des couples C₁ et C₂ NH₃⁺ / NH₂ ; pK_{a2} = 9,2, indiquer en le justifiant :

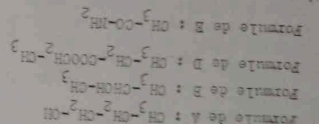
- quel est celui qui possède la base la plus forte ?

- quel est celui qui possède l'acide le plus fort ?

On donne : C : 12 g.mol⁻¹ ; H : 1 g.mol⁻¹ ; N : 14 g.mol⁻¹

1) Nommer ces corps et indiquer le groupe fonctionnel caractéristique de chacun d'eux.
 2/a) On fait réagir une solution acidifiée S de dichromate de potassium sur le corps A. On obtient dans une première étape un composé F, puis dans une seconde un composé G.
 3) La même solution S agit maintenant sur le corps B pour donner un corps H. Donner la formule semi-développée et le nom de H.
 c) Indiquer la nature des composés F, G et H. Donner leurs noms. Citer un réactif permettant de distinguer B de H.

On connaît les formules de 4 corps A, B, D et E.



EXERCICE C-6

On donne $M(O) = 16 \text{ g/mol}$, $M(H) = 1 \text{ g/mol}$, $M(C) = 12 \text{ g/mol}$, $M(N) = 14 \text{ g/mol}$.
 1) L'action d'un acide carboxylique X sur un alcool primaire, donne un produit de formule brute $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}_2$.
 2) En faisant réagir l'ammoniac sur l'acide organique X utilisé à la première question, on obtient un carboxylate d'ammonium Y. Celui-ci par chauffage se déshydrate. On obtient un composé Z de formule brute $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$.
 3) Écrire les formules semi-développées et donner les noms de X, Y, Z.
 4) Écrire l'équation-bilan de la transformation de l'acide organique en carboxylate d'ammonium puis celle correspondant à la formation de Z.
 5) On a obtenu 14 g de composé Z de formule $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$. Sachant que le rendement de la réaction de déshydratation est de 85 % déterminer la masse de carboxylate d'ammonium utilisée.

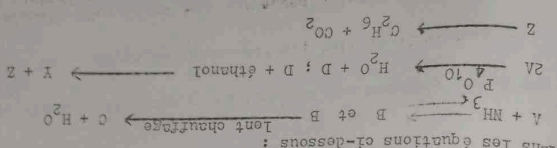
EXERCICE C-7

1) Montrer que la formule brute d'une amide en fonction du nombre n d'atomes de carbone est $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{ON}$ (on partira de la formule générale d'une amide n, non-substituée).
 2) Les pourcentages en masse d'oxygène et de carbone d'une amide A sont respectivement : O : 18,39 % ; C : 55,17 %.
 a) En déduire sa formule brute.
 b) Déterminer les noms et les formules semi-développées de toutes les amides isomères de A.
 3) On considère une amide non substituée à chaîne linéaire isomère de A. Écrire un mode de synthèse possible de cette amide et écrire l'équation-bilan correspondante.

EXERCICE C-8

1) acide 2-éthyl-2-méthylbutanoïque
 2) acide 2-éthyl-3-méthylpentanoïque
 3) acide hexanoïque-dioïque
 4) anhydride élimotique propoïque
 5) anhydride méthanoïque
 6) méthyl 2-méthylpropanoate
 7) N-éthyl 2-méthylbutanamide
 8) 2-éthylbutanamide
 9) chlorure de propanoyle
 10) éthanate de 2-méthylpropyle

1) On dissout 0,74 g d'un monoacide carboxylique saturé A dans de l'eau et on complète la solution à $V = 100 \text{ cm}^3$.
 $V_n = 10 \text{ cm}^3$ de cette solution sont exactement dosés par $V_b = 20 \text{ cm}^3$ d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$.
 a) Déterminer la masse molaire du composé A et sa formule brute.
 b) Écrire trois formules semi-développées correspondant à cette formule brute. Indiquer celle qui correspond au composé A dont on précise le nom.
 2) Indiquer un procédé qui permet d'obtenir le composé A à partir d'un alcool X. Indiquer quel est cet alcool X.
 3) Donner les formules semi-développées et les noms des composés qui figurent dans les équations ci-dessous :



EXERCICE C-9

On donne : $M(N) = 14 \text{ g/mol}$; $M(O) = 16 \text{ g/mol}$; $M(C) = 12 \text{ g/mol}$; $M(H) = 1 \text{ g/mol}$.
 1) Montrer que la formule brute d'une amide en fonction du nombre n d'atomes de carbone est $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{ON}$ (on partira de la formule générale d'une amide n, non-substituée).
 2) Les pourcentages en masse d'oxygène et de carbone d'une amide A sont respectivement : O : 18,39 % ; C : 55,17 %.
 a) En déduire sa formule brute.
 b) Déterminer les noms et les formules semi-développées de toutes les amides isomères de A.
 3) On considère une amide non substituée à chaîne linéaire isomère de A. Écrire un mode de synthèse possible de cette amide et écrire l'équation-bilan correspondante.

EXERCICE C-7

1) Montrer que la formule brute d'une amide en fonction du nombre n d'atomes de carbone est $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{ON}$ (on partira de la formule générale d'une amide n, non-substituée).
 2) Les pourcentages en masse d'oxygène et de carbone d'une amide A sont respectivement : O : 18,39 % ; C : 55,17 %.
 a) En déduire sa formule brute.
 b) Déterminer les noms et les formules semi-développées de toutes les amides isomères de A.
 3) On considère une amide non substituée à chaîne linéaire isomère de A. Écrire un mode de synthèse possible de cette amide et écrire l'équation-bilan correspondante.

9/a) La densité de vapeur d'un monoacide carboxylique à chaîne saturée non cyclique I est voisine de 3. Donner les formules semi-développées possibles pour I, ainsi que les noms correspondants.
 b) L'isomère non ramifié de I réagit avec B en présence d'un catalyseur pour donner un composé J. Écrire l'équation-bilan de cette réaction. Donner le nom de J. Préciser les caractéristiques de cette réaction.
 c) Le composé G subit l'action d'un déshydratant énergétique, l'oxyde de phosphore P_2O_5 . Écrire l'équation de la réaction et nommer le produit K obtenu. que donne l'hydrolyse du produit K ?
 d) quel est le produit obtenu par décarboxylation de l'isomère non ramifié du composé I ?

On introduit dans un ballon $m_1 = 12$ g d'acide éthanoïque, $m_2 = 23$ g d'éthanol et 4 gouttes d'acide sulfurique concentré. On laisse ce mélange en attente pendant une semaine. On dose alors les acides présents dans le mélange réactionnel par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C = 1,5$ mol/L, en présence de phénolphthaléine.

EXERCICE C¹⁰⁻¹

On déduit de la réaction bilan de la réaction acido-basique. On fait agir sur l'acide A le tétraphosphore P_4O_{10} qui est un déshydratant puissant. Donner la formule semi-développée et le nom du composé obtenu à partir de l'acide A.

2) On fait agir sur l'acide A le tétraphosphore P_4O_{10} qui est un déshydratant puissant. Donner la formule semi-développée et le nom du composé obtenu à partir de l'acide A.

c) Ecrire l'équation-bilan de la réaction acido-basique.

b) Déterminer la masse molaire, la formule brute de l'acide A, sa formule semi-développée et son nom.

a) Calculer la concentration C_a de la solution acide, quand on a ajouté 16,8 cm³ de la solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 5 \cdot 10^{-2}$ mol/L. L'équivalence acido-basique a lieu à 20 cm³ de cette solution qu'on dose par une solution d'hydroxyde de sodium. On prend 3,11 g de cet acide et on le dissout dans 1 litre d'eau pure. On précipite par hydratation catalytique d'un alcool B lui-même de Schiff.

L'acide C peut être obtenu par oxydation ménagée d'un alcool B qui donne un précipité jaune avec le D.N.P.H., mais qui est sans action sur le réactif de Schiff.

b) L'acide B subit une oxydation ménagée : on obtient un corps D qui donne des caractéristiques de cette hydrolyse ?

a) Quelles sont les caractéristiques de cette hydrolyse ?

2) On fait l'hydrolyse de A : on obtient un alcool B et un acide carboxylique C.

1) Un ester A a pour formule brute $C_5H_{10}O_2$. Ecrire les formules semi-développées des différents esters répondant à cette formule et donner leurs noms.

EXERCICE C¹⁰⁻²

5) On fait réagir l'acide C sur l'éthanol. Ecrire l'équation de la réaction et préciser ses caractères.

c) L'action de l'acide C sur l'ammoniac.

b) La déshydratation intermoléculaire de l'acide C.

a) La décarboxylation de l'acide C.

4) Ecrire et nommer les produits obtenus lors de :

3) On obtient $m_C = 14,8$ g du composé C. Calculer la masse de B restant dans le mélange sachant que tout le propan-1-ol a réagi.

2) Ecrire les équations des réactions permettant de passer de A à B puis de B à C.

1) Donner les noms et les formules semi-développées de B et C.

Une masse $m_A = 18$ g de propan-1-ol (composé A) est traitée par une solution acide de dichromate de potassium. On obtient un mélange de deux composés B et C. En présence de B, le réactif de Schiff devient rose. C est un acide carboxylique.

EXERCICE C¹⁰⁻³

ESTERIFICATION - HYDROLYSE
SAPONIFICATION

Il faut verser un volume $V = 18,7$ cm³ de la solution d'hydroxyde de sodium d'acide sulfurique concentré sont neutralisés par $V = 2,7$ cm³ de la solution pour faire virer la phénolphthaléine. Un dosage préalable montre que 4 gouttes d'hydroxyde de sodium ont été ajoutées au ballon avant le dosage. Donner le nom des corps formés.

2) Déterminer le nombre de moles n_1 d'acide éthanoïque présent dans le ballon avant le dosage.

3) Déterminer de même le nombre de moles n_2 d'ester formé et le nombre de moles n_3 d'alcool restant.

4) Calculer le pourcentage x en quantité d'ester formé.

1) On veut identifier un monoacide carboxylique A, à chaîne carbonée saturée. On prend 3,11 g de cet acide et on le dissout dans 1 litre d'eau pure. On précipite par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 5 \cdot 10^{-2}$ mol/L. L'équivalence acido-basique a lieu à 20 cm³ de cette solution qu'on dose par une solution d'hydroxyde de sodium. On prend 3,11 g de cet acide et on le dissout dans 1 litre d'eau pure. On précipite par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 5 \cdot 10^{-2}$ mol/L. L'équivalence acido-basique a lieu à 20 cm³ de cette solution qu'on dose par une solution d'hydroxyde de sodium.

EXERCICE C¹⁰⁻⁵

2/a) Ecrire l'équation de la réaction de C sur A.

b) Quelles sont ses caractéristiques ?

3/a) Ecrire l'équation de la réaction de D sur A.

b) Quelles sont ses caractéristiques ?

2/a) Ecrire l'équation de la réaction de C sur A.

b) Noter en évidence et nommer le groupement fonctionnel qui caractérise chacun d'eux.

a) Identifier, par déduction, les produits A, B, C, D, E en donnant leur nom et leur formule semi-développée.

- B agit sans action sur le réactif de Schiff

- B additionné à la 2,4-dinitrophénylhydrazine donne un précipité jaune.

l'oxydation ménagée du composé A par le dichromate de potassium en milieu acide donne un composé B :

Le composé C chauffé en présence d'un déshydratant énergétique donne un composé D de formule $C_4H_6O_3$.

1) L'hydrolyse d'un ester B de formule $C_6H_{12}O_2$ donne deux composés nouveaux C et A.

EXERCICE C¹⁰⁻⁴

1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction ayant eu lieu dans le ballon avant le dosage. Donner le nom des corps formés.

2) Déterminer le nombre de moles n_1 d'acide éthanoïque présent dans le ballon avant le dosage.

3) Déterminer de même le nombre de moles n_2 d'ester formé et le nombre de moles n_3 d'alcool restant.

4) Calculer le pourcentage x en quantité d'ester formé.

1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction ayant eu lieu dans le ballon avant le dosage. Donner le nom des corps formés.

2) Déterminer le nombre de moles n_1 d'acide éthanoïque présent dans le ballon avant le dosage.

3) Déterminer de même le nombre de moles n_2 d'ester formé et le nombre de moles n_3 d'alcool restant.

4) Calculer le pourcentage x en quantité d'ester formé.

1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction ayant eu lieu dans le ballon avant le dosage. Donner le nom des corps formés.

2) Déterminer le nombre de moles n_1 d'acide éthanoïque présent dans le ballon avant le dosage.

3) Déterminer de même le nombre de moles n_2 d'ester formé et le nombre de moles n_3 d'alcool restant.

4) Calculer le pourcentage x en quantité d'ester formé.

1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction ayant eu lieu dans le ballon avant le dosage. Donner le nom des corps formés.

2) Déterminer le nombre de moles n_1 d'acide éthanoïque présent dans le ballon avant le dosage.

3) Déterminer de même le nombre de moles n_2 d'ester formé et le nombre de moles n_3 d'alcool restant.

4) Calculer le pourcentage x en quantité d'ester formé.

1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction ayant eu lieu dans le ballon avant le dosage. Donner le nom des corps formés.

2) Déterminer le nombre de moles n_1 d'acide éthanoïque présent dans le ballon avant le dosage.

3) Déterminer de même le nombre de moles n_2 d'ester formé et le nombre de moles n_3 d'alcool restant.

4) Calculer le pourcentage x en quantité d'ester formé.

1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction ayant eu lieu dans le ballon avant le dosage. Donner le nom des corps formés.

2) Déterminer le nombre de moles n_1 d'acide éthanoïque présent dans le ballon avant le dosage.

3) Déterminer de même le nombre de moles n_2 d'ester formé et le nombre de moles n_3 d'alcool restant.

4) Calculer le pourcentage x en quantité d'ester formé.

1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction ayant eu lieu dans le ballon avant le dosage. Donner le nom des corps formés.

2) Déterminer le nombre de moles n_1 d'acide éthanoïque présent dans le ballon avant le dosage.

3) Déterminer de même le nombre de moles n_2 d'ester formé et le nombre de moles n_3 d'alcool restant.

4) Calculer le pourcentage x en quantité d'ester formé.

1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction ayant eu lieu dans le ballon avant le dosage. Donner le nom des corps formés.

2) Déterminer le nombre de moles n_1 d'acide éthanoïque présent dans le ballon avant le dosage.

3) Déterminer de même le nombre de moles n_2 d'ester formé et le nombre de moles n_3 d'alcool restant.

4) Calculer le pourcentage x en quantité d'ester formé.

1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction ayant eu lieu dans le ballon avant le dosage. Donner le nom des corps formés.

2) Déterminer le nombre de moles n_1 d'acide éthanoïque présent dans le ballon avant le dosage.

3) Déterminer de même le nombre de moles n_2 d'ester formé et le nombre de moles n_3 d'alcool restant.

4) Calculer le pourcentage x en quantité d'ester formé.

1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction ayant eu lieu dans le ballon avant le dosage. Donner le nom des corps formés.

2) Déterminer le nombre de moles n_1 d'acide éthanoïque présent dans le ballon avant le dosage.

3) Déterminer de même le nombre de moles n_2 d'ester formé et le nombre de moles n_3 d'alcool restant.

4) Calculer le pourcentage x en quantité d'ester formé.

EXERCICE C¹⁰⁻⁷

1) L'analyse massique d'un ester (E) indique qu'il contient 64,6 % de carbone, 10,0 % d'hydrogène et 24,6 % d'oxygène. Calculer la masse molaire moléculaire de (E) et en déduire sa formule brute.

2) L'action de l'eau sur le composé (E) conduit à deux produits (A) et (B). De quel type de réaction s'agit-il ? Quelles sont ses caractéristiques ?

b) Quelles sont les fonctions chimiques des corps obtenus ?

EXERCICE C¹⁰⁻⁶

1) L'hydratation d'un alcène donne un composé A. L'oxydation ménagée du composé A conduit à un composé B qui ne colore pas le réactif de Schiff, mais qui donne une précipité jaune avec le I₂/NaOH.

1) Quelles sont les fonctions des composés A et B ? Donner leurs formules générales.

2) La combustion de 6 g du composé A donne 6,7 L de dioxyde de carbone, ce volume étant mesuré dans des conditions où le volume molaire des gaz est 23 L.

3) On fait réagir sur A l'acide propanoïque. Ecrire l'équation de la réaction et nommer les produits obtenus.

4) Quelles sont les caractéristiques de cette réaction ? Comment évolue-t-elle lorsque l'acide propanoïque est en excès ?

EXERCICE C¹⁰⁻⁵

1) On fait agir sur l'ammoniac NH₃ sur l'acide A. Le composé obtenu est ensuite déshydraté par un chauffage prolongé. Donner la formule semi-développée et le nom de la substance que l'on obtient alors.

2) On fait réagir, dans une épreuve, un mélange de 0,50 mol d'éthanol et 0,50 mol d'eau. Au bout de 12 heures, l'état d'équilibre est atteint : la composition du mélange n'évolue plus ; l'acide restant est dosé par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire 5 mol/L. L'équivalence acido-basique est atteinte lorsqu'on a versé 24 mL de solution d'hydroxyde de sodium.

a) Déterminer la quantité d'alcool estérifié.

b) En déduire les pourcentages d'alcool et d'acide estérifiés.

5) On fait réagir dans les mêmes conditions 0,50 mol d'éthanol et 2,0 mol d'acide A. L'état d'équilibre est atteint au bout de 12 heures : la composition du mélange n'évolue plus ; on constate qu'il contient 1,24 mol d'acide A.

a) Ecrire l'équation de la réaction ayant lieu dans l'épreuve. Quels sont les produits obtenus.

b) Calculer la quantité d'alcool estérifié.

c) Déterminer la composition du mélange à l'équilibre.

d) En déduire les pourcentages d'alcool et d'acide estérifiés.

e) Au vue des résultats précédents (questions 4 et 5), préciser comment varient les pourcentages d'alcool et d'acide estérifiés lorsqu'on change les concentrations initiales d'alcool et d'acide.

EXERCICE C¹⁰⁻⁴

On donne : C : 12 g.mol⁻¹ ; H : 1 g.mol⁻¹ ; O : 16 g.mol⁻¹

1) (A) et (B) étant maintenant connus, écrire la formule semi-développée de l'ester (E) et l'équation de la réaction entre (E) et l'eau.

2) (A) et (B) étant maintenant connus, écrire la formule semi-développée de l'ester (E) et l'équation de la réaction.

3) (A) et (B) étant maintenant connus, écrire la formule semi-développée de l'ester (E) et l'équation de la réaction.

4) Afin de préciser le corps (B) on le soumet à une oxydation ménagée, celle-ci conduit à la formation d'un composé (C) qui réagit avec le 2,4-dinitrophénylhydrazine (DNPH) mais qui ne réagit pas avec l'ion diamine argent (Ag(NH₂)₂⁺). Déduire en la justifiant, la formule semi-développée du composé (B).

5) (A) et (B) étant maintenant connus, écrire la formule semi-développée de l'ester (E) et l'équation de la réaction.

6) On fait agir sur (A) du pentachlorure de phosphore. Donner la fonction chimique, le nom et la formule semi-développée du composé obtenu.

7) On fait agir sur (A) du pentachlorure de phosphore. Donner la fonction chimique, le nom et la formule semi-développée du composé obtenu.

8) On fait agir sur (A) du pentachlorure de phosphore. Donner la fonction chimique, le nom et la formule semi-développée du composé obtenu.

9) On fait agir sur (A) du pentachlorure de phosphore. Donner la fonction chimique, le nom et la formule semi-développée du composé obtenu.

10) On fait agir sur (A) du pentachlorure de phosphore. Donner la fonction chimique, le nom et la formule semi-développée du composé obtenu.

EXERCICE C¹⁰⁻³

Un ester A a été préparé par action d'un alcool B sur un acide carboxylique C. L'oxydation totale de 0,66 g de cet ester produit 1,32 g de dioxyde de carbone et 0,54 g d'eau.

a) Déterminer la formule brute de l'ester. Quelle est sa masse molaire ?

b) Ecrire les formules semi-développées et les noms de cet ester.

c) L'ester A a été obtenu à partir d'un acide carboxylique C dont le carboxyle nom et la formule semi-développée de l'amide, de l'acide C, de l'alcool B et de l'ester A.

d) Une masse de 1 g de cet ester est traitée par de l'eau, au bout de quelques heures, on dose l'acide formé par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire C_p = 1 mol/L en présence de phthaléine. Il faut un volume V_p = 3,6 cm³ de cette solution pour faire virer l'indicateur.

- Calculer la masse d'ester restant dans le mélange.

- Quel est le pourcentage de l'ester initial hydrolysé ?

EXERCICE C¹⁰⁻²

On desire préparer 10 g d'éthanoate d'éthyle.

a) Quelle masse d'éthanol faut-il faire entrer en réaction, dans ces conditions, pour obtenir 10 g de l'ester ?

b) Pour des mélanges équimolaires de cet acide et de cet alcool, la limite d'estérification est en fait de 67 %.

c) Quelle masse d'éthanol faut-il faire entrer en réaction, dans ces conditions, pour obtenir 10 g de l'ester ?

EXERCICE C¹⁰⁻¹

1) On fait agir sur l'ammoniac NH₃ sur l'acide A. Le composé obtenu est ensuite déshydraté par un chauffage prolongé. Donner la formule semi-développée et le nom de la substance que l'on obtient alors.

2) On fait réagir, dans une épreuve, un mélange de 0,50 mol d'éthanol et 0,50 mol d'eau. Au bout de 12 heures, l'état d'équilibre est atteint : la composition du mélange n'évolue plus ; l'acide restant est dosé par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire 5 mol/L. L'équivalence acido-basique est atteinte lorsqu'on a versé 24 mL de solution d'hydroxyde de sodium.

a) Déterminer la quantité d'alcool estérifié.

b) En déduire les pourcentages d'alcool et d'acide estérifiés.

5) On fait réagir dans les mêmes conditions 0,50 mol d'éthanol et 2,0 mol d'acide A. L'état d'équilibre est atteint au bout de 12 heures : la composition du mélange n'évolue plus ; on constate qu'il contient 1,24 mol d'acide A.

a) Ecrire l'équation de la réaction ayant lieu dans l'épreuve. Quels sont les produits obtenus.

b) Calculer la quantité d'alcool estérifié.

c) Déterminer la composition du mélange à l'équilibre.

d) En déduire les pourcentages d'alcool et d'acide estérifiés.

e) Au vue des résultats précédents (questions 4 et 5), préciser comment varient les pourcentages d'alcool et d'acide estérifiés lorsqu'on change les concentrations initiales d'alcool et d'acide.

EXERCICE C¹⁰⁻¹

1) On fait agir sur l'ammoniac NH₃ sur l'acide A. Le composé obtenu est ensuite déshydraté par un chauffage prolongé. Donner la formule semi-développée et le nom de la substance que l'on obtient alors.

2) On fait réagir, dans une épreuve, un mélange de 0,50 mol d'éthanol et 0,50 mol d'eau. Au bout de 12 heures, l'état d'équilibre est atteint : la composition du mélange n'évolue plus ; l'acide restant est dosé par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire 5 mol/L. L'équivalence acido-basique est atteinte lorsqu'on a versé 24 mL de solution d'hydroxyde de sodium.

a) Déterminer la quantité d'alcool estérifié.

b) En déduire les pourcentages d'alcool et d'acide estérifiés.

5) On fait réagir dans les mêmes conditions 0,50 mol d'éthanol et 2,0 mol d'acide A. L'état d'équilibre est atteint au bout de 12 heures : la composition du mélange n'évolue plus ; on constate qu'il contient 1,24 mol d'acide A.

a) Ecrire l'équation de la réaction ayant lieu dans l'épreuve. Quels sont les produits obtenus.

b) Calculer la quantité d'alcool estérifié.

c) Déterminer la composition du mélange à l'équilibre.

d) En déduire les pourcentages d'alcool et d'acide estérifiés.

e) Au vue des résultats précédents (questions 4 et 5), préciser comment varient les pourcentages d'alcool et d'acide estérifiés lorsqu'on change les concentrations initiales d'alcool et d'acide.

EXERCICE C¹⁰⁻⁷

- 1) L'analyse massique d'un ester (B) indique qu'il contient 64,6 % de carbone, 10,6 % d'hydrogène et 24,6 % d'oxygène. Calculer la masse molaire moléculaire de (B) et en déduire sa formule brute.
- 2) L'action de l'eau sur le composé (B) conduit à deux produits (A) et (B). De quel type de réaction s'agit-il ? Quelles sont ses caractéristiques ?
- 3) On fait réagir sur A l'acide propionique. Ecrire l'équation de la réaction et nommer les produits obtenus.
- 4) Quelles sont les caractéristiques de cette réaction ? Comment évolue-t-elle lorsque l'acide propionique est en excès ?

EXERCICE C¹⁰⁻⁶

- 1) Quelles sont les fonctions des composés A et B ? Donner leurs formules générales.
- 2) La combustion de 6 g de composé A donne 6,9 L de dioxyde de carbone, ce volume étant mesuré dans des conditions où le volume molaire des gaz est 23 L. Montrer que la formule brute de A est C₃H₈O. Ecrire les formules semi-développées et donner les noms des composés A et B.
- 3) On fait réagir sur A l'acide propionique. Ecrire l'équation de la réaction et nommer les produits obtenus.
- 4) Quelles sont les caractéristiques de cette réaction ? Comment évolue-t-elle lorsque l'acide propionique est en excès ?
- 5) On fait réagir dans les mêmes conditions 0,50 mol d'éthanol et 2,0 mol d'acide A. L'état d'équilibre est atteint au bout de 12 heures : la composition du mélange n'évolue plus ; l'acide restant est dosé par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire 5 mol/L. L'équivalence acido-basique est atteinte lorsque l'on a versé 34 cm³ de solution d'hydroxyde de sodium. Déterminer la quantité d'alcool estérifié.
- 6) En déduire les pourcentages d'alcool et d'acide estérifiés.
- 7) On fait réagir dans les mêmes conditions 0,50 mol d'éthanol et 2,0 mol d'acide A. L'état d'équilibre est atteint au bout de 12 heures : la composition du mélange n'évolue plus ; l'acide restant est dosé par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire 5 mol/L. L'équivalence acido-basique est atteinte lorsque l'on a versé 34 cm³ de solution d'hydroxyde de sodium. Déterminer la quantité d'alcool estérifié.
- 8) Au vue des résultats précédents (questions 4 et 5), préciser comment varient les pourcentages d'alcool et d'acide estérifiés lorsque l'on change les concentrations initiales d'alcool et d'acide.

EXERCICE C¹⁰⁻⁸

- 1) Un ester A a été préparé par action d'un alcool B sur un acide carboxylique C. L'oxydation totale de 0,66 g de cet ester produit 1,32 g de dioxyde de carbone et 0,54 g d'eau.
- 2) Déterminer la formule brute de l'ester. Quelle est sa masse molaire ?
- 3) Ecrire les formules semi-développées et les noms de cet ester.
- 4) L'ester A a été obtenu à partir d'un acide carboxylique C dont le carboxylate d'ammonium déshydraté donne une amide de formule brute C₅H₉ON. Donner le nom et la formule semi-développée de l'amide, de l'acide C, de l'alcool B et de l'ester A.
- 5) Une masse de 1 g de cet ester est traitée par de l'eau. Au bout de quelques heures, on dose l'acide formé par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire C_p = 1 mol/L en présence de phaléine. Il faut un volume V_p = 3,8 cm³ de cette solution pour faire virer l'indicateur.
- 6) Calculer la masse d'ester restant dans le mélange.
- 7) Quel est le pourcentage de l'ester initial hydrolysé ?

PARTIE B

- 1) Le composé (A) a pour formule brute C₅H₈O₂.
- 2) Sachant que :
 - sa solution conduit le courant électrique
 - l'addition de quelques gouttes de bleu de bromothymol (BBM) à (A) donne une solution jaune,
 - on déduit la formule semi-développée du corps (A) et donner son nom.
- 3) On fait agir sur (A) du pentachlorure de phosphore. Donner la fonction chimique, le nom et la formule semi-développée du composé obtenu.
- 4) Afin de préciser le corps (B) on le soumet à une oxydation ménagée. Celle-ci conduit à la formation d'un composé (C) qui réagit avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine (DNPH) mais qui ne réagit pas avec l'ion diazoté argent (Ag(NH₂)₂⁺). Déduire en le justifiant, la formule semi-développée du composé (B).
- 5) (A) et (B) étant maintenant connus, écrire la formule semi-développée de l'ester (D) et l'équation de la réaction entre (B) et l'eau. On donne : C : 12 g.mol⁻¹ ; H : 1 g.mol⁻¹ ; O : 16 g.mol⁻¹.

EXERCICE C₁₀-9

1) Un ester A contient une masse 36,36% d'oxygène. Quelles sont les différentes formules semi-développées possibles et les noms de cet ester ?

2) On réalise à une température élevée, l'hydrolyse de l'éthanoate d'éthyle en un excès de permanganate de potassium en milieu acide conduit à B. Déterminer les formules de A, B et C, sachant que l'oxydation ménagée de C par de A.

3) Soient B l'acide carboxylique et C l'alcool obtenus lors de l'hydrolyse de A. Les composés forment une chaîne ouverte.

4) On réalise à une température élevée, l'hydrolyse de l'éthanoate d'éthyle en un excès de permanganate de potassium en milieu acide conduit à B. Déterminer les formules de A, B et C, sachant que l'oxydation ménagée de C par de A.

5) On réalise à une température élevée, l'hydrolyse de l'éthanoate d'éthyle en un excès de permanganate de potassium en milieu acide conduit à B. Déterminer les formules de A, B et C, sachant que l'oxydation ménagée de C par de A.

6) On réalise à une température élevée, l'hydrolyse de l'éthanoate d'éthyle en un excès de permanganate de potassium en milieu acide conduit à B. Déterminer les formules de A, B et C, sachant que l'oxydation ménagée de C par de A.

7) On réalise à une température élevée, l'hydrolyse de l'éthanoate d'éthyle en un excès de permanganate de potassium en milieu acide conduit à B. Déterminer les formules de A, B et C, sachant que l'oxydation ménagée de C par de A.

8) On réalise à une température élevée, l'hydrolyse de l'éthanoate d'éthyle en un excès de permanganate de potassium en milieu acide conduit à B. Déterminer les formules de A, B et C, sachant que l'oxydation ménagée de C par de A.

9) On réalise à une température élevée, l'hydrolyse de l'éthanoate d'éthyle en un excès de permanganate de potassium en milieu acide conduit à B. Déterminer les formules de A, B et C, sachant que l'oxydation ménagée de C par de A.

10) On réalise à une température élevée, l'hydrolyse de l'éthanoate d'éthyle en un excès de permanganate de potassium en milieu acide conduit à B. Déterminer les formules de A, B et C, sachant que l'oxydation ménagée de C par de A.

11) On réalise à une température élevée, l'hydrolyse de l'éthanoate d'éthyle en un excès de permanganate de potassium en milieu acide conduit à B. Déterminer les formules de A, B et C, sachant que l'oxydation ménagée de C par de A.

12) On réalise à une température élevée, l'hydrolyse de l'éthanoate d'éthyle en un excès de permanganate de potassium en milieu acide conduit à B. Déterminer les formules de A, B et C, sachant que l'oxydation ménagée de C par de A.

13) On réalise à une température élevée, l'hydrolyse de l'éthanoate d'éthyle en un excès de permanganate de potassium en milieu acide conduit à B. Déterminer les formules de A, B et C, sachant que l'oxydation ménagée de C par de A.

14) On réalise à une température élevée, l'hydrolyse de l'éthanoate d'éthyle en un excès de permanganate de potassium en milieu acide conduit à B. Déterminer les formules de A, B et C, sachant que l'oxydation ménagée de C par de A.

15) On réalise à une température élevée, l'hydrolyse de l'éthanoate d'éthyle en un excès de permanganate de potassium en milieu acide conduit à B. Déterminer les formules de A, B et C, sachant que l'oxydation ménagée de C par de A.

16) On réalise à une température élevée, l'hydrolyse de l'éthanoate d'éthyle en un excès de permanganate de potassium en milieu acide conduit à B. Déterminer les formules de A, B et C, sachant que l'oxydation ménagée de C par de A.

17) On réalise à une température élevée, l'hydrolyse de l'éthanoate d'éthyle en un excès de permanganate de potassium en milieu acide conduit à B. Déterminer les formules de A, B et C, sachant que l'oxydation ménagée de C par de A.

EXERCICE C₁₀-10

1) La déshydratation intermoléculaire de 1,4 g d'un acide carboxylique A conduit à 6,5 g d'un composé organique B. Écrire l'équation bilan de la réaction.

2) On desire préparer un ester de masse molaire moléculaire 116 g.mol⁻¹ à partir du composé A et d'un alcool B, saturé et non cyclique.

3) Déterminer la formule brute de l'ester.

4) Déterminer la formule brute de l'alcool B.

5) Déterminer les formules développées possibles et préciser les noms correspondants.

6) Pour identifier B, on le fait réagir avec du dichromate de potassium en milieu acide. On obtient un composé E.

7) Pour identifier D, on le fait réagir avec du dichromate de potassium en milieu acide. On obtient un composé E.

8) Pour identifier C, on le fait réagir avec du dichromate de potassium en milieu acide. On obtient un composé E.

9) Pour identifier A, on le fait réagir avec du dichromate de potassium en milieu acide. On obtient un composé E.

10) Pour identifier B, on le fait réagir avec du dichromate de potassium en milieu acide. On obtient un composé E.

11) Pour identifier C, on le fait réagir avec du dichromate de potassium en milieu acide. On obtient un composé E.

12) Pour identifier D, on le fait réagir avec du dichromate de potassium en milieu acide. On obtient un composé E.

13) Pour identifier E, on le fait réagir avec du dichromate de potassium en milieu acide. On obtient un composé F.

14) Pour identifier F, on le fait réagir avec du dichromate de potassium en milieu acide. On obtient un composé G.

15) Pour identifier G, on le fait réagir avec du dichromate de potassium en milieu acide. On obtient un composé H.

16) Pour identifier H, on le fait réagir avec du dichromate de potassium en milieu acide. On obtient un composé I.

17) Pour identifier I, on le fait réagir avec du dichromate de potassium en milieu acide. On obtient un composé J.

EXERCICE C₁₀-11

1) Sachant que le composé B a des propriétés acides, proposer les formules semi-développées et les noms possibles pour A.

2) On dissout 0,92 g du composé B dans de l'eau et on complète la solution à 100 cm³. On dose 10 cm³ de cette solution par 20 cm³ d'une solution de soude à 10⁻¹ mol.L⁻¹.

3) En déduire la masse molaire moléculaire, la formule brute, la formule développée et le nom du composé B.

4) Par oxydation ménagée, C donne un composé D qui donne un précipité jaune avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine, mais qui ne réduit pas le nitrate d'argent ammoniacal.

5) En déduire celle de C et enfin celle du composé A de départ.

EXERCICE C₁₀-12

1) On brûle entièrement 0,37 g d'une substance S ne contenant que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène et dont la densité de vapeur par rapport à l'air est égale à 2,55. On obtient 0,66 g de dioxyde de carbone et 0,27 g d'eau.

2) S réagit avec un alcool A pour donner un ester B de masse molaire moléculaire égale à 116 g.mol⁻¹.

3) Déterminer les formules développées possibles de cet ester B.

4) Indiquer le nom de chaque isomère et la classe de l'alcool correspondant.

5) Pour identifier l'isomère A utilisé, on fait réagir l'alcool A avec une solution oxydante ; on obtient un produit C, qui réagit avec la dinitrophénylhydrazine (D.N.P.H.), mais est sans action sur le réactif de SCHIFF.

6) Quelle est la fonction de C ?

7) Quelle est la formule de l'isomère A utilisé ?

8) On donne : C : 12g.mol⁻¹ ; H : 1g.mol⁻¹ ; O : 16g.mol⁻¹.

9) On donne : C : 12g.mol⁻¹ ; H : 1g.mol⁻¹ ; O : 16g.mol⁻¹.

10) On donne : C : 12g.mol⁻¹ ; H : 1g.mol⁻¹ ; O : 16g.mol⁻¹.

11) On donne : C : 12g.mol⁻¹ ; H : 1g.mol⁻¹ ; O : 16g.mol⁻¹.

EXERCICE C¹⁰-14

1) L'oxydation de 1,5 g d'un ester organique à chaîne linéaire non ramifiée, produit 2,673 g de dioxyde de carbone et de 1 eau.

a) Donner la formule générale d'un ester d'acide de carbone en fonction du nombre n d'atomes de carbone.

b) Déterminer la formule brute de cet ester.

c) Quelles sont les formules semi-développées possibles ?

2) Une masse de 1 g de cet ester est traitée par de l'eau. Au bout de quelques jours, l'acide formé est dosé par une solution de soude pour faire réagir en présence de phénolphthéine. Il faut verser 9 cm³ de soude pour faire réagir l'indicateur.

a) Quel est le pourcentage d'ester hydrolysé ?

b) Identifier l'ester sachant que l'acide obtenu est celui qui possède le pK_a le plus faible.

On donne C : 12 g/mol ; H : 1 g/mol ; O : 16 g/mol

EXERCICE C¹⁰-15

1) Quelle est la formule semi-développée de cet ester ?

2) Quel alcool et quel acide doit-on utiliser pour l'obtenir ?

3) La réaction a lieu dans une ampoule scellée en présence d'un peu d'acide sulfurique à 100 °C.

a) Quelle est la composition du mélange en masse d'ester et en masse d'alcool à l'équilibre et le mélange initial comporte 0,15 mol d'acide et 0,15 mol d'alcool ? La limite d'estérification est de 66 %.

b) Quelle est la composition du mélange en masse d'ester et en masse d'alcool à l'équilibre et le mélange initial comporte 0,15 mol d'acide et 0,45 mol d'alcool. La limite d'estérification pour ces proportions initiales est de 90 %.

Quelle masse d'ester obtiendrait-on à l'équilibre ?

N.B. : C : 12 g/mol ; H : 1 g/mol ; O : 16 g/mol.

EXERCICE C¹⁰-16

1) Déterminer la formule brute de l'alcane.

2) En déduire la formule brute de l'acide carboxylique. Ecrire les formules semi-développées possibles et préciser les noms correspondants.

3) Un ester de même formule brute que l'acide carboxylique dérive de l'acide méthanoïque. Proposer les différentes formules semi-développées possibles de l'ester et préciser les noms correspondants.

EXERCICE C¹⁰-16

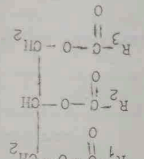
1) Le but-1-ène est un alcène non ramifié de formule C_nH_{2n}. Par hydratation de cet alcène on peut obtenir théoriquement deux composés oxygénés A et B.

2) On réalise un seul de ces composés se forme. On le fait réagir avec le dichromate de potassium en milieu acide et on obtient un composé C.

3) On fait réagir sur ce composé obtenu au 1^o l'acide propionique (acide propanoïque). Ecrire l'équation de la réaction et donner les caractères de celle-ci.

EXERCICE C¹⁰-17

1) Les composés naturels dénommés graisses (solides) et huiles (liquides), sont pour la plupart des triglycérides c'est-à-dire des triesters du glycérol (propane-1,2,3-triol) et d'acides gras. La formule générale d'un triglycéride est :



est : R₁, R₂ et R₃, identiques ou non, représentent des chaînes carbonées linéaires pouvant éventuellement contenir une ou plusieurs doubles liaisons.

2) On veut obtenir un triglycéride X en faisant réagir le propane-1,2,3-triol (glycérol) sur l'acide palmitique de formule C₁₅H₃₁-COOH.

3) On réalise la saponification du triglycéride X précédemment obtenu par l'hydroxyde de sodium.

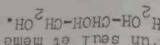
a) Ecrire l'équation-bilan de cette réaction de saponification et nommer les produits obtenus.

b) Calculer la masse du savon obtenu à partir de 10 kg du triglycéride X et le rendement de la réaction est de 85 %.

EXERCICE C¹⁰-18

Lisez attentivement le texte suivant :

Les corps gras (huiles, beurres, graisses...) sont des mélanges d'esters d'un seul et même alcool, le glycérol ou propane-1,2,3-triol de formule

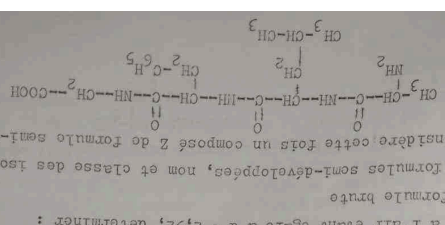


3) En solution aqueuse l'alanine donne trois formes ionisées.
 a) Ecrire les formules de ces ions.
 b) Indiquer l'amphion et écrire les deux couples acido-basiques.
 L'amphion est l'alanine et écrire les deux couples acido-basiques.
 Le $pK_2 = 9,9$. En considérant l'ordre de grandeur des pK_a des couples associés.
 Les pK_a de chaque couple acido-basique a pour valeur : $pK_1 = 2,3$ et
 $pK_2 = 9,9$.
 c) Quelle est l'espèce prépondérante à $pH = 2$, $pH = 6$ et $pH = 12$? Justifier
 aux acides carboxyliques et aux amines, attribuer un pK_a à chaque couple.
 d) Sur un axe des pH , indiquer les domaines de prédominance des espèces appar-
 tenant aux deux couples.
 5) On considère un autre acide α -amino B de formule $C_n H_{2n+1} N O_2$
 R-CH-COOH où R est un groupe alkyle.
 6) Ecrire les équations-bilans de la réaction entre :
 - l'acide α -amino B et une solution d'hydroxyde de sodium
 - l'acide α -amino B et une solution d'acide chlorhydrique.
 On donne : $M(O) = 16 \text{ g/mol}$; $M(H) = 1 \text{ g/mol}$; $M(N) = 14 \text{ g/mol}$.
 7) La formule semi-développée de l'acide 2-amino-3-hydroxybutanoïque (alanine) est :

EXERCICE C¹¹⁻⁶

1) On considère une amine saturée non cyclique V. Sa densité de vapeur par rapport à l'air étant égale à $d = 2,52$, déterminer :

- a) sa formule brute
- b) Les formules semi-développées, nom et classe des isomères de V
- c) On considère cette fois un composé Z de formule semi-développée



EXERCICE C¹¹⁻⁷

1) Déterminer la masse molaire, la formule semi-développée et le nom de C.
 2) Donner en justifiant les noms et les formules semi-développées des corps A, B, D.
 3) Ecrire l'équation de la réaction de condensation de D sur le composé de formule NH_2-CH_2-COOH .

EXERCICE C¹¹⁻⁶

a) Quelles sont les espèces chimiques présentes dans la solution lorsqu'on verse 12 ml de soude ?
 b) On effectue le dosage acidimétrique de cette solution acide par la soude. On obtient les résultats suivants, V_{OH^-} étant donné en ml :

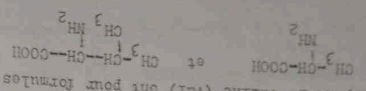
V_{OH^-}	0	2	4	6	8	9	10	10,5	11	12	14
pH	2,5	2,75	3	3,25	3,50	3,75	4,50	7,50	8	8,50	9,25

- 1) On appelle-t-on acide α -amino ? En donner deux exemples.
- 2) Sans un bécher on réalise le mélange d'une solution de 10 ml de glycine (H_2N-CH_2-COOH) de concentration 0,1 M et 10 ml d'acide chlorhydrique de même concentration.
- a) Sous quelle forme se trouve la glycine dans ce mélange ?
- b) On effectue le dosage acidimétrique de cette solution acide par la soude.

EXERCICE C¹¹⁻⁵

EXERCICE 011-9

L'alanine (Ala) et la valine (Val) ont pour formules respectives :



- a) Quelles sont les formules semi-développées possibles sachant que ce composé est un acide α -amino. Donner leur nom en nomenclature officielle.
- b) La chaîne carbonée de A est ramifiée et l'atome de carbone porteur des deux groupes fonctionnels porte également un groupe méthyle.
- c) Par déduction la formule brute de la leucine est celle de l'isoleucine. Préciser leur nom en nomenclature officielle.
- d) a) Ecrire les formules semi-développées des dipeptides que l'on peut penser obtenir à partir d'un mélange de leucine et de l'isoleucine. On donnera les noms des dipeptides en utilisant les abréviations pour le leucine et l'isoleucine. (Pour ne pas alourdir l'écriture, on symbolisera dans cette question et les suivantes les groupes alkyle par R^L et R^I).
- e) Quel est le dipeptide obtenu lorsqu'on réalise la synthèse en blocant la fonction amine de la leucine et la fonction acide carboxylique de l'isoleucine ?

espèce ultime			
pH (à 25 °C)	2,5	6,8	10,7

- a) Quelle famille appartiennent-ils ?
- b) Z est obtenu par condensation d'un certain nombre de molécules.
- c) Donner leur nom en nomenclature systématique et leur famille.
- d) On peut obtenir ces molécules par hydrolyse de Z).
- e) L'ionisation en milieu aqueux de l'acide 2-amino-3-aminopropanoïque conduit à la formation d'un amphion. Donner la formule de cet amphion.
- f) Ecrire les équations respectives, conduisant à l'obtention de l'acide et de la base conjugués de cet amphion, en milieu aqueux.
- g) En déduire alors les couples acide-base correspondant à cet amphion.
- h) On considère trois solutions aqueuses de cet acide de pH différents.
- i) Déterminer selon le cas, l'espèce ultramajoritaire. Voir tableau ci-dessous :

EXERCICE 011-10

- 1) Donner les noms de ces composés en nomenclature officielle.
- 2/ a) Ecrire la formule semi-développée des deux peptides P₁ et P₂ isomères de constitution, obtenus par la réaction de la valine sur l'alanine et les écrire le groupe carboxyle de la valine et le groupe amine de l'alanine.
- b) On désire synthétiser le dipeptide P dans lequel la liaison s'établit entre le groupe carboxyle de la valine et le groupe amine de l'alanine. Décrire le principe de la synthèse de ce dipeptide et donner sa formule.
- c) On forme un tripeptide en faisant agir le dipeptide P sur l'acide 2-aminoéthanoïque. Ecrire la formule du tripeptide, sachant que pour l'obtention de la fonction acide carboxylique du dipeptide P.
- d) Nommer les produits obtenus par décarboxylation de l'alanine et de la valine.

a) La fonction acide carboxylique de l'isoleucine peut être placée en la transformant en ester par réaction avec le 2-méthylpropan-2-ol. Ecrire la formule semi-développée du composé obtenu.

b) En solution aqueuse l'isoleucine donne un ion dipolaire encore appelé "amphion" ou "zwitterion".

Donner la formule de cet ion et interpréter sa formation.

5) a) Ecrire les équations-bilans de l'action sur la leucine de :
 - une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium.
 - une solution aqueuse d'acide chlorhydrique.

c) En déduire les couples acide/base correspondant à la leucine et la forme sous laquelle on trouve la leucine en milieu basique.

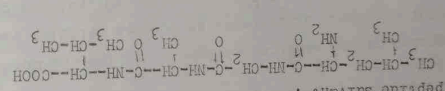
On donne les masses molaires atomiques suivantes :
 $M(H) = 1 \text{ g/mol}$; $M(O) = 16 \text{ g/mol}$; $M(C) = 12 \text{ g/mol}$; $M(N) = 14 \text{ g/mol}$.

6) L'hydrolyse totale d'une mole d'un tripeptide donne deux moles de leucine et une mole d'isoleucine.

a) Ecrire les formules semi-développées des trois enchaînements différents envisageables pour le tripeptide.

b) Nommer ces tripeptides en utilisant les mêmes abréviations qu'à la question 4/.

7) Donner les noms et les formules semi-développées des composés obtenus par hydrolyse du peptide suivant :



Un acide α -amino A est constitué d'une chaîne carbonée aliphatique saturée. Sa masse molaire est 131 g/mol et l'un des radicaux attachés au carbone fonctionnel est l'atome d'hydrogène H.

1/ a) Justifier le nom d'acide α -amino donné à A.

b) Trouver la formule semi-développée de A en ne faisant apparaître que les liaisons du carbone α avec les autres groupements.

2) Donner la formule semi-développée de chaque isomère de A sachant que la chaîne carbonée est ramifiée. En déduire les noms en nomenclature officielle de ces isomères.

3) Ecrire les équations des réactions qui se produisent lorsqu'on mélange d'une part une solution de A et une solution d'acide chlorhydrique et d'autre part une solution de A et une solution de soude.

On donne les masses molaires atomiques suivantes : $N = 14 \text{ g/mol}$; $C = 12 \text{ g/mol}$; $H = 1 \text{ g/mol}$.

EXERCICE 0¹¹-11

1) Quand dit-on qu'un acide α -amino a une configuration D ?
 2) Quand dit-on qu'un acide α -amino a une configuration L ?
 3) L'alanine est un acide α -amino de formule $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$.

a) Donner son nom en nomenclature officielle.
 b) Cette molécule est-elle chirale ? Justifier la réponse.
 c) Donner la représentation de Fischer des configurations D et L de l'alanine en précisant leurs noms respectifs.

EXERCICE 0¹¹-12

4) On désire synthétiser le dipeptide P₁ de formule :

CC(C)C(=O)N[C@@H](C)C(=O)O

des biochimistes.

3) Représenter, en projection de Fischer les deux énantiomères de la valine et des énantiomères de l'alanine. Les nommer en utilisant la notation D et L.

a) acide 2-amino-2-hydroxypropanoïque ou alanine
 b) acide 2-amino-3-méthylbutanoïque ou valine
 c) acide 2-amino-4-méthylpentanoïque ou thréonine
 d) acide 2-amino-3-hydroxybutanoïque ou thréonine

2) Ecrire les formules des acides α -amino suivants en notant le ou les carbones asymétriques (s) par une astérisque (*).
 1) Donner la définition d'un atome de carbone asymétrique.
 Quand dit-on qu'une molécule est chirale ?

a) Donner les noms des deux acides α -amino à utiliser.
 b) Comment doit-on procéder pour obtenir uniquement le dipeptide P₁ ? (écrire les grandes étapes de la synthèse).
 c) Si la synthèse du dipeptide P₁ est réalisée à partir d'un mélange racémique des deux acides α -amino, combien de stéréoisomères de P₁ obtiendrait-on ?

EXERCICE C¹²⁻¹

Une substance contenant du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène est analysée par combustion complète. Les produits de la réaction sont recueillis : avec 0,576 g de substance on a obtenu 1,312 g de dioxyde de carbone et 0,535 g d'eau.

- 1) Déterminer la formule brute de ce corps
- 2) Existe-t-il plusieurs composés répondant à cette formule ? Si 1 en est un, connaissez-vous des moyens de caractériser certains de ces corps ?
- 3) La réduction de ce corps fournit un alcool de la classe la plus faible. On décide d'étudier la cinétique de sa réaction avec l'acide méthanoïque. On opère alors à la température de 50 °C.
- 4) L'instant $t = 0$ s, on mélange une mole de cet alcool et une mole d'acide méthanoïque. Les dosages de l'acide restant à différents instants t donnent les résultats suivants :

t en min	0	5	10	20	30	40	50	60
mole d'acide restant	1	0,84	0,74	0,64	0,58	0,54	0,52	0,50

- 1) Écrire l'équation de la réaction d'estérification
- 2) Calculer le nombre de moles x d'ester formé pour chaque valeur de t donnée dans le tableau ci-dessus et tracer sur un graphique la courbe d'estérification
- 3) On notera comme échelles :
 - en abscisse : t en minutes
 - en ordonnée : x en moles
- 4) Déterminer la vitesse instantanée de formation de l'ester. Calculer sa valeur à l'instant $t = 20$ min, le volume réactionnel sera pris égal à 100 ml.
- 5) L'expérience est reprise à 50 °C en ajoutant au milieu réactionnel une petite quantité d'acide chlorhydrique concentré.
- 6) Quel est le rôle joué par les ions H_3O^+ introduits par l'acide chlorhydrique ? Comment pourrait-on obtenir un résultat semblable tout en ne rien ajoutant au milieu réactionnel ?

EXERCICE C¹²⁻²

1) Écrire l'équation de la réaction de l'éthanol avec l'acide éthanoïque. Donner les formules développées et les noms des produits de la réaction.

2) On étudie cette réaction à 100 °C par deux procédés, l'un sans catalyseur et l'autre utilisant quelques gouttes d'acide sulfurique concentré. Les résultats

Les résultats obtenus sont consignés dans le tableau ci-dessous où n_1 et n_2 désignent les nombres de moles d'acide restant à la date t .

t (en heure)	0	1	3	6	9	12	15
n_1 (sans H_2SO_4)	1	0,88	0,77	0,67	0,63	0,61	0,59
n_2 (avec H_2SO_4)	1	0,53	0,40	0,35	0,34	0,33	0,33

- 1) Déterminer les nombres x_1 et x_2 représentant les nombres de moles d'ester formé aux différents instants dates et tracer dans un même repère les courbes $x_1 = f_1(t)$ et $x_2 = f_2(t)$. Relever : 1 cm pour 1 heure ; 2 cm pour 0,1 mole.
- 2) La présence de l'acide sulfurique augmente-t-elle avec :
- 3) La quantité d'ester formé à l'équilibre ?
- 4) La vitesse de réaction ? Justifier.

On se propose d'étudier la réaction de saponification d'un ester : l'éthanoate d'éthyle. À la date $t = 0$, on mélange un volume $V_1 = 0,50$ l d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_1 = 2,0 \cdot 10^{-2}$ mol/l avec un volume $V_2 = 0,50$ l d'une solution d'éthanoate d'éthyle de concentration molaire $C_2 = 2,0 \cdot 10^{-2}$ mol/l. Il se forme de l'éthanoate de sodium et de l'éthanol.

- 1) Écrire l'équation de la réaction.
- 2) Par dosage acido-basique, on détermine la concentration de l'hydroxyde de sodium restant à la date t .
- 3) Montrer qu'on peut en déduire la concentration molaire de l'éthanol notée CH_3CH_2OH à la même date t .
- 4) Calculer CH_3CH_2OH à la date $t = 25$ min, sachant que la concentration molaire des ions OH^- est de $0,62 \cdot 10^{-2}$ mol/l.
- 5) En dosant de temps en temps les ions hydroxyde de la solution on obtient les résultats suivants :

t (min)	10	20	30	40	50	60	80	100
$[OH^-]$ en mol/L	$0,8 \cdot 10^{-2}$	$0,67 \cdot 10^{-2}$	$0,57 \cdot 10^{-2}$	$0,5 \cdot 10^{-2}$	$0,44 \cdot 10^{-2}$	$0,4 \cdot 10^{-2}$	$0,35 \cdot 10^{-2}$	$0,29 \cdot 10^{-2}$

a) Compléter le tableau ci-dessus en calculant la concentration molaire de l'éthanol.

Les données obtenues sont consignées dans le tableau ci-dessous où n_1 et n_2 déterminent le moles d'acide restant à la date t .

t (en heure)	n_1 (sans H_2SO_4)	n_2 (avec H_2SO_4)
0	1	1
3	0,88	0,77
6	0,67	0,55
9	0,54	0,40
12	0,41	0,33
15	0,33	0,33

L'acidité due à H_2SO_4 a été décomptée dans la dernière série de mesures. Déterminer les nombres x_1 et x_2 représentant les nombres de moles d'ester formés aux différentes dates et tracer dans un même repère les courbes $x_1 = f_1(t)$ et $x_2 = f_2(t)$. Échelles : 1 cm pour 1 heure ; 2 cm pour 0,1 mole. $t_2 = 12$ h et conclure.

4) La présence de l'acide sulfurique augmente-t-elle avec :
 a) la quantité d'ester formé ?
 b) la vitesse de réaction ?
 Justifier.

On se propose d'étudier la réaction de saponification d'un ester : l'éthanoate d'éthyle. À la date $t = 0$, on mélange un volume $V_1 = 0,50$ l d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_1 = 2,0 \cdot 10^{-2}$ mol/l avec un volume $V_2 = 0,50$ l d'une solution d'éthanoate d'éthyle de concentration molaire $C_2 = 2,0 \cdot 10^{-2}$ mol/l. Il se forme de l'éthanoate de sodium et de l'éthanol.

t (min)	$[OH^-]$ en mol/L	$[CH_3CO_2CH_2CH_3]$
10	$0,8 \cdot 10^{-2}$	$0,8 \cdot 10^{-2}$
20	$0,67 \cdot 10^{-2}$	$0,57 \cdot 10^{-2}$
30	$0,57 \cdot 10^{-2}$	$0,5 \cdot 10^{-2}$
40	$0,44 \cdot 10^{-2}$	$0,44 \cdot 10^{-2}$
50	$0,44 \cdot 10^{-2}$	$0,44 \cdot 10^{-2}$
60	$0,33 \cdot 10^{-2}$	$0,33 \cdot 10^{-2}$
80	$0,29 \cdot 10^{-2}$	$0,29 \cdot 10^{-2}$
100		

a) Compléter le tableau ci-dessus en calculant la concentration molaire de l'éthanol.

2) Par dosage acido-basique, on détermine la concentration de l'hydroxyde de sodium restant à la date t .
 a) Montrer qu'on peut en déduire la concentration molaire de l'éthanol.
 b) Calculer $[OH^-]$ à la date $t = 25$ min, sachant que la concentration molaire des ions OH^- est de $0,62 \cdot 10^{-2}$ mol/L.
 c) En dosant de temps en temps les ions hydroxyde de la solution on obtient les résultats suivants :

1) Écrire l'équation de la réaction.
 c) Déterminer la vitesse instantanée de formation de l'ester. Calculer sa valeur à l'instant $t = 20$ min. Le volume réactionnel sera pris égal à 100 ml.
 d) L'expérience est reprise à 50 °C en ajoutant au milieu réactionnel une petite quantité d'acide chlorhydrique concentré.
 Quel est le rôle joué par les ions H_3O^+ introduits par l'acide chlorhydrique ? Comment pourrait-on obtenir un résultat semblable tout en ne rien ajoutant au milieu réactionnel ?

Une substance contenant du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène est analysée par combustion complète. Les produits de la réaction sont recueillis avec 0,576 g de substance on a obtenu 1,312 g de dioxyde de carbone et 0,535 g d'eau.

1) Déterminer la formule brute de ce corps.
 2) Existe-t-il plusieurs composés répondant à cette formule ? S'il en est ainsi, classez-les par ordre de complexité croissante de ces corps.
 3) La réduction de ce corps fournit un alcool de la classe la plus faible. On décide d'étudier la cinétique de sa réaction avec l'acide méthanoïque. On opère alors à la température de 50 °C.

À l'instant $t = 0$ s, on mélange une mole de cet alcool et une mole d'acide méthanoïque. Les dosages de l'acide restant à divers instants t donnent les résultats suivants :

t en min	60	50	40	30	20	10	5	1	reste
reste	0,50	0,52	0,54	0,58	0,64	0,74	0,84	1	mole d'acide restant

a) Écrire l'équation de la réaction d'estérification.
 Calculer le nombre de moles x d'ester formé pour chaque valeur de t donnée dans le tableau ci-dessus et tracer sur un graphique la courbe d'estérification (x en ordonnée, t en abscisse).
 On adoptera comme échelles :
 - en ordonnée : 1 cm correspond à 5 min
 - en abscisse : 1 cm correspond à 0,04 mole.

c) Déterminer la vitesse instantanée de formation de l'ester. Calculer sa valeur à l'instant $t = 20$ min. Le volume réactionnel sera pris égal à 100 ml.
 d) L'expérience est reprise à 50 °C en ajoutant au milieu réactionnel une petite quantité d'acide chlorhydrique concentré.
 Quel est le rôle joué par les ions H_3O^+ introduits par l'acide chlorhydrique ? Comment pourrait-on obtenir un résultat semblable tout en ne rien ajoutant au milieu réactionnel ?

1) Écrire l'équation de la réaction de l'éthanol avec l'acide éthanoïque. Donner les formules développées et les noms des produits de la réaction.
 2) On étudie cette réaction à 100 °C par deux procédés, l'un sans catalyseur et l'autre utilisant quelques gouttes d'acide sulfurique concentré. Les résultats

EXERCICE C¹²⁻² 85

CINÉTIQUE CHIMIQUE

t (heures)	0	4	10	20	40	70	100	120	150	160	
C en mol.l ⁻¹			0,850	0,750	0,670	0,580	0,530	0,515	0,510	0,500	0,500

On réalise l'étude expérimentale de l'hydrolyse du méthanoate d'isopropyle $\text{HC(O)OCH}_2\text{CH}_3$. Le mélange équimolaire de l'ester et de l'eau est réparti à volume égal dans des tubes placés à l'instant $t = 0$ dans une enceinte maintenue à la température de 100 °C. On prélève à intervalles de temps réguliers un tube que l'on refroidit brusquement et l'on détermine la concentration C en mol.l⁻¹ ayant pas réagi. Les résultats sont rassemblés dans le tableau ci-dessous :

EXERCICE C₁₂₋₆

On réalise l'étude expérimentale de l'hydrolyse du méthanoate d'isopropyle $\text{HC(O)OCH}_2\text{CH}_3$. Le mélange équimolaire de l'ester et de l'eau est réparti à volume égal dans des tubes placés à l'instant $t = 0$ dans une enceinte maintenue à la température de 100 °C. On prélève à intervalles de temps réguliers un tube que l'on refroidit brusquement et l'on détermine la concentration C en mol.l⁻¹ ayant pas réagi. Les résultats sont rassemblés dans le tableau ci-dessous :

- 1) Donner l'équation bilan.
- 2) Tracer la courbe représentant la quantité de matière d'ester formé en fonction du temps.
- 3) a) Comment peut-on vite atteindre l'équilibre ?
b) On appelle-t-on vitesse moyenne de formation de l'ester entre les instants t_1 et t_2 ? Le calculer entre les instants $t_1 = 1$ h et $t_2 = 3$ h.
- 4) Déterminer graphiquement la vitesse de formation de l'ester à l'instant $t = 2$ h et au début de la réaction à $t = 0$ h.
- 5) Comment évolue qualitativement la vitesse de formation de l'ester et pourquoi ?
- 6) Comment peut-on déplacer l'équilibre dans le sens de la formation de l'ester ?

t en h	1	2	3	4	5	6	7
n_a = quantité de matière d'acide restant en mole	0,57	0,42	0,37	0,34	0,335	0,33	0,33

On réalise l'estérification d'une mole d'acide RCO_2H par une mole d'alcool primaire $\text{R}'\text{OH}$. On dose d'heure en heure l'acide restant et on trouve les résultats suivants :

EXERCICE C₁₂₋₅

- 1) Ecrire les équations des réactions d'hydrolyse de l'ester et de dosage de l'acide. Calculer le nombre de moles d'ester contenu dans chaque tube à l'instant initial.
- 2) Pour chaque valeur de t , déterminer :
- Le nombre de mole n_a d'acide formé ;
- Le nombre de mole n_e d'ester restant ;
- Porter ces résultats dans un tableau.
- 3) Tracer la courbe $n_e = f(t)$; Echelles : 1 cm pour 10 min ; 2 cm pour 10 mol/min.
- 4) Déterminer graphiquement l'instant correspondant à la disparition de la moitié de l'ester et la vitesse de disparition de l'ester à cet instant en mol/min.
- 5) Calculer la vitesse de disparition de l'ester entre les instants $t_1 = 10$ min et $t_2 = 40$ min.

t (min)	0	10	20	40	50	60	90	120
V_1 (cm ³)	0	10,3	18,5	30,2	34,4	37,5	42,2	46,8

On se propose de déterminer la vitesse de disparition de l'éthanoate d'éthyle lors de son hydrolyse. Pour cela, on dissout $m = 4,4$ g de cet ester dans un litre d'eau à 25 °C. On répartit cette solution dans 10 tubes de 100 cm³. A intervalle de temps réguliers, on dose l'acide éthanoïque formé dans chaque tube par un volume V_1 d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique $C_p = 0,1$ mol/L. On obtient les résultats suivants :

EXERCICE C₁₂₋₄

- 1) Tracer la courbe de variation de $\left[\text{CH}_3\text{COO}^- \right]$ en fonction du temps. Echelles : 1 cm pour 10 min ; 1 cm pour 10 mol/L.
- 2) A quelle date la concentration de l'éthanol sera-t-elle de $0,53 \cdot 10^{-2}$ mol/L ?
- 3) Calculer la vitesse moyenne de formation de l'éthanol entre les dates $t_1 = 20$ min et $t_2 = 45$ min (en mol.l⁻¹.min⁻¹).
- 4) Déterminer la vitesse instantanée d'apparition de l'éthanol. $t_1 = 20$ min et $t_2 = 45$ min (en mol.l⁻¹.min⁻¹).
- 5) Déterminer graphiquement pour $t_3 = 10$ min et $t_4 = 60$ min. - Comment varie la vitesse au cours du temps ? Justifier cette évolution.

1) Écrire l'équation-bilan de la réaction entre l'acide méthanoïque et le propan-1-ol.
 2) Écrire l'équation de la réaction entre l'acide méthanoïque et le sodium.

On obtient le tableau suivant :

t (min)	V (cm ³)	[HOOC] restant (mol.l ⁻¹)	[ester] formé (mol.l ⁻¹)
0	22		
2	17,5		
5	13,1		
8	12,2		
12	11,6		
16	11,1		
20	10,9		
25	10,6		
30	10,5		
40	10,5		
50	10,5		
60	10,5		

de sodium. On obtient le tableau suivant :

de sodium. On obtient le tableau suivant :

de sodium. On obtient le tableau suivant :

de sodium. On obtient le tableau suivant :

de sodium. On obtient le tableau suivant :

1) Écrire l'équation de la réaction d'hydrolyse de cet ester en indiquant le principe d'une méthode expérimentale permettant de déterminer cette quantité restante de concentration C.
 2) Représenter graphiquement la variation de la concentration C en fonction du temps C = f(t) : 1 cm pour 0,1 mol.l⁻¹ en ordonnées ; 1 cm pour 10 h en abscisses.
 3) Appeler-t-on vitesse instantanée de disparition de l'ester ? La dériver graphiquement l'évolution de la vitesse en fonction du temps ? Comment expliquer qualitativement la disparition de l'ester ?
 4) Vers quelle valeur tend la vitesse instantanée de disparition de l'ester ?
 5) La valeur de la concentration tend-elle vers une limite ?
 6) Si l'on refait cette expérience à la température de 150 °C, la concentration de l'ester à la date t = 20h sera-t-elle égale ? Donner sans calcul dans ce cas l'allure que prendrait alors la courbe C = f(t) dans le même système d'axes que la précédente.

t min	[OH ⁻] · 10 ⁻⁴ M	[C ₂ H ₅ OH] · 10 ⁻⁴ M
2		
4		
6		
8		
10		
12		
14		
16		
18		
19		
15	12,5	
11		
10		
9		

Compléter ce tableau.
 3) Par dosage des prélevements on détermine la concentration en ions hydroxyde à différentes dates. Les résultats sont consignés dans le tableau ci-dessous.
 4) Calculer à la date t = 0 la concentration des ions hydroxyde dans le mélange.
 5) Nommer la réaction et écrire son équation-bilan.
 6) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 7) a) Nommer les réactions et écrire leurs équations ; donner la composition molaire du mélange initial.
 b) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 c) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 d) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 e) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 f) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 g) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 h) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 i) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 j) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 k) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 l) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 m) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 n) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 o) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 p) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 q) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 r) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 s) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 t) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 u) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 v) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 w) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 x) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 y) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 z) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.

EXERCICE C₁₂₋₆

On mélange 6 g d'acide éthanoïque et 23 g d'éthanol. On chauffe ce mélange à 100 °C. Au bout de plusieurs jours, la limite de l'équilibre est atteinte. L'équivalence est obtenue par de la soude 1 M en présence de phénolphthaléine.
 1) a) Nommer les réactions et écrire leurs équations ; donner la composition molaire du mélange initial.
 b) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 c) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 d) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 e) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 f) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 g) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 h) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 i) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 j) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 k) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 l) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 m) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 n) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 o) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 p) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 q) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 r) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 s) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 t) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 u) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 v) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 w) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 x) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 y) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.
 z) Calculer le nombre de moles d'ester formé à l'équilibre.

EXERCICE C₁₂₋₇

On veut étudier la cinétique de la réaction de l'acide méthanoïque sur le propan-1-ol.
 1) Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque et le sodium.
 2) Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque et le sodium.
 3) Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque et le sodium.
 4) Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque et le sodium.
 5) Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque et le sodium.
 6) Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque et le sodium.
 7) Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque et le sodium.
 8) Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque et le sodium.
 9) Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque et le sodium.
 10) Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque et le sodium.
 11) Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque et le sodium.
 12) Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque et le sodium.
 13) Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque et le sodium.
 14) Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque et le sodium.
 15) Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque et le sodium.
 16) Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque et le sodium.
 17) Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque et le sodium.
 18) Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque et le sodium.
 19) Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque et le sodium.
 20) Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque et le sodium.

143	0	4	9	15	24	37	53	83	13,6	18,5	22,9	27,9	33,7	44,1	58,6	8,9

EXERCICE C₁₂₋₁₀

On veut étudier la cinétique d'une réaction de saponification. Pour cela, on réalise un mélange équimolaire d'éthyle et d'hydroxyde de sodium de concentrations molaires $C_1 = C_2 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ à la date $t = 0$. Le mélange est maintenu à la température de 30 °C.

Des prises d'échantillon de 10 cm³ chacune sont effectuées de temps en temps. On dose les ions OH⁻ restants par de l'acide chlorhydrique de concentration $C_3 = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ en utilisant un indicateur coloré lors du dosage. Les résultats des différents dosages sont les suivants :

- 1) Dessiner l'équation-bilan de la réaction.
- 2) Compléter le tableau ci-dessus puis tracer la courbe d'estérification.
- 3) Déterminer, à la date $t = 15 \text{ min}$ la composition du milieu réactionnel et la quelle est la vitesse moyenne de formation de l'ester entre les instants $t_1 = 10 \text{ min}$ et $t_2 = 20 \text{ min}$.
- 4) Quelle influence aurait sur cette réaction :
 - l'addition au milieu réactionnel de quelques gouttes d'acide sulfurique concentré ?
 - une élévation de température ?
- 5) Calculer le rendement de l'opération à la date $t = 60 \text{ min}$.

t en min	0	5	10	20	30	40	50	60
n_1	0,50	0,42	0,37	0,32	0,29	0,27	0,26	0,25
n_2	0							
n_3	0							

- Les résultats de l'opération sont consignés dans le tableau suivant :
- On étudie expérimentalement le cinétique de la réaction d'estérification du propanoyle par l'acide méthanoïque. Le mélange initial est constitué de 0,50 mole d'acide et de 0,50 mole d'alcool. La réaction a lieu à température constante. Pour déterminer le nombre n de moles d'ester formé à la date t , on dose le nombre n_3 de moles d'acide restant dans le milieu réactionnel.
- On se propose d'étudier la réaction de formation de l'alcool. Tracer la courbe représentant la concentration de l'alcool formé en fonction du temps.
- Rechercher graphiquement la courbe donnant les variations de la concentration de C₂H₅OH en fonction du temps.
- Belles : 1 cm pour 1 min ; 1 cm pour 5,10⁻³ mol.l⁻¹ ; t = 5 min.
- 1) Calculer la vitesse instantanée de formation de l'alcool à t = 5 min.
 - 2) Expliquer les calculs pour le premier point de la courbe.
 - 3) On se propose d'étudier la réaction de formation de l'alcool. Tracer la courbe représentant la concentration de l'alcool formé en fonction du temps.
 - 4) Calculer la vitesse moyenne de formation de l'alcool à la date t₁ = 4 min et t₂ = 15 min.
 - 5) Définir la vitesse instantanée de formation de l'alcool.
 - 6) A quelle date t la concentration molaire de l'alcool sera-t-elle égale à 2,5 · 10⁻² mol.l⁻¹ ?
 - 7) Calculer la vitesse moyenne de formation de l'alcool.
 - 8) Définir la vitesse instantanée de formation de l'alcool.
 - 9) Comment évolue la vitesse de formation de l'alcool au cours du temps ?
 - 10) Indiquer un moyen pour augmenter la vitesse de formation de l'alcool.
 - 11) On se propose d'étudier la réaction de formation de l'ester. Construire la courbe représentant la concentration de l'ester en fonction du temps.
 - 12) Belles : - en abscisses : 1 cm pour 10 min ; - en ordonnées : 1 cm pour 5,10⁻³ mol.l⁻¹ ; t₁ = 4 min et t₂ = 15 min.
 - 13) Définir la vitesse instantanée de formation de l'ester.
 - 14) Calculer la vitesse moyenne de formation de l'ester entre les dates t₁ = 4 min et t₂ = 15 min.
 - 15) Définir la vitesse instantanée de formation de l'ester.
 - 16) Calculer la vitesse de disparition de l'ester à la date t₁ = 15 min et t₂ = 4 min et t₃ = 15 min. Le temps au bout duquel la moitié de l'ester a été saponifiée.
 - 17) A l'aide du graphique, déterminer le temps de demi-réaction t(1/2) et le pourcentage d'ester saponifié à l'instant t = 2t(1/2).
 - 18) Comparer la vitesse de formation de l'alcool à la vitesse de disparition de l'ester au temps t(1/2) et conclure.

EXERCICE C₁₂₋₁₁

On veut étudier la réaction d'oxydation autocatalysée de l'acide éthanoïque par H₂C₂O₄ (ou acide oxalique) par les ions permanganate MnO₄⁻ en milieu acide. La date t = 0 on mélange rapidement dans un bécher V₁ = 50 cm³ d'une solution acidifiée de permanganate de potassium (K⁺ + MnO₄⁻) de concentration C₁ = 10⁻³ mol.l⁻¹ avec V₂ = 50 cm³ d'une solution d'acide éthanoïque de concentration C₂ = 10⁻¹ mol.l⁻¹. L'équation de la réaction d'oxydation est :

$$2\text{MnO}_4^- + 5\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2 + 6\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + 10\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$$

- 1) Dessiner l'équation-bilan de la réaction de saponification.
- 2) Calculer pour chaque point de la courbe la concentration molaire d'ester restant.
- 3) Expliquer les calculs pour le premier point de la courbe.
- 4) On se propose d'étudier la réaction de formation de l'alcool. Tracer la courbe représentant la concentration de l'alcool formé en fonction du temps.
- 5) Belles : - en abscisses : 1 cm pour 10 min ; - en ordonnées : 1 cm pour 5,10⁻³ mol.l⁻¹ ; t₁ = 4 min et t₂ = 15 min.
- 6) Définir la vitesse instantanée de formation de l'alcool.
- 7) A quelle date t la concentration molaire de l'alcool sera-t-elle égale à 2,5 · 10⁻² mol.l⁻¹ ?
- 8) Calculer la vitesse moyenne de formation de l'alcool.
- 9) Définir la vitesse instantanée de formation de l'alcool.
- 10) Comment évolue la vitesse de formation de l'alcool au cours du temps ?
- 11) Indiquer un moyen pour augmenter la vitesse de formation de l'alcool.
- 12) On se propose d'étudier la réaction de disparition de l'ester. Construire la courbe représentant la concentration de l'ester en fonction du temps.
- 13) Belles : - en abscisses : 1 cm pour 10 min ; - en ordonnées : 1 cm pour 5,10⁻³ mol.l⁻¹ ; t₁ = 4 min et t₂ = 15 min.
- 14) Définir la vitesse instantanée de disparition de l'ester.
- 15) Calculer la vitesse de disparition de l'ester à la date t₁ = 15 min et t₂ = 4 min et t₃ = 15 min. Le temps au bout duquel la moitié de l'ester a été saponifiée.
- 16) A l'aide du graphique, déterminer le temps de demi-réaction t(1/2) et le pourcentage d'ester saponifié à l'instant t = 2t(1/2).
- 17) Comparer la vitesse de formation de l'alcool à la vitesse de disparition de l'ester au temps t(1/2) et conclure.

1) On donne les potentiels normaux d'oxydoréduction suivants :

$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} : E_1^0 = 1,51 \text{ V} ; \text{O}_2(\text{aq})/\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 : E_2^0 = -0,49 \text{ V}$

2) - Calculer le nombre de moles d'ions permanganate initialement présents dans le mélange.
 - En déduire le nombre de moles d'acide oxalique nécessaire pour réduire tous les ions permanganate. En a-t-on suffisamment dans le mélange ?

3) La mesure de la concentration des ions Mn^{2+} à différentes dates t conduit aux résultats suivants :

t en s	0	1	3	4	5,5	7	11,5	15,5	22	33	44	47	49	49,5	50	50
$10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$	0,60	1,20	1,50	1,80	2,10	2,40	2,55	2,70	2,85	3,00	3,15	3,30	3,60	3,90	4,20	4,50

a) Tracer la courbe représentant les variations de la concentration des ions Mn^{2+} en fonction du temps. Boîtes : en abscisses 1 cm pour 30 s ; en ordonnées 1 cm pour $5 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$

b) - Déterminer graphiquement la vitesse de formation des ions Mn^{2+} aux dates $t_1 = 120 \text{ s}$ et $t_2 = 360 \text{ s}$.
 - Calculer à la date $t_1 = 120 \text{ s}$ la concentration molaire des ions MnO_4^- en considérant la réaction étudiée comme autocatalytique.

c) Interpréter l'allure de la courbe tracée et montrer que celle-ci se justifie.

EXERCICE 12

1) Citer les couples rédox qui interviennent et comparer les forces des espèces oxydantes correspondantes.

2/a) Calculer le nombre de moles d'ions permanganate MnO_4^- initialement présents dans le mélange.
 b) Calculer la concentration des ions MnO_4^- dans le mélange initial.

c) Le nombre de moles d'ions permanganate nécessaire pour oxyder tout l'acide oxalique est-il suffisant ?
 Si non calculer le nombre de moles d'acide oxalique qui n'a pu être oxydé au cours de la réaction.

3) La mesure de la concentration des ions Mn^{2+} à différentes dates t conduit aux résultats suivants :

1) Ecrire l'équation de la décomposition de l'eau oxygénée.

2/a) Etablir la relation permettant de calculer la concentration molaire résiduelle $C_x = [\text{H}_2\text{O}_2]$ d'eau oxygénée à chaque instant t en fonction du volume d'oxygène mesuré : $C_x = f(t)$

b) Tracer la courbe $C_x = f(t)$.

c) Définir la vitesse de disparition de H_2O_2 (en $\text{mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$) de disparition de l'eau oxygénée à la date $t_1 = 3 \text{ h}$.

3) Dans les conditions de l'expérience la vitesse de décomposition de l'eau oxygénée est telle que : $v = K C_x^2$ avec $K = 1,20 \cdot 10^{-4} \text{ (S.I.)}$

Dans les conditions de l'expérience, le volume molaire d'un gaz est 24 L.

t (h)	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	4,0	5,0	6,0	7,0	8,0	10,0	11,9
$V_{\text{O}_2}(\text{L})$	2,51	4,52	5,86	7,37	8,36	9,16	10,3	11,0	11,4	11,6	11,8	11,9	11,9

On obtient aux divers instants t, les valeurs suivantes :

La concentration C_x d'eau oxygénée dans le ballon. Il permet de connaître la concentration molaire volumique résiduelle C_x d'eau oxygénée dans le ballon.

On réalise en présence de catalyseurs la décomposition de l'eau oxygénée H_2O_2 en eau et oxygène dans un ballon maintenu à température constante. L'instant $t = 0$, on verse, dans une solution contenant les catalyseurs la quantité d'eau oxygénée nécessaire pour que la solution de volume 1 litre soit à l'équilibre.

EXERCICE 13

a) Compléter le tableau en calculant la concentration des ions MnO_4^- en $10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ à chaque date.

b) Tracer la courbe $[\text{MnO}_4^-] = f(t)$.

c) Définir la vitesse de disparition de l'ion permanganate. Le graphique obtenu la valeur de cette vitesse à la date $t = 120 \text{ s}$ se de réaction obtenu fait apparaître une variation importante de la vitesse de réaction entre deux dates données. Comment peut-on l'expliquer ?

d) Le graphique obtenu fait apparaître une variation importante de la vitesse de réaction entre deux dates données. Comment peut-on l'expliquer ?

4) On appelle temps de demi-réaction $t_{1/2}$ le temps au bout duquel la moitié des ions permanganate a réagi. A l'aide de la courbe, déterminer ce temps.

t en s	0	60	120	150	180	210	240	255	270	285	300	315	330	360	390	420	450	50
$[\text{MnO}_4^-]$ en $10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$	0	1	3	4	5,5	7	11,5	15,5	22	33	44	47	49	49,5	50	50	50	50

1) On donne les potentiels normaux d'oxydation suivants :
 $MnO_4^- / Mn^{2+} : E_0^0 = 1,51 \text{ V} ; O_2(g) / H_2O_2 : E_0^0 = -0,19 \text{ V}$
 Ecrire les demi-équations d'oxydoréduction correspondant à ces couples ainsi que l'équation bilan de la réaction susceptible de se produire dans le bécher.
 2) Calculer le nombre de moles d'ions permanganate initialement présents dans le mélange.
 - Calculer le nombre de moles d'acide oxalique nécessaire pour réduire tous les ions permanganate. En a-t-on suffisamment dans le mélange ?
 3) La mesure de la concentration des ions Mn^{2+} à différentes dates t conduit aux résultats suivants :

t en s	$10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$	$10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$	$10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$	$10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$	$10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$	$10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$	$10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$	$10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$	$10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$
0	60	120	150	180	210	240	255	270	285
30	420	390	360	330	300	315	47	49	49,5
50	420	390	360	330	300	315	47	49	49,5
50	420	390	360	330	300	315	47	49	49,5
50	420	390	360	330	300	315	47	49	49,5

2) Tracer la courbe représentant les variations de la concentration des ions Mn^{2+} en fonction du temps.
 Echelles : en abscisses 1 cm pour 30 s ; en ordonnées 1 cm pour $5 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$
 b) Définir la vitesse instantanée de formation des ions Mn^{2+} aux dates $t_1 = 120 \text{ s}$ et $t_2 = 360 \text{ s}$.
 - Calculer à la date $t_1 = 120 \text{ s}$ la concentration molaire des ions Mn^{2+}
 c) Interpréter l'allure de la courbe tracée et montrer que celle-ci se justifie en considérant la réaction étudiée comme autocatalytique.

EXERCICE 12

1) Citer les couples redox qui interviennent et comparer les forces des espèces oxydantes correspondantes.
 2/ a) Calculer le nombre de moles d'ions permanganate MnO_4^- initialement présents dans le mélange.
 b) Calculer la concentration des ions Mn^{2+} dans le mélange tout l'acide oxalique est-il suffisant ?
 c) Le nombre de moles d'ions permanganate nécessaire pour oxyder tout l'acide oxalique est-il suffisant ?
 3) La mesure de la concentration des ions Mn^{2+} à différentes dates t a conduit au cours de la réaction aux résultats suivants :

1) Ecrire l'équation de la décomposition de l'eau oxygénée.
 2/ a) Etablir la relation permettant de calculer la concentration molaire résiduelle C_2 d'eau oxygénée à chaque instant t en fonction du volume d'oxygène mesuré.
 b) Tracer la courbe $C_2 = f(t)$.
 Echelles : 1 cm pour $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$; 1 cm pour 1 h.
 c) Définir la vitesse de disparition de H_2O_2 (en $\text{mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$) de disparition de l'eau oxygénée à la date $t_1 = 3 \text{ h}$.
 3) Dans les conditions de l'expérience la vitesse de décomposition de l'eau oxygénée est telle que : $v = K C_2^x$ avec $K = 1,28 \cdot 10^{-4} \text{ (S.I.)}$

t (h)	V_{O_2} (L)
0,5	2,51
1,0	4,53
1,5	5,86
2,0	7,37
2,5	8,36
3,0	9,16
4,0	10,3
5,0	11,0
11,4	11,6
11,8	11,8
11,9	11,9

Dans les conditions de l'expérience, le volume molaire d'un gaz est 24 L.
 On obtient aux divers instants t, les valeurs suivantes :

EXERCICE 13
 On réalise en présence de catalyseurs la décomposition de l'eau oxygénée H_2O_2 en eau et oxygène dans un ballon maintenu à température constante. A l'instant $t = 0$, on verse, dans une solution contenant les catalyseurs la quantité d'eau oxygénée nécessaire pour que le solution de volume 1 litre soit à la concentration 1 mol.L^{-1} . Le volume V_0 d'oxygène dégagé est mesuré à pression constante. Il permet de connaître la concentration molaire résiduelle C_2 d'eau oxygénée dans le ballon.
 4) On appelle temps de demi-réaction $t_{1/2}$ le temps au bout duquel la moitié des ions permanganate a réagi. A l'aide de la courbe, déterminer ce temps.

t en s	$10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$	$10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$	$10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$	$10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$	$10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$	$10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$	$10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$	$10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$	$10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$
0	60	120	150	180	210	240	255	270	285
30	420	390	360	330	300	315	47	49	49,5
50	420	390	360	330	300	315	47	49	49,5
50	420	390	360	330	300	315	47	49	49,5
50	420	390	360	330	300	315	47	49	49,5

a) En utilisant cette relation, calculer la valeur V_1 de la vitesse de décomposition de l'eau oxygénée à la date $t = 3$ h.

b) Comparer V_1 à V_2 et conclure.

EXERCICE C₁₂₋₁₄

On se propose d'étudier la réaction entre les ions iodure et les ions peroxydant à température ambiante.

Les couples redox mis en jeu sont : $S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$ et I_2/I^- ; Les potentiels redox sont respectivement 2,01 V et 0,54 V.

1) Montrer à partir des demi-réactions d'oxydoréduction que l'équation-bilan de la réaction susceptible de se produire est :

$$2I^- + S_2O_8^{2-} \rightarrow I_2 + 2SO_4^{2-}$$

2) A la date $t = 0$, on mélange un volume $V_1 = 100$ cm³ d'une solution d'iodure de potassium de concentration $C_1 = 0,4$ mol.L⁻¹ et un volume $V_2 = 100$ cm³ d'une solution de peroxydisulfate de potassium de concentration $C_2 = 0,036$ mol.L⁻¹ dans un erlenmeyer.

A différentes dates t on prélève un volume V du milieu réactionnel qu'on verse aussitôt dans un bécher contenant de l'eau glacée. Le diiode formé, contenu dans le précipité est dosé à l'aide d'une solution de thiosulfate de sodium (2 Na⁺ + S₂O₃²⁻) de concentration molaire $C = 10^{-2}$ mol.L⁻¹ en présence d'empois d'amidon.

Pour chaque prélèvement on note le volume V_1 de thiosulfate de sodium nécessaire à la disparition complète de l'iodo.

L'équation de la réaction lors du dosage est :

$$2S_2O_3^{2-} + I_2 \rightarrow 2I^- + S_4O_6^{2-}$$

Le tableau suivant indique le volume V_1 aux différentes dates.

t en min	0	3	5	9	12	16	20	30	40	65 - 80	
V_1 de thiosulfate de sodium en cm ³	0	5,5	7,8	12,7	16,2	20,1	22,8	27,5	30,4	33,2	35,9
I_2 formé en mol.L ⁻¹											

a) Quelle est l'utilité de l'eau glacée dans cette expérience

b) Montrer qu'à l'équivalence $[I_2] = \frac{C_1 V_1}{2V}$

c) En appliquant la formule précédente calculer la concentration du diiode formé aux différentes dates.

d) Tracer sur papier millimétré la courbe $[I_2] = f(t)$

échelles : - en ordonnées : 1 cm pour 4 min
- en abscisses : 1 cm pour 10⁻³ mol.L⁻¹

e) Vérifier qu'au-delà de 80 min la réaction est pratiquement terminée

f) Déterminer le nombre de moles de diiode formé à la date $t = 80$ min.

g) En utilisant la courbe, calculer la vitesse de formation du diiode aux différents instants $t = 0$; 30 min ; 65 min

Comment évolue cette vitesse au cours du temps ? Et pourquoi ?

On se propose d'étudier la cinétique de la réaction :

$$A + \dots \rightarrow B + \dots$$

Appelons x la concentration molaire volumique de B à l'instant t . Le dosage de B conduit à établir le tableau suivant :

t (min)	1,5	4	7	10	15	19	25,5	33	40
$x = [B]$ en 10 ⁻² mol.L ⁻¹	2,2	5,2	8,3	10,9	14,3	16,4	19,1	21,2	22,50

1) Tracer la courbe de $x = f(t)$

2) Définir la vitesse de formation de B à l'instant t . La déterminer aux instants $t = 0$ et $t = 40$ min.

Interpréter graphiquement les résultats.

3/ a) Déterminer graphiquement le temps t_1 de demi-réaction : c'est le temps nécessaire pour que la moitié des réactifs ait disparu.

b) Calculer la vitesse de formation du diiode et la vitesse de disparition des ions iodure à la date $t = 15$ min.

c) En partant du même mélange initial, comment peut-on obtenir une évolution plus rapide de la réaction ?

EXERCICE C₁₂₋₁₆

2/ a) Calculer les concentrations en mol.L⁻¹ des ions iodure et peroxydisulfate du mélange initial.

b) Établir la relation permettant de calculer la concentration des ions I₂ à la date t connaissant celle du diiode.

c) Tracer la courbe représentative $[I_2] = f(t)$

Échelles : 2 cm pour 2,5 min en abscisse
10 cm pour 10⁻² mol.L⁻¹ en ordonnée.

1) Tracer la courbe représentative $[I_2] = f(t)$

2) Définir la vitesse de formation de B à l'instant t . La déterminer aux instants $t = 0$ et $t = 40$ min.

Interpréter graphiquement les résultats.

91

1) équilibre. Un dosage préalable montre que 3 gouttes d'acide sulfurique concentré sont neutralisées par $v = 2 \text{ cm}^3$ de la solution d'hydroxyde de sodium. Le tableau des résultats du dosage est le suivant :

t (min)	V _p (cm ³)	n ₀ (CH ₃ COOH restant)	n _e (ester formé)
2	5		
5	8		
8	12	13,1	
12	16	12,2	
16	20	11,6	
20	25	10,9	
25	30	10,6	
30	40	10,5	

1) Montrer que le mélange initial est équimolaire en alcool et en acide éthanologique.

2) quel est le rôle joué par l'acide sulfurique ?

3) Compléter le tableau en calculant les nombres de moles d'acide éthanologique restant et d'ester formé.

4) Tracer la courbe représentant le nombre de moles d'acide restant en fonction du temps. $1 \text{ cm} \rightarrow 0,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$; $1 \text{ cm} \rightarrow 4 \text{ min}$

5) On appelle vitesse moyenne de disparition de l'acide éthanologique entre les dates t_1 et t_2 le quotient $v = -\frac{n(t_2) - n(t_1)}{t_2 - t_1}$ où $n(t)$ est le nombre de moles d'acide restant à l'instant t .

6) Calculer la vitesse moyenne de disparition de l'acide entre les instants $t_1 = 8 \text{ min}$ et $t_2 = 20 \text{ min}$.

7) Au bout de 50 min la composition du mélange n'évolue plus. L'équilibre réactionnel est atteint.

8) Calculer le pourcentage d'acide estérifié. Fournoi la réaction est-elle limitée ?

9) Calculer la vitesse de disparition de l'acide à l'instant $t = 20 \text{ min}$. On donne : $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$.

Masse volumique de l'acide éthanologique sur : $\rho_1 = 1,035 \text{ g/L}$

Masse volumique du butanol-1 : $\rho_2 = 805 \text{ g/L}$.

[Signature]

3) La réaction étudiée est celle de l'ion I⁻ sur l'ion peroxydantite $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$. II y a formation de I_2 (le corps B) et d'ions SO_4^{2-} .

e) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

b) A la date $t = 0$, on a un mélange à volumes égaux de peroxydantite et de potassium (II + I), $\text{I}^-\text{O} = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ et une solution de peroxydantite de potassium à $\text{C} = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$.

χ - Calculer $\left[\frac{I_2}{I} \right]_{\text{max}}$ = concentration maximale en diode obtenue par cette réaction.

f - Déterminer graphiquement le temps de demi-réaction.

EXERCICE C₁₂₋₁₇ SS

L'éthanal peut se décomposer en phase gazeuse suivant : $\text{CH}_3\text{CHO} \rightarrow \text{CH}_4 + \text{CO}$.

On introduit de l'éthanal à l'instant $t = 0$ dans une enceinte de volume invariable (égal à 1 litre), préalablement vidée, portée à la température $\theta = 477 \text{ °C}$, sous la pression initiale $p_0 = 2,03 \cdot 10^4 \text{ Pa}$.

1) La mesure de la pression dans l'enceinte permet de suivre l'évolution de la réaction et d'évaluer la concentration molaire volumique du méthane formé en fonction du temps :

t (min)	$[\text{CH}_4] \text{ mol.L}^{-1}$
0	0
4	8,6
13,8	13,8
19,7	19,7
26,5	26,5
33,9	33,9

a) Construire le graphique de $t \rightarrow [\text{CH}_4]$.

b) Définir la vitesse instantanée de formation du méthane.

c) Déterminer graphiquement cette vitesse aux instants $t_1 = 5 \text{ min}$ et $t_2 = 30 \text{ min}$.

2/ a) Calculer le nombre initial de moles d'éthanal introduit.

On admettra que l'éthanal gazeux vérifie la loi des gaz parfaits : $pV = nRT$

avec $R = 8,32 \text{ J.mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

b) Déterminer graphiquement le temps au bout duquel 1/5 de l'éthanal a disparu.

EXERCICE C₁₂₋₁₈ SS

On mélange dans un gros tube à essais un volume $V_1 = 29 \text{ mL}$ d'acide éthanologique et un volume $V_2 = 46 \text{ mL}$ de butan-1-ol.

On introduit 7,5 mL du mélange dans des tubes à essais numérotés qu'on place dans un bain-marie à 100 °C. Dans chaque tube on introduit 3 gouttes d'acide sulfurique concentré.

A différentes dates t , on dose l'acide restant dans un tube à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_p = 2 \text{ mol/L}$. Soit V le volume d'hydroxyde de sodium qu'il faut ajouter au contenu du tube pour obtenir

SOLUTIONS DES EXERCICES SUR LES SOLUTIONS
 APUSES (GENERALITES)

(c)

Solution C-1

1) a) (concentration molaire) = $\frac{m}{M} = \frac{0,4 \text{ g/L}}{40} = 0,01 \text{ mol/L}$
 b) $C_1 = \frac{m}{M} = \frac{2,4 \text{ g}}{40} = 0,06 \text{ mol/L}$
 c) $C_2 = \frac{m}{M} = \frac{2,4 \text{ g}}{40} = 0,06 \text{ mol/L}$

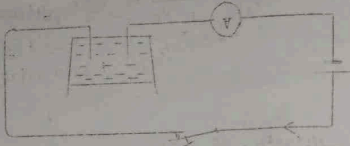
Solution C-2

1) $n = \frac{m}{M} = \frac{6,25}{40} = 0,156 \text{ mol}$
 $C = \frac{n}{V} = \frac{0,156}{10} = 0,0156 \text{ mol/L}$
 2) $C = \frac{m}{M} = \frac{6,25}{40} = 0,156 \text{ mol/L}$

Solution C-3

1) - On appelle concentration molaire de l'espèce A en solution, le quotient du nombre de moles de l'espèce A par le volume de la solution:
 $C = \frac{n}{V}$
 - On appelle concentration massique de l'espèce A en solution, le quotient de la masse de l'espèce A par le volume de la solution:
 $C_m = \frac{m}{V}$
 - Relation entre concentration molaire et concentration massique:
 $C_m = C \cdot M$
 Si M est la masse molaire et m la masse de l'espèce A.
 On sait que $C_m = \frac{m}{V} = \frac{n \cdot M}{V} = C \cdot M$. En remplaçant m par nM on obtient $C_m = \frac{nM}{V} = \frac{M}{V} \cdot n = \frac{M}{V} \cdot C_m$
 L'expression entre les deux concentrations est : $C_m = [A] \cdot M$.

2) a) Une solution aqueuse est un mélange obtenu en dissolvant un ou des corps dans l'eau.
 b) Pour montrer qu'une solution aqueuse est acide, il suffit d'y ajouter quelques gouttes d'indicateur coloré : avec le bleu de bromothymol, la solution prend la teinte jaune.
 c) Pour mettre en évidence qu'une solution aqueuse est ionique (c'est-à-dire qu'elle contient des ions), il suffit de monter qu'elle conduit le courant électrique. L'ampèremètre détecte le passage du courant électrique.



On dispose de quatre flacons A, B, C et D sans étiquette contenant les composés organiques suivants :

- Le propan-1-ol
- Le butan-2-one
- L'acide 2-méthylbutanoïque

Le tableau ci-dessous indique les résultats des tests et les réactifs utilisés pour chacun des composés organiques, le signe + correspondant à un test positif et le signe - à un test négatif.

Réactifs	A	B	C	D
Réactifs				
Dichromate de potassium en milieu acide	+	+	-	+
2,4-dinitrophénylhydrazine	-	-	-	-
Réactif de Schiff	-	-	-	-

1/ a) Identifier le contenu de chaque flacon.

b) Ecrire les formules semi-développées de chacun des composés.

c) Donner les formules semi-développées et les noms des isomères de même fonction de chacun des composés lorsqu'ils existent.

2/ a) Deux des flacons contiennent des produits qui réagissent l'un sur l'autre, quels sont ces produits ? Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

b) Préciser le nom du produit organique obtenu, et indiquer les caractéristiques de la réaction.

3) Un mélange initial contenant une mole de chacun des composés de la question est maintenu à la température constante $\theta = 60^\circ\text{C}$.

a) Proposer un mode opératoire permettant de déterminer à tout instant t, la quantité de matière du produit organique formé.

b) On trouve les résultats suivants où n désigne la quantité de matière du produit organique formé.

t (heures)	0	1	2	3	4	5	6	7	8
n (mol.)	0	0,42	0,57	0,62	0,65	0,66	0,67	0,67	0,67

Tracer la courbe représentant la quantité de matière de produit organique formé en fonction du temps.

Rechercher les vitesses de formation aux dates $t_1 = 1 \text{ h}$ et $t_2 = 4 \text{ h}$.

1) Les équations de dissociation sont :

$$\text{CaCl}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$$

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$$

Solution C₁₋₇

a) C₁ = $\frac{m}{M}$ d'où m = C₁ · M · V₁ = 0,585 g

b) NaCl → Na⁺ + Cl⁻ d'où C₁ = [Na⁺] = [Cl⁻] = 10⁻¹ mol/L

c) C₂ = $\frac{m}{M}$ d'où C₂ = $\frac{4}{M}$ mol/L

d) C₃ = C₂ V₂ avec V₃ = 20 V₁ d'où C₃ = $\frac{20}{C_2}$ = 6,25 · 10⁻⁴ mol/L

Solution C₁₋₅

a) C₁ = $\frac{m}{M}$ d'où m = C₁ · M · V₁ = 0,585 g

b) NaCl → Na⁺ + Cl⁻ d'où C₁ = [Na⁺] = [Cl⁻] = 10⁻¹ mol/L

c) C₂ = $\frac{m}{M}$ d'où C₂ = $\frac{4}{M}$ mol/L

d) C₃ = C₂ V₂ avec V₃ = 20 V₁ d'où C₃ = $\frac{20}{C_2}$ = 6,25 · 10⁻⁴ mol/L

1) Les équations de dissociation sont :

$$\text{CaCl}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$$

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$$

Solution C₁₋₅

a) C₁ = $\frac{m}{M}$ d'où m = C₁ · M · V₁ = 0,585 g

b) NaCl → Na⁺ + Cl⁻ d'où C₁ = [Na⁺] = [Cl⁻] = 10⁻¹ mol/L

c) C₂ = $\frac{m}{M}$ d'où C₂ = $\frac{4}{M}$ mol/L

d) C₃ = C₂ V₂ avec V₃ = 20 V₁ d'où C₃ = $\frac{20}{C_2}$ = 6,25 · 10⁻⁴ mol/L

2) Calcul de la concentration des ions Cl⁻ dans le mélange des chlorures de sodium. On a donc :

Le chlorure de sodium apporté par l'acide chlorhydrique et dans le mélange les ions chlorure sont apportés par les ions sodium Na sont apportés par le chlorure de sodium.

1) C₁ = $\frac{m}{M}$ d'où m = C₁ · M · V₁ = 0,585 g

2) C₂ = $\frac{m}{M}$ d'où m = C₂ · M · V₂ = 2,24 g

3) a) C₃ = $\frac{m}{M}$ d'où m = C₃ · M · V₃ = 0,585 g

b) C₄ = $\frac{m}{M}$ d'où m = C₄ · M · V₄ = 0,585 g

c) C₅ = $\frac{m}{M}$ d'où m = C₅ · M · V₅ = 0,585 g

d) C₆ = $\frac{m}{M}$ d'où m = C₆ · M · V₆ = 0,585 g

e) C₇ = $\frac{m}{M}$ d'où m = C₇ · M · V₇ = 0,585 g

f) C₈ = $\frac{m}{M}$ d'où m = C₈ · M · V₈ = 0,585 g

3) a) On prélève 20 cm³ de la solution de dichlorure de calcium à l'aide d'une pipette jaugée de 20 cm³ qu'on verse dans une fiole jaugée de 100 cm³ ; on complète ensuite avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

b) L'équation de dissociation du dichlorure de calcium s'écrit :

$$\text{CaCl}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$$

Le nombre de moles d'ions Ca²⁺ est égal au nombre de moles n de CaCl₂

Le nombre de moles d'ions Cl⁻ est le double du nombre de moles n de CaCl₂

1) C₁ = $\frac{m}{M}$ d'où C₁ = $\frac{0,5}{M}$ mol/L

2) C₂ = $\frac{m}{M}$ d'où C₂ = $\frac{2,24}{M}$ mol/L

3) C₃ = $\frac{m}{M}$ d'où C₃ = $\frac{0,585}{M}$ mol/L

4) C₄ = $\frac{m}{M}$ d'où C₄ = $\frac{0,585}{M}$ mol/L

5) C₅ = $\frac{m}{M}$ d'où C₅ = $\frac{0,585}{M}$ mol/L

6) C₆ = $\frac{m}{M}$ d'où C₆ = $\frac{0,585}{M}$ mol/L

7) C₇ = $\frac{m}{M}$ d'où C₇ = $\frac{0,585}{M}$ mol/L

8) C₈ = $\frac{m}{M}$ d'où C₈ = $\frac{0,585}{M}$ mol/L

Solution C₁₋₅

a) C₁ = $\frac{m}{M}$ d'où m = C₁ · M · V₁ = 0,585 g

b) NaCl → Na⁺ + Cl⁻ d'où C₁ = [Na⁺] = [Cl⁻] = 10⁻¹ mol/L

c) C₂ = $\frac{m}{M}$ d'où C₂ = $\frac{4}{M}$ mol/L

d) C₃ = C₂ V₂ avec V₃ = 20 V₁ d'où C₃ = $\frac{20}{C_2}$ = 6,25 · 10⁻⁴ mol/L

Solution C₁₋₇

a) C₁ = $\frac{m}{M}$ d'où m = C₁ · M · V₁ = 0,585 g

b) NaCl → Na⁺ + Cl⁻ d'où C₁ = [Na⁺] = [Cl⁻] = 10⁻¹ mol/L

c) C₂ = $\frac{m}{M}$ d'où C₂ = $\frac{4}{M}$ mol/L

d) C₃ = C₂ V₂ avec V₃ = 20 V₁ d'où C₃ = $\frac{20}{C_2}$ = 6,25 · 10⁻⁴ mol/L

1) Les équations de dissociation sont :

$$\text{CaCl}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$$

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$$

Solution C₂₋₅

1) [NO₃⁻] = 0 mol/L ; [HCO₃⁻] = 4,26 · 10⁻³ mol/L ; [OH⁻] par [H₃O⁺] = 10⁻¹⁴ et trouver l'équation suivante [H₃O⁺] = 10⁻⁷ mol/L ; [H₃O⁺] = 1,62 · 10⁻⁷ mol/L d'où pH = 6,79 ≈ 6,80.

La résolution donne [H₃O⁺] = 1,62 · 10⁻⁷ mol/L d'où pH = 6,79 ≈ 6,80.

2) Calcul de la concentration des ions Cl⁻ dans le mélange des chlorures de sodium. On a donc :

Le chlorure de sodium apporté par l'acide chlorhydrique et dans le mélange les ions chlorure sont apportés par les ions sodium Na sont apportés par le chlorure de sodium.

1) C₁ = $\frac{m}{M}$ d'où C₁ = $\frac{0,5}{M}$ mol/L

2) C₂ = $\frac{m}{M}$ d'où C₂ = $\frac{2,24}{M}$ mol/L

3) C₃ = $\frac{m}{M}$ d'où C₃ = $\frac{0,585}{M}$ mol/L

4) C₄ = $\frac{m}{M}$ d'où C₄ = $\frac{0,585}{M}$ mol/L

5) C₅ = $\frac{m}{M}$ d'où C₅ = $\frac{0,585}{M}$ mol/L

6) C₆ = $\frac{m}{M}$ d'où C₆ = $\frac{0,585}{M}$ mol/L

7) C₇ = $\frac{m}{M}$ d'où C₇ = $\frac{0,585}{M}$ mol/L

8) C₈ = $\frac{m}{M}$ d'où C₈ = $\frac{0,585}{M}$ mol/L

3) a) On prélève 20 cm³ de la solution de dichlorure de calcium à l'aide d'une pipette jaugée de 20 cm³ qu'on verse dans une fiole jaugée de 100 cm³ ; on complète ensuite avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

b) L'équation de dissociation du dichlorure de calcium s'écrit :

$$\text{CaCl}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$$

Le nombre de moles d'ions Ca²⁺ est égal au nombre de moles n de CaCl₂

Le nombre de moles d'ions Cl⁻ est le double du nombre de moles n de CaCl₂

1) C₁ = $\frac{m}{M}$ d'où C₁ = $\frac{0,5}{M}$ mol/L

2) C₂ = $\frac{m}{M}$ d'où C₂ = $\frac{2,24}{M}$ mol/L

3) C₃ = $\frac{m}{M}$ d'où C₃ = $\frac{0,585}{M}$ mol/L

4) C₄ = $\frac{m}{M}$ d'où C₄ = $\frac{0,585}{M}$ mol/L

5) C₅ = $\frac{m}{M}$ d'où C₅ = $\frac{0,585}{M}$ mol/L

6) C₆ = $\frac{m}{M}$ d'où C₆ = $\frac{0,585}{M}$ mol/L

7) C₇ = $\frac{m}{M}$ d'où C₇ = $\frac{0,585}{M}$ mol/L

8) C₈ = $\frac{m}{M}$ d'où C₈ = $\frac{0,585}{M}$ mol/L

4) Pour la solution S₁ : pH = 14 + log [OH⁻] = 14 + log 5,6 · 10⁻¹¹ = 3,75

5) Pour la solution S₂ : pH = -log [H₃O⁺] = -log 4,7 · 10⁻⁵ = 4,33

6) Pour la solution S₃ : pH = 9,5

7) Pour la solution S₄ : [H₃O⁺] = $\frac{3 \cdot 10^{-8}}{20}$ = 6 · 10⁻⁷ mol/L et pH = -log [H₃O⁺] = 6,22

8) Les solutions S₁ et S₂ prendront la couleur jaune, la solution S₃ la couleur verte et la solution S₄ la couleur bleue.

9) [NO₃⁻] = 0 mol/L ; [HCO₃⁻] = 4,26 · 10⁻³ mol/L ; [OH⁻] par [H₃O⁺] = 10⁻¹⁴ et trouver l'équation suivante [H₃O⁺] = 10⁻⁷ mol/L ; [H₃O⁺] = 1,62 · 10⁻⁷ mol/L d'où pH = 6,79 ≈ 6,80.

10) La résolution donne [H₃O⁺] = 1,62 · 10⁻⁷ mol/L d'où pH = 6,79 ≈ 6,80.

11) Solutions des exercices sur le produit ionique de l'eau :

1) Pour [H₃O⁺] = 0,025 mol/L on a pH = -log [H₃O⁺] = -log 0,025 = 1,6

2) A 25 °C [H₃O⁺] · [OH⁻] = 10⁻¹⁴ d'où [OH⁻] = $\frac{10^{-14}}{0,025}$ = 4 · 10⁻⁹ mol/L on a pH = -log 4,8 · 10⁻⁹ = 8,3

3) Pour pH = 12,56 on a pH = 12,56 on a [H₃O⁺] = 10^{-12,56} = 2,7 · 10⁻¹³ mol/L et [OH⁻] = $\frac{10^{-14}}{2,7 \cdot 10^{-13}}$ = 3,7 · 10⁻² mol/L

4) Pour pH = 11,4 on a [H₃O⁺] = 10^{-11,4} = 3,98 · 10⁻¹² mol/L et [OH⁻] = $\frac{10^{-14}}{3,98 \cdot 10^{-12}}$ = 2,5 · 10⁻³ mol/L

5) Pour pH = 13,8, on ne peut pas calculer [H₃O⁺] et [OH⁻] avec nos relations (la relation pH = -log [H₃O⁺] n'est valable à la limite que pour 1 ≤ pH ≤ 13).

6) Pour la solution S₁ : pH = 14 + log [OH⁻] = 14 + log 5,6 · 10⁻¹¹ = 3,75

7) Pour la solution S₂ : pH = -log [H₃O⁺] = -log 4,7 · 10⁻⁵ = 4,33

8) Pour la solution S₃ : pH = 9,5

9) Pour la solution S₄ : [H₃O⁺] = $\frac{3 \cdot 10^{-8}}{20}$ = 6 · 10⁻⁷ mol/L et pH = -log [H₃O⁺] = 6,22

10) Les solutions S₁ et S₂ prendront la couleur jaune, la solution S₃ la couleur verte et la solution S₄ la couleur bleue.

11) [NO₃⁻] = 0 mol/L ; [HCO₃⁻] = 4,26 · 10⁻³ mol/L ; [OH⁻] par [H₃O⁺] = 10⁻¹⁴ et trouver l'équation suivante [H₃O⁺] = 10⁻⁷ mol/L ; [H₃O⁺] = 1,62 · 10⁻⁷ mol/L d'où pH = 6,79 ≈ 6,80.

12) La résolution donne [H₃O⁺] = 1,62 · 10⁻⁷ mol/L d'où pH = 6,79 ≈ 6,80.

SOLUTIONS DES EXERCICES PROPOSÉS SUR LES ACIDES FORÉS ET LES BASES FORÉS

Solution C₃₋₁
 a) $c_1 = [H_3O^+] = 10^{-pH_1} = 6,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; $c_2 = [SO_4^{2-}] = \frac{2}{V} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$
 b) $V_1 = 20 \text{ cm}^3$; $V_2 = 20 \text{ cm}^3$; $V = 40 \text{ cm}^3$
 $[H_3O^+] = \frac{c_1 V_1 + c_2 V_2}{V} = \frac{6,3 \cdot 10^{-3} \cdot 20 + 2 \cdot 10^{-4} \cdot 20}{40} = 3,15 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
 $pH = -\log[H_3O^+] = 2,5$
 c) $c_1 = [H_3O^+] = 10^{-pH_1} = 10^{-14} \text{ mol/L}$; $c_2 = [SO_4^{2-}] = \frac{2}{V} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$
 $[H_3O^+] = \frac{c_1 V_1 + c_2 V_2}{V} = \frac{10^{-14} \cdot 20 + 2 \cdot 10^{-4} \cdot 20}{40} = 10^{-4} \text{ mol/L}$
 $pH = 4$

Solution C₃₋₂
 On constate que $[H_3O^+] = c_1$; l'acide bromhydrique est donc un monoacide fort
 La relation d'électroneutralité donne $[Cl^-] + [Br^-] + [OH^-] = [H_3O^+] + [H_2O^+] + [H_2O]$
 a) $[Cl^-] = [H_3O^+] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 b) $[Cl^-] = [H_3O^+] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 c) $[Cl^-] + [Br^-] = [H_3O^+] + [OH^-] + [H_2O^+] + [H_2O]$
 $[Cl^-] + [Br^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} + 2,98 \cdot 10^{-2} = 5,48 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 d) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 e) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 f) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 g) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 h) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 i) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 j) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 k) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 l) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 m) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 n) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 o) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 p) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 q) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 r) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 s) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 t) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 u) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 v) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 w) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 x) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 y) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 z) $[Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 2,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

Solution C₃₋₇
 1) a) $AgCl + (H_3O^+ + NO_3^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + NO_3^-$
 b) $AgCl + (H_3O^+ + Cl^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + Cl^-$
 c) $AgCl + (H_3O^+ + NO_3^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + NO_3^-$
 d) $AgCl + (H_3O^+ + Cl^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + Cl^-$
 e) $AgCl + (H_3O^+ + NO_3^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + NO_3^-$
 f) $AgCl + (H_3O^+ + Cl^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + Cl^-$
 g) $AgCl + (H_3O^+ + NO_3^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + NO_3^-$
 h) $AgCl + (H_3O^+ + Cl^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + Cl^-$
 i) $AgCl + (H_3O^+ + NO_3^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + NO_3^-$
 j) $AgCl + (H_3O^+ + Cl^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + Cl^-$
 k) $AgCl + (H_3O^+ + NO_3^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + NO_3^-$
 l) $AgCl + (H_3O^+ + Cl^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + Cl^-$
 m) $AgCl + (H_3O^+ + NO_3^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + NO_3^-$
 n) $AgCl + (H_3O^+ + Cl^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + Cl^-$
 o) $AgCl + (H_3O^+ + NO_3^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + NO_3^-$
 p) $AgCl + (H_3O^+ + Cl^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + Cl^-$
 q) $AgCl + (H_3O^+ + NO_3^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + NO_3^-$
 r) $AgCl + (H_3O^+ + Cl^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + Cl^-$
 s) $AgCl + (H_3O^+ + NO_3^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + NO_3^-$
 t) $AgCl + (H_3O^+ + Cl^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + Cl^-$
 u) $AgCl + (H_3O^+ + NO_3^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + NO_3^-$
 v) $AgCl + (H_3O^+ + Cl^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + Cl^-$
 w) $AgCl + (H_3O^+ + NO_3^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + NO_3^-$
 x) $AgCl + (H_3O^+ + Cl^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + Cl^-$
 y) $AgCl + (H_3O^+ + NO_3^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + NO_3^-$
 z) $AgCl + (H_3O^+ + Cl^-) \rightleftharpoons AgCl + H_3O^+ + Cl^-$

Solution C₃₋₈
 1) $pH_{HCl} = -\log \frac{M}{V} = -\log \frac{0,0112}{5 \cdot 10^{-4}} = 2,22$
 2) $pH = 3$ a) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 b) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 c) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 d) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 e) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 f) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 g) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 h) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 i) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 j) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 k) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 l) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 m) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 n) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 o) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 p) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 q) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 r) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 s) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 t) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 u) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 v) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 w) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 x) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 y) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$
 z) $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$

Solution C₃₋₉
 1) a) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 b) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 c) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 d) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 e) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 f) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 g) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 h) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 i) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 j) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 k) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 l) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 m) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 n) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 o) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 p) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 q) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 r) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 s) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 t) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 u) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 v) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 w) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 x) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 y) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
 z) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$

Relation d'électroneutralité : $[Na^+] + [H_3O^+] = [OH^-] + [Cl^-]$; or $[H_3O^+] = [OH^-]$; $[Na^+] = [Cl^-]$; $[Na^+] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Relation de conservation de la matière : $C_1 = [Na^+] + [NaOH] + [NaCl] = C_1 - [Na^+] - [NaOH] = C_1 - [Na^+] - [Na^+] = C_1 - 2[Na^+]$

or $C_1 = \frac{V_1}{V} = \frac{10^{-3}}{10^{-3}} = 1 \text{ mol.L}^{-1}$

$pH = 11 > 7$ l'hydroxyde de sodium est une base.

La dissociation est totale : en conclusion, l'hydroxyde de sodium est une base forte.

b) Mise en évidence des ions Na^+ (test à la flamme) : lorsqu'on introduit dans la flamme d'un bec Bunsen, on constate l'émission d'une lumière jaune intense ce à un fil métallique inattaquable quelques gouttes de solution de soude dans solution de soude contient donc des ions OH^- .

cuivre $II \text{ } Cu^{2+}$, on observe un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre $Cu(OH)_2$; la solution de soude contient plus d'ions OH^- que d'ions H_3O^+ .

2) $[H_3O^+] = 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$; $[OH^-] = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$; $[H_3O^+] \ll [OH^-]$

On a $C_2 = [Na^+] + [H_3O^+] + [OH^-] = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

3) $[H_3O^+] + [Na^+] = [OH^-] + [Cl^-]$; $[Na^+] = [Cl^-] + [OH^-] - [H_3O^+] \approx [Cl^-] + [OH^-]$

or $C_2 = \frac{V_2}{V} = \frac{10^{-4}}{10^{-4}} = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ on a alors $[OH^-] = \frac{C_2}{2} = \frac{1}{2} = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$

d'ou $m = M(V_1 + V_2) \cdot [OH^-] = 1,98 \text{ g}$

Solution C_3-10

1) Pour S_1 , monobase forte on a $pH_1 = 14 + \log C_1 = 11,9$

Pour S_2 , dibase forte on a $pH_2 = 14 + \log 2C_2 = 11,6$

S_3 est une solution de sel $NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$

Relation d'électroneutralité $[Na^+] + [H_3O^+] = [OH^-] + [Cl^-]$; or $[Na^+] = [Cl^-] + [OH^-] - [H_3O^+] \approx [Cl^-] + [OH^-]$

2) Voir solution C_3 .

3) a) $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$; $Ca(OH)_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2 OH^-$

Les espèces présentes sont : H_3O^+ , OH^- , Na^+ , Ca^{2+}

1) a) $C_1 = [H_3O^+] + [OH^-] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $pH = 11,30$

b) pH_B de la solution B : $pH_B = -\log[H_3O^+] = 11,5$

Solution C_3-11

1) a) $C_1 = [H_3O^+] + [OH^-] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $pH = 11,30$

b) $pH = 14 + \log 2C_2 = 11,69 \approx 11,7$; $pH = 14 + \log 2C_2 = 11,69 \approx 11,7$

3) a) $[H_3O^+] = C_1 V_1 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

b) $pH = 11,30$

avec $V_0 = 22,4 \text{ l} = \text{volume molaire}$ 2) a) $C_B = \frac{m \cdot V_B}{M} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Relation d'électroneutralité : $[H_3O^+] + 2[Ca^{2+}] + [Na^+] = [OH^-] + [Cl^-] + [OH^-]$

d'ou $[OH^-] - [H_3O^+] = 2[Ca^{2+}] + [Na^+] - [Cl^-] = 2 \cdot 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} - 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

En négligeant $[H_3O^+]$ devant $[OH^-]$ on a : $[OH^-] = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Les ions Na^+ sont apportés par les solutions S_1 et S_3 ; par conséquent $[Na^+] = \frac{C_1 V_1 + C_3 V_3}{V} = \frac{4 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}}{10^{-4}} = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

$[Ca^{2+}] = \frac{C_2 V_2}{V} = \frac{8 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}}{10^{-4}} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$; $[Cl^-] = \frac{C_3 V_3}{V} = \frac{4 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}}{10^{-4}} = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

4) a) Concentration des espèces présentes dans la solution B

$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$; $Ca(OH)_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2 OH^-$

$NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$

c) $[Na^+] = \frac{C_1 V_1 + C_3 V_3}{V} = \frac{2,16 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}{10^{-4}} = 2,16 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

d) pH_A du mélange A : $pH_A = -\log[H_3O^+] = 11,5$

La relation d'électroneutralité : $[H_3O^+] + [Na^+] + 2[Ca^{2+}] = [OH^-] + [Cl^-] + [OH^-]$

Le mélange est supposé très basique donc $[H_3O^+] \ll [OH^-]$

or $[OH^-] = [Cl^-] + [OH^-] - [Na^+] - 2[Ca^{2+}] = 10^{-14} - 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} - 2 \cdot 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = -10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$

SOLUTIONS DES EXERCICES PROPOSÉS SUR LES ACIDES ET LES BASES FAIBLES

Solution C⁴⁻¹ 1) a) et b) $[H_3O^+] = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 6,3 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$;
 c) $[CH_3COOH] = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[CH_3COO^-] = 9,84 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

2) a) $C_2 = \frac{V_1 + V_2}{V_1} = \frac{10^{-2} + 10^{-2}}{10^{-2}} = 2$; b) $\alpha_2 = 3,98\%$; c) La dilution de l'acide éthanoïque favorise sa dissociation.

Solution C⁴⁻² a) $C = \frac{p \cdot V}{C_1 \cdot V_1} = 8,73 \text{ mol/L}$; b) $V = \frac{C_1 \cdot V_1}{C} = 5,7 \text{ cm}^3$;
 d) $[H_3O^+] = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 3,97 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$; e) $pK_a = 9,2$;
 $H_3O^+ = 0,63 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; $OH^- = 1,58 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$; $pK_a = 9,2$.

Solution C⁴⁻³ 1) $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$; 2) Montrer que $[NH_4^+] = \alpha \cdot C_B$ et
 $[NH_3] = C_B(1 - \alpha)$; d) on a $pH = pK_a + \log\left(\frac{1 - \alpha}{\alpha}\right) \approx 11$

3) $[NH_4^+] \approx [OH^-] \approx 10^{-3} \text{ mol/L}$; $C_B = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; 4) $V_A = \frac{C_B \cdot V_B}{C_A} = 50 \text{ cm}^3$.

Solution C⁴⁻⁴

2) $pK_{a1} = 4,8$ et $K_{a1} = 1,7 \cdot 10^{-5}$; $pK_{a2} = 2,9$ et $K_{a2} = 1,3 \cdot 10^{-2}$; $pK_{a3} = 1,3$ et $K_{a3} = 5 \cdot 10^{-2}$; $pK_{a4} = 0,7$ et $K_{a4} = 0,2$. 3) On a dans l'ordre croissant des forces : H_2H^+ , H_2H , H_2H^- , H_2H^{2-} pour les acides.

Solution C⁴⁻⁶

1) $C_0 = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{m}{M} \cdot \frac{1}{V}$ avec $p = \frac{m}{M}$, et $m' = \rho \cdot V$ où $C_0 = \frac{m}{M} = \frac{\rho \cdot V}{M} = 20,52 \text{ mol.L}^{-1}$;
 2) $C = \frac{C_0 \cdot V_0}{V} = 1,03 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$; 3) $[H_3O^+] = 3,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $[OH^-] = 2,51 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$; $[HCOOH] = 3,98 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $[HCOO^-] = 9,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$;
 $pK_a = 3,79 \approx 3,8$ a) Montrer que la zone de virage est telle que $0,1 \leq \frac{[H_3O^+]}{[H_2O]} \leq 10$ ce qui conduit à $4,1 \leq pH \leq 6,1$ b) La solution s prendra la couleur rouge.

Solution C⁴⁻⁷

2) a) $V_1 = 613 \text{ cm}^3$; $V_2 = 387 \text{ cm}^3$; b) $n_1 = C_1 \cdot V_1 = 6,13 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$;
 $n_2 = C_2 \cdot V_2 = 3,87 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

Solution C⁴⁻⁸ 1) a) $[H_3O^+] = 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$; $[OH^-] = 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$;
 b) $[Na^+] = \frac{C_B \cdot V_B}{C_A \cdot V_A + C_B \cdot V_B} = 6,66 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $[Cl^-] = \frac{C_A \cdot V_A}{C_A \cdot V_A + C_B \cdot V_B} = 3,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$;
 c) $[CH_3COO^-] = 3,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $[CH_3COOH] = 3,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; 3) $pK_a = 5$.

Solution C⁴⁻⁹ 1) a) $CHCl_2COOH + H_2O \rightleftharpoons CHCl_2COO^- + H_3O^+$;
 b) $CHCl_2COOH/CHCl_2COO^-$ et H_3O^+/H_2O . 2) $[H_3O^+] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$;
 $[OH^-] = 5 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$; $[CHCl_2COOH] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[CHCl_2COO^-] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$;
 $pK_a = 2,3$; $K_a = 5 \cdot 10^{-3}$; b) $\alpha = 0,5$.

Solution C⁴⁻¹⁰ 1) $C_0 = \frac{m}{M} = \frac{100 \text{ mg}}{49 \text{ g/mol}} = 2,04 \text{ mol.L}^{-1}$;
 $C = \frac{C_0 \cdot V_0}{V} = 49 \text{ mol.L}^{-1}$;
 2) a) $V_0 = \frac{C}{C_0} = 1 \text{ mL}$; $V_{\text{eau}} = V - V_0 = 299 \text{ mL}$; b) $pH = -\log 20 = 1,22$;
 3) a) $H_2SO_4 + H_2O \rightleftharpoons HSO_4^- + H_3O^+$;
 $HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons SO_4^{2-} + H_3O^+$

b) $[H_3O^+] = 3,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $[OH^-] = 2,63 \cdot 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$;

2) $[SO_4^{2-}] + [OH^-] + [HSO_4^-] = [H_3O^+] + [H_2O] \gg [H_3O^+]$ avec $[OH^-] \ll [H_3O^+]$

$C = [SO_4^{2-}] + [HSO_4^-]$; La résolution des deux dernières équations donne :

$[SO_4^{2-}] = [H_3O^+] - C = 0,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $[HSO_4^-] = C - [SO_4^{2-}] = 2,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$;

c) On a le couple ion hydrogénéosulfate / ion sulfate HSO_4^- / SO_4^{2-}

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]} = 1,38 \cdot 10^{-2} ; pK_a = 1,86$$

SOLUTION DES EXERCICES SUR LES REACTIONS ENTRE UN ACIDE FORT ET UNE BASE FORTE

Solution C₅₋₁
 1) $\text{pH}_1 = -\log C_1 = 3,52$; $\text{pH}_2 = 14 + \log C_2 = 10,84$; $\text{pH}_3 = 14 + \log C_3 = 10,24$; $\text{pH}_4 = 14 + \log 2C_4 = 10,6$.
 2-a) Solution basique. b) $\text{pH} = 9,87$.
 3) $V_2 = \frac{V_1 \cdot [H_3O^+] + C_3}{[H_3O^+] + C_3} = \frac{50,8 \text{ cm}^3 + C_3}{[H_3O^+] + C_3} = 22,5 \text{ cm}^3$
 $V_3 = 29,2 \text{ cm}^3$; $V_4 = \frac{2C_4}{[H_3O^+] + C_4} = 22,5 \text{ cm}^3$
Solution C₅₋₂
 1) Solution A, $\text{pH}_1 = \log C_1 = 1,92$. Solution B, $\text{pH}_2 = -\log 2C_2 = 1,52$.
 Solution C, $\text{pH}_3 = -\log C_3 = 2$ avec $C_3 = 10^{-2} \text{ mol/L}$. Solution D, $\text{pH}_4 = 14 + \log C_4 = 12,1$. Solution E, $\text{pH}_5 = 14 + \log C_5 = 12,1$ avec $C_5 = 728 \cdot 10^{-3} \text{ g/L} = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.
 2-a) La solution est acide. b) II faut verser la solution de soude.
 c) $v = 2,07 \text{ cm}^3$; $V_3 + v = V_3 + v = 62,07 \text{ cm}^3$.
Solution C₅₋₃
 Pour $\text{pH} = 4$ on a : $x = \frac{V_a(2C_a - [H_3O^+])}{V_a(2C_a + [OH^-])} = 22,82 \text{ cm}^3$; pour $\text{pH} = 7$ on a :
 $x = \frac{2C_a}{V_a(2C_a + [OH^-])} = 23,33 \text{ cm}^3$
Solution C₅₋₄
 a) $[H_3O^+] = 1,58 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 6,3 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$; $[Cl^-] = \frac{C_1}{V_1 + V_2} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[Br^-] = 1,08 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ (en utilisant la relation d'électroneutralité).
 b) $[Br^-] = [Br^-] = 2,16 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. c) $C_1 V_1 + C_2 V_2 = C_3 V_3$ d'où $V_3 = 15,3 \text{ mL}$.
Solution C₅₋₅
 1) $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$; $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$ 2) $M(\text{Ca(OH)}_2) = 74 \text{ g/mol}$;
 $C_1 = \frac{M}{V} = \frac{13,5}{10} = 1,35 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$; $\text{pH} = 14 + \log 2C_1 = 11,43$;
 3) $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$; $[NaOH] = \frac{M}{V} = 0,5 \text{ mol/L}$; concentration molaire de Na^+ : $C_2 = \frac{50}{10} = 0,5 \text{ mol/L}$. b) $[Na^+] = 0,01 \text{ mol/L}$. c) $[OH^-] = 0,01 \text{ mol/L}$;
 de B : $C_1 = \frac{50}{10} = 0,5 \text{ mol/L}$.
 4) $S_1 (V_1 = 20, C_1 = 1,35 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L})$; $S_2 (V_2 = 12, C_2 = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L})$; $S_3 (V_3 = 10, C_3 = 1,5 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L})$

Solution C₅₋₆
 1) $C_a = \frac{n}{V} = \frac{0,25}{0,5} = 0,5 \text{ mol/L}$ avec $n = \frac{M}{V} = \frac{22,4}{5,6} = 0,25 \text{ mol}$
 2) $C_b = \frac{n}{V} = \frac{0,5}{0,2} = 0,5 \text{ mol/L}$ avec $n = \frac{M}{V} = \frac{40}{80} = 0,2 \text{ mol}$
 3) a) Coloration jaune b) $V_p = \frac{C_b}{C_a} = \frac{0,2}{0,5} = 25 \text{ cm}^3$
 c) $H_3O^+ + OH^- \rightleftharpoons 2H_2O$
Solution C₅₋₇
 1) $C_a = \frac{V}{V} = C_b V$ or $n = \frac{M}{V}$ donc $V_a = n \cdot V_a = C_b V_b = 0,112$
 2) a) L'équivalence acido-basique représente un stade de la réaction acido-base au cours de laquelle le nombre de moles d'ions H_3O^+ apportés par la solution d'acide est égal au nombre de moles d'ions OH^- apportés par la solution basique. b) Mode opératoire du dosage
 On place la solution d'hydroxyde de sodium dans un bécher et on y ajoute quelques gouttes d'un indicateur coloré approprié. Le bleu de bromothymol par exemple. On met la solution d'acide chlorhydrique dans une burette.
 On verse par petites quantités la solution d'acide chlorhydrique dans la solution d'hydroxyde de sodium et on agite le mélange obtenu. On arrête l'opération lorsque le changement de couleur de l'indicateur coloré : on est à l'équivalence acido-basique.
Solution C₅₋₈
 d'où $n = MC_b V_1 = 40 \times 0,1 = 4 \text{ g}$.
 3) $C_p = \frac{n}{V}$ d'où $n = C_p V$; or $n = \frac{M}{V}$ donc $\frac{M}{V} = C_p V$
 c) $C_p = \frac{V}{C_a V} = \frac{V}{5,10^{-2} \times 40} = 0,1 \text{ mol/L}$.
Solution C₅₋₉
 1) $C_a = \frac{V}{V} = \frac{M}{V}$ d'où $V = \frac{M}{C_a} = 1,12 \text{ L}$.
 2) a) $H_3O^+ + OH^- \rightleftharpoons 2H_2O$ b) $n = MC_b V = 1,2 \text{ g}$ 3) $C_p = \frac{M}{V} = 1,5 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$

Solution C₅₋₉

1) Voir cours 2) $H_3O^+ + OH^- \rightleftharpoons 2H_2O$
 3/a) Construisez le graphique b) Les coordonnées du point d'équivalence sont:
 $V_{BE} = 10 \text{ cm}^3$ et $pH_{BE} = 7$; $C_a = \frac{V}{V_a + V_b}$ avec $C_b = \frac{0,01}{0,4}$ avec $C_b = 0,01 \text{ mol/L}$
 c) on a une solution neutre de chlorure de sodium. 4) Pour $V_b = 3 \text{ cm}^3$, le pH sur la courbe est égal à 2,1. On a alors $[H_3O^+] = 7,94 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$;

5) On va obtenir du chlorure de sodium.
 $n_{NaCl} = n_{Na^+} = n_{Cl^-} \Rightarrow \frac{m}{M} = C_a V_a = C_b V_b = 5,85 \cdot 10^{-4} \text{ g}$
 6/a) L'indicateur le plus approprié est le bleu de bromothymol car sa zone de virage recouvre le pH à l'équivalence b) On doit arrêter le dosage et lire le volume équivalent des le changement de couleur de l'indicateur colore.

Solution C₅₋₁₀

1) Pour S_1 , $pH_1 = -\log C_1 = 1,4$; pour S_2 , $pH_2 = 7$;
 Pour S_3 , $pH_3 = 14 + \log 2C_3 = 12,78$
 2) Les espèces présentes dans le mélange sont: H_3O^+ , OH^- , Cl^- , Ca^{2+} , Cl^-
 La relation d'électroneutralité donne:
 $[H_3O^+] + 2[Ca^{2+}] + [OH^-] = [Cl^-]$; posons $V = V_1 + V_2 + V_3$
 $[H_3O^+] + 2 \left(\frac{C_1 V_1}{V} + \frac{C_2 V_2}{V} + \frac{C_3 V_3}{V} \right) + \frac{V}{V} = \frac{V}{V} - 2C_3 \frac{V_3}{V}$
 $[H_3O^+] + 2 \left(\frac{C_1 V_1}{V} + \frac{C_2 V_2}{V} + \frac{C_3 V_3}{V} \right) = \frac{V}{V} - 2C_3 \frac{V_3}{V}$
 3/a) La solution S prend la couleur rouge.
 b) Pour $V_{min} = V_1$ on a $pH = 4,4$. La relation d'électroneutralité donne:
 $[H_3O^+] + 2[Ca^{2+}] + [Na^+] = [OH^-] + [Cl^-] + [OH^-]$; posons $V_1 = V_1 + V_2 + V_3 + V_4$
 $[H_3O^+] + 2 \left(\frac{C_1 V_1}{V} + \frac{C_2 V_2}{V} + \frac{C_3 V_3}{V} + \frac{C_4 V_4}{V} \right) + \frac{V_1}{V} = \frac{V_1}{V} + \frac{V_1}{V} + 2C_3 \frac{V_3}{V}$
 On a alors $V_4 = \frac{C_1 V_1 - 2C_3 V_3}{C_4} = 15,9 \text{ cm}^3$ avec $C_4 = 2E/L = 0,05 \text{ mol/L}$

c) Volume V_3 de solution S_3 à ajouter

3/a) La relation d'électroneutralité donne:
 $[H_3O^+] + 2[Ca^{2+}] + [OH^-] = [Cl^-] + [OH^-]$; posons $V = V_1 + V_2 + V_3 + V_4$
 $[H_3O^+] + 2 \left(\frac{C_1 V_1}{V} + \frac{C_2 V_2}{V} + \frac{C_3 V_3}{V} + \frac{C_4 V_4}{V} \right) + \frac{V_1}{V} = \frac{V_1}{V} + \frac{V_1}{V} + 2C_3 \frac{V_3}{V}$
 On a alors $V_4 = \frac{C_1 V_1 - 2C_3 V_3}{C_4} = 15,9 \text{ cm}^3$ avec $C_4 = 2E/L = 0,05 \text{ mol/L}$

Solution C₅₋₁₃

1) $C_2 H_2 O + H_3 O^+ \rightleftharpoons C_2 H_3 O^+ + H_2 O$ 2 - a) tracer la courbe

b) Les coordonnées du point d'équivalence sont $V_{BE} = 10 \text{ cm}^3$ et $pH_{BE} = 7$.
 La concentration est $C_b = \frac{V}{V_a + V_b} = 5,10^{-3} \text{ mol/L}$
 c) Pour $V_a = 8 \text{ cm}^3$ on a $pH = 10,4$
 $[H_3O^+] = 3,98 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 2,51 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$
 $[Cl^-] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} = 2,92 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[Na^+] = \frac{V_b}{V_a + V_b} = 3,57 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

a) $v = V_1(C_1 V_1 - 2C_3 V_3) = 26,88 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 26,88 \text{ cm}^3$

b) On a comme précédemment $\frac{C_1 V_1}{2C_3 V_3} = \frac{V_1}{2C_3 V_3} + \frac{V_1}{V}$

donc $\frac{V_1}{2C_3 V_3} = \frac{V_1}{2C_3 V_3} + \frac{V_1}{V}$ et on a $V_3 = 120 \text{ cm}^3$

3/a) La relation d'électroneutralité donne
 $[H_3O^+] + [K^+] = 2[SO_4^{2-}] + [OH^-] + [Cl^-]$; $pH = 7 \Rightarrow [H_3O^+] = [OH^-]$

2) $OH^- - H_3O^+ = \frac{V_1 - 2C_3 V_3}{C_1 V_1 - 2C_3 V_3}$ en négligeant H_3O^+ par rapport à OH^- on a
 $[OH^-] = \frac{V_1 - 2C_3 V_3}{C_1 V_1 - 2C_3 V_3} = 0,018 \text{ mol/L}$ et on a $pH_2 = 14 + \log [OH^-] = 12,08$

donc $[OH^-] > [H_3O^+]$. On négligeant $[H_3O^+]$ par rapport à $[OH^-]$ on a $[OH^-] = 0,02 \text{ mol/L}$ et $pH_1 = 14 + \log [OH^-] = 12,3$

La relation d'électroneutralité donne
 $[H_3O^+] + [K^+] + [OH^-] = [Cl^-] + 2[SO_4^{2-}]$ et on a $[H_3O^+] = [OH^-]$

Les espèces présentes sont: H_3O^+ , OH^- , K^+ , SO_4^{2-}

1) $H_2 SO_4 + 2H_2 O \rightleftharpoons 2H_3 O^+ + SO_4^{2-}$; $KOH \rightleftharpoons K^+ + OH^-$

Solution C₅₋₁₁

on obtient $V_3 = \frac{C_1 V_1 - 2C_3 V_3}{C_4} = 13,25 \text{ cm}^3$

$[H_3O^+] + 2 \left(\frac{C_1 V_1}{V} + \frac{C_2 V_2}{V} + \frac{C_3 V_3}{V} + \frac{C_4 V_4}{V} \right) + \frac{V_1}{V} = \frac{V_1}{V} + \frac{V_1}{V} + 2C_3 \frac{V_3}{V}$

avec $V = V_1 + V_2 + V_3 + V_4$

$[H_3O^+] + 2 \left(\frac{C_1 V_1}{V} + \frac{C_2 V_2}{V} + \frac{C_3 V_3}{V} + \frac{C_4 V_4}{V} \right) + \frac{V_1}{V} = \frac{V_1}{V} + \frac{V_1}{V} + 2C_3 \frac{V_3}{V}$

$[H_3O^+] + 2 \left(\frac{C_1 V_1}{V} + \frac{C_2 V_2}{V} + \frac{C_3 V_3}{V} + \frac{C_4 V_4}{V} \right) + \frac{V_1}{V} = \frac{V_1}{V} + \frac{V_1}{V} + 2C_3 \frac{V_3}{V}$

$[H_3O^+] + 2 \left(\frac{C_1 V_1}{V} + \frac{C_2 V_2}{V} + \frac{C_3 V_3}{V} + \frac{C_4 V_4}{V} \right) + \frac{V_1}{V} = \frac{V_1}{V} + \frac{V_1}{V} + 2C_3 \frac{V_3}{V}$

$[H_3O^+] + 2 \left(\frac{C_1 V_1}{V} + \frac{C_2 V_2}{V} + \frac{C_3 V_3}{V} + \frac{C_4 V_4}{V} \right) + \frac{V_1}{V} = \frac{V_1}{V} + \frac{V_1}{V} + 2C_3 \frac{V_3}{V}$

$[H_3O^+] + 2 \left(\frac{C_1 V_1}{V} + \frac{C_2 V_2}{V} + \frac{C_3 V_3}{V} + \frac{C_4 V_4}{V} \right) + \frac{V_1}{V} = \frac{V_1}{V} + \frac{V_1}{V} + 2C_3 \frac{V_3}{V}$

$[H_3O^+] + 2 \left(\frac{C_1 V_1}{V} + \frac{C_2 V_2}{V} + \frac{C_3 V_3}{V} + \frac{C_4 V_4}{V} \right) + \frac{V_1}{V} = \frac{V_1}{V} + \frac{V_1}{V} + 2C_3 \frac{V_3}{V}$

$[H_3O^+] + 2 \left(\frac{C_1 V_1}{V} + \frac{C_2 V_2}{V} + \frac{C_3 V_3}{V} + \frac{C_4 V_4}{V} \right) + \frac{V_1}{V} = \frac{V_1}{V} + \frac{V_1}{V} + 2C_3 \frac{V_3}{V}$

$[H_3O^+] + 2 \left(\frac{C_1 V_1}{V} + \frac{C_2 V_2}{V} + \frac{C_3 V_3}{V} + \frac{C_4 V_4}{V} \right) + \frac{V_1}{V} = \frac{V_1}{V} + \frac{V_1}{V} + 2C_3 \frac{V_3}{V}$

$[H_3O^+] + 2 \left(\frac{C_1 V_1}{V} + \frac{C_2 V_2}{V} + \frac{C_3 V_3}{V} + \frac{C_4 V_4}{V} \right) + \frac{V_1}{V} = \frac{V_1}{V} + \frac{V_1}{V} + 2C_3 \frac{V_3}{V}$

SOLUTIONS DES EXERCICES PROPOSÉS SUR LES RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES

Solution C₆₋₁

4) $B: V_{be} = 20,3 \text{ mL}; pH_e = 8,2; [Na^+] = 1,015 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$ 5) Bleu de bromothymol et phénolphthaléine ; un indicateur coloré est une substance chimique dont la couleur dépend du pH de la solution dans laquelle elle se trouve. 6) $pK_a = 4,2$ d'où $K_a = 6,3 \cdot 10^{-5}$ c'est l'acide monophénylthéthanique ; par ordre décroissant on a : $HNOOH, C_6H_5CH_2COOH, C_6H_5COOH, C_6H_5COONa, C_6H_5COO^-$ 7) $C_6H_5CH_2COOH, C_6H_5COOH, C_6H_5COONa, C_6H_5COO^-$ 8) Espèces majoritaires : $Na^+ (3,36 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}), C_6H_5CH_2COO^- (3,36 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}), C_6H_5COO^- (6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}), H_3O^+ (6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L})$ espèce ultraminoritaire : $OH^- (1,56 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L})$.

Solution C₆₋₂

1) $C_6H_5O_4^-; M = 180 \text{ g/mol}$ 2/b) acide faible à cause de l'allure de la courbe et du pH à l'équivalence. c) $C_6H_5O_4^- + OH^- \rightleftharpoons H_2O + C_6H_5O_4^{2-}$ d) $V^p = 11 \text{ cm}^3; pH = 8$; $C_a = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ e) $pK_a = 3,5$ 2) n) $C_a = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = 2,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}; m = nM = 0,495 \text{ g}$ 500 mg
 3) $[H_3O^+] = 1,69 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}; [OH^-] = 5,9 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}; [A^-] = 1,69 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}; [HA] = C_a - [A^-] = 9,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}; pK_a = 3,5$; n) Rouge de phénol et phénolphthaléine.

Solution C₆₋₃

1) X est un acide car $pH = 2,4$; c'est un acide faible car $pH \neq -\log C_a$. Y est une base car $pH = 11,9$; c'est une base faible car $pH \neq 14 + \log C_b$. 2/a) $V_{be} = 10 \text{ cm}^3; pH_e = 8,2; pK_a = 3,7$ b) X est l'acide méthanoïque ; l'acide méthanoïque est plus fort que l'acide éthanoïque car son pK_a est plus faible. c) $HCOOH + OH^- \rightleftharpoons HCOO^- + H_2O$ 3) $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$; $[H_3O^+] = 3,16 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}; [OH^-] = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}; [B] = 0,04 \text{ mol/L}; [BH^+] = 0,02 \text{ mol/L}$; $pK_a = 10,8$; Le composé X est l'éthylamine.
 1) $V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = 5 \text{ cm}^3$; prélever 5 cm³ de la solution à l'aide d'une pipette ; verser cette solution dans une fiole jaugée de 100 cm³ et compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

Solution C₆₋₄

1) $V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = 5 \text{ cm}^3$; prélever 5 cm³ de la solution à l'aide d'une pipette ; verser cette solution dans une fiole jaugée de 100 cm³ et compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

La relation d'électroneutralité donne
 $[H_3O^+] + [Na^+] = [OH^-] + [C_6H_5O_4^-] + [C_6H_5O_4^{2-}]$ avec $[H_3O^+] \ll [OH^-]$
 d'où $[C_6H_5O_4^-] = [Na^+] - [OH^-] = [OH^-] - [OH^-] = 0$

4/a) $H_3O^+ + OH^- \rightleftharpoons 2H_2O$ b) La courbe ne subira aucune modification car l'hydroxyde de sodium est une monobase forte et l'ion Na^+ est un ion spectateur.

Solution C₅₋₁₄
 1) $C_1 = 10^{-pH_1} = 5,10^{-3} \text{ mol/L}; pH = 14 + \log 20^2 \text{ d'où } C_2 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
 2) $V_2 = \frac{V(C_1 - [H_3O^+])}{C_2} = 19,5 \text{ cm}^3$ et $V_1 = 40 - 19,6 = 20,4 \text{ cm}^3$
 3) $pH = -\log [H_3O^+] = -\log \frac{C_1 V_1 - C_2 V_2}{V_1 + V_2} = 2,87$

Solution C₅₋₁₅
 1) $OH^- + H_3O^+ \rightleftharpoons 2H_2O$
 2) $Mg(OH)_2$ est une dibase forte ; $pH = 14 + \log 20^2$
 d'où $C_B = \frac{2}{10^{-14+2pH}} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
 3) Tracer la courbe A/B ($V_{be} = 10 \text{ cm}^3, pH_e = 7$) ;
 $C_B = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; Les deux valeurs de C_B sont égales

5/a) Soit HA l'acide utilisé. À l'équivalence on a une solution neutre de $(Mg^{2+} + 2A^-)$; MgA_2 est le composé X
 $n_{MgA_2} = \frac{m}{M} = n_{Mg^{2+}} = n_{Mg}^{2+}$ or $n_{Mg^{2+}} = C_B V_B$ et $n_{MgA_2} = C_A V_A$
 d'où $\frac{m}{M} = C_B V_B$ soit $m = \frac{C_B V_B M}{V_A}$; $M = 148 \text{ g}$ = masse molaire du composé X
 $M(MgA_2) = 2A + 2M(H) = M(A) + M(H) = 62 + 1 = 63 \text{ g/mol}$
 On a alors $M(H) = M(A) + M(H) = 62 + 1 = 63 \text{ g/mol}$
 b) L'acide utilisé est l'acide nitrique
 c) Le bleu bromothymol est l'indicateur approprié car le pH à l'équivalence est compris dans sa zone de virage.
 7/a) Pour $V_A = 5 \text{ cm}^3$ $pH = 11,3$ (à lire sur le tableau)
 $[H_3O^+] = 5,10^{-12} \text{ mol/L}; [OH^-] = 2,10^{-3} \text{ mol/L}$;
 $[Mg^{2+}] = \frac{V_A + V_B}{V_A + V_B} = 2,10^{-3} \text{ mol/L}$; $[NO_3^-] = \frac{V_A + V_B}{V_A + V_B} = 2,10^{-3} \text{ mol/L}$
 b) Pour $V_A = 11 \text{ cm}^3$, on lit sur le tableau $pH = 3,5$
 $[H_3O^+] = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}; [OH^-] = 3,16 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$
 $[Mg^{2+}] = \frac{V_A + V_B}{V_A + V_B} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[NO_3^-] = \frac{V_A + V_B}{V_A + V_B} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

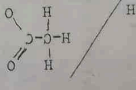
$[Mg^{2+}] = \frac{V_A + V_B}{V_A + V_B} = 3,54 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
 $[NO_3^-] = \frac{V_A + V_B}{V_A + V_B} = 3,54 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

$C_3 = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; pKa = 4,8 (à lixe à la demi-équivalence pour $V_1 = 5 \text{ mL}$) 4/a) Taux b) juste.

Solution C₆₋₁₈

1/a) $C_m = \frac{m}{V} = 25 \times 2,5 = 62,5 \text{ g avec } C_m = 25 \text{ g/L}$

$d'OH \text{ V} = \frac{V}{m} = \frac{62,5}{1040} = 0,060 \text{ L} = 60 \text{ cm}^3$

b) $C = \frac{m}{V} = 4,16 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ 2/b) 

3) Soit C_a la concentration de l'acide restant : $C_a = \frac{V}{V} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$C_a = 4 \cdot 10^{-3} \times 2,5 = 10^{-2} \text{ mol.}$

Au départ on a $n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = C_a V = 1,04 \text{ mol.}$

On constate que $n_{\text{CH}_3\text{COOH}}(\text{restant}) < n_{\text{CH}_3\text{COOH}}(\text{initial})$

Solution C₆₋₁₉

1) $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$; $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$;
 $\text{HA} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$ 2/ H_3O^+ , OH^- , A^- , AH , Na^+ , H_2O .

3) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ or $\text{pH} = \text{pK}_a$ (solution tampon) d'où $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pK}_a}$

4) $[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-\text{pK}_a - 14}} = 10^{-\text{pK}_a - 14}$

6) $[\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{A}^-]$ d'où $[\text{A}^-] = \frac{C_a V}{V} + \frac{10^{-\text{pK}_a - 14}}{10^{-\text{pK}_a - 14}} = 10^{-\text{pK}_a - 14} + 10^{-\text{pK}_a - 14}$

7) $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$; $\text{pH} = \text{pK}_a$ d'où $[\text{AH}] = [\text{A}^-]$

8) $\frac{C_a V}{V} = \frac{C_a V}{V} + \frac{C_a V}{V} + 2[\text{AH}]$ car $[\text{AH}] = [\text{A}^-] = [\text{AH}]$ d'où $[\text{A}^-] = [\text{AH}] = \frac{C_a V}{2(V + V)}$

9) $[\text{AH}] = \frac{C_a V}{V} + \frac{C_a V}{V} + 2 \frac{C_a V}{V} = \frac{4 C_a V}{V} = 4 C_a$

d'où $V_p = \frac{C_a V}{C_a} = 10 \text{ cm}^3$

b) Pour l'acide éthanoïque on a : $V_p = 10 \text{ cm}^3$

Pour l'acide dichloroéthanoïque on a : $V_p = 8,6 \text{ cm}^3$

Solution C₆₋₂₀

1) $V_1 = \frac{4 C_2 V}{C_1 + C_2} = \frac{363,64 \text{ cm}^3}{1 + 403} = 363,64 \text{ cm}^3$; $V_3 = \frac{C_1 + C_2}{C_1} = \frac{1 + 403}{1} = 404$

2) $V_2 = \frac{K_a C_1 + 2 K_a C_2 + 2 [\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} = \frac{157,5 \text{ cm}^3}{1} = 157,5 \text{ cm}^3$; $V_1 = 342,5 \text{ cm}^3$

3) $V_1 = \frac{C_1 + C_2}{C_1} = \frac{1 + 312,5 \text{ cm}^3}{1} = 312,5 \text{ cm}^3$; $V_2 = 187,5 \text{ cm}^3$

4) $V_1 = \frac{K_a C_1 + [\text{H}_3\text{O}^+]}{C_1} = \frac{256,3 \text{ cm}^3}{1} = 256,3 \text{ cm}^3$; $V_2 = 243,7 \text{ cm}^3$ 5) Solution tampon

en 1), 2), 3), et 4).

Solution C₆₋₂₁

1) $m = C_1 V_1 = 0,28 \text{ g}$; $\text{pH} = 14 + \log C_1 = 12$ 2/a) $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$

2/a) $V_2 = 20 \text{ mL}$ 3/a) $\text{pH} = 7$ b) $[\text{OH}^-] = 5,10^{-3} \text{ mol/L}$; $\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 11,7$

4/a) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$ b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,58 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

$[\text{OH}^-] = 6,3 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$; $[\text{Na}^+] = \frac{V}{C_1 V} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{OH}^-] + [\text{Na}^+] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{V}{C_1 V} = 2,10^{-3} \text{ mol/L}$; majoritaires (Na^+ , CH_3COO^- , CH_3COOH); minoritaires (H_3O^+); ultraminoritaire (OH^-) c) Solution tampon:

pH insensible à une dilution modérée et très peu sensible à une addition d'acide ou de base en faible quantité.

Solution C₆₋₂₂

1) $\text{HIn} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{In}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

2) La solution est jaune si $[\text{In}^-] > 10 [\text{HIn}]$ soit $\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} > \frac{10}{1}$

$\log \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} > \log 10$ or $\log \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} = \text{pH} - \text{pK}_a$ soit $\text{pH} > 5,4$

La solution est rouge si $4 [\text{HIn}] > [\text{In}^-]$ soit $\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} > \frac{1}{4}$

$\log \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} > \log 0,25$ or $\log \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} = \text{pK}_a - \text{pH} + \log 4$ A.N. $\text{pH} > 5,4$

En résumé, la solution est jaune si $\text{pH} > 5,4$ et rouge si $\text{pH} < 5,4$

en résumé, la solution est jaune si $\text{pH} > 5,4$ et rouge si $\text{pH} < 5,4$

des valeurs du pH délimitant la zone de virage sont donc 3,8 et 5,4.

a) Il s'agit du dosage d'une dibase forte par un monoacide fort.

d'où $V_{\text{ae}} = \frac{C_a V_a}{C_b} = 20 \text{ cm}^3$

l'équivalence $2C_b V_b = C_a V_a$

$$\frac{C_A + V}{V} = \frac{C_A}{V} + \frac{V}{V} = \frac{C_A}{V} + 1$$

$$\frac{C_A + V}{V} = \frac{C_A}{V} + 1 \Rightarrow \frac{C_A + V}{V} - \frac{C_A}{V} = 1$$

$$\frac{C_A + V}{V} = \frac{C_A}{V} + 1 \Rightarrow \frac{C_A + V}{V} - \frac{C_A}{V} = 1$$

Le mélange des solutions A et B (acide chlorhydrique et ammoniac) en mélangeant une base forte et un acide faible.

La combinaison C et D est retenue parce qu'on peut obtenir une solution tamponnée.

Les combinaisons A et B sont retenues parce qu'il s'agit du mélange d'un acide fort et d'une base faible.

La combinaison B et C correspond au mélange d'un acide faible et de sa base conjuguée.

La combinaison A et B est retenue parce qu'il s'agit du mélange d'un acide fort et d'une base faible.

Les combinaisons A et B sont retenues parce qu'il s'agit du mélange d'un acide fort et d'une base faible.

Les combinaisons A et B sont retenues parce qu'il s'agit du mélange d'un acide fort et d'une base faible.

Les combinaisons A et B sont retenues parce qu'il s'agit du mélange d'un acide fort et d'une base faible.

Les combinaisons A et B sont retenues parce qu'il s'agit du mélange d'un acide fort et d'une base faible.

Les combinaisons A et B sont retenues parce qu'il s'agit du mélange d'un acide fort et d'une base faible.

Les combinaisons A et B sont retenues parce qu'il s'agit du mélange d'un acide fort et d'une base faible.

Les combinaisons A et B sont retenues parce qu'il s'agit du mélange d'un acide fort et d'une base faible.

Les combinaisons A et B sont retenues parce qu'il s'agit du mélange d'un acide fort et d'une base faible.

Les combinaisons A et B sont retenues parce qu'il s'agit du mélange d'un acide fort et d'une base faible.

Les combinaisons A et B sont retenues parce qu'il s'agit du mélange d'un acide fort et d'une base faible.

Les combinaisons A et B sont retenues parce qu'il s'agit du mélange d'un acide fort et d'une base faible.

Les combinaisons A et B sont retenues parce qu'il s'agit du mélange d'un acide fort et d'une base faible.

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 20 = 10^{-2} \times 200$$

La relation de conservation de la matière donne :

On a alors :

La relation d'électroneutralité s'écrit :

Les espèces présentes sont :

L'équation de la réaction entre l'acide éthanique et le soude est :

La réaction de dosage avec le vert de bromocresol, on doit arrêter d'ajouter de l'acide chlorhydrique au début du titrage car on a :

À la fin du titrage $pH_2 = 3,8$ pour un volume V_2 d'acide versé on a comme précédemment :

En négligeant $[OH^-]$ devant $[H_3O^+]$ on a :

À un début de titrage $pH_1 = 5,4$ pour un volume V_1 d'acide versé, la relation d'électroneutralité s'écrit :

En négligeant $[OH^-]$ devant $[H_3O^+]$ on a :

En négligeant $[OH^-]$ devant $[H_3O^+]$ on a :

En négligeant $[OH^-]$ devant $[H_3O^+]$ on a :

En négligeant $[OH^-]$ devant $[H_3O^+]$ on a :

En négligeant $[OH^-]$ devant $[H_3O^+]$ on a :

En négligeant $[OH^-]$ devant $[H_3O^+]$ on a :

En négligeant $[OH^-]$ devant $[H_3O^+]$ on a :

En négligeant $[OH^-]$ devant $[H_3O^+]$ on a :

En négligeant $[OH^-]$ devant $[H_3O^+]$ on a :

En négligeant $[OH^-]$ devant $[H_3O^+]$ on a :

En négligeant $[OH^-]$ devant $[H_3O^+]$ on a :

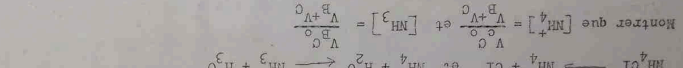
En négligeant $[OH^-]$ devant $[H_3O^+]$ on a :

En négligeant $[OH^-]$ devant $[H_3O^+]$ on a :

$$K^a = \frac{[NH_3^+][H_2O]}{[NH_4^+]} = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]} = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]} \cdot \frac{[OH^-]}{[OH^-]} = \frac{[H_3O^+][NH_3][OH^-]}{[NH_4^+][H_2O]}$$

$$d'où V^a = \frac{2[H_3O^+] + [K^a]}{V([H_3O^+] + K^a)} = 21,63 \text{ cm}^3 \text{ et } V^b = 8,37 \text{ cm}^3$$

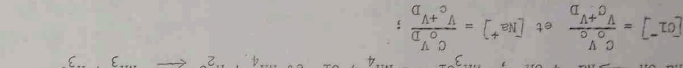
2ème méthode : mélange des solutions B et C (ammoniac + chlorure d'ammonium).



$$K^a = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3][H_2O]} = \frac{[NH_4^+][H_3O^+]}{[NH_3][H_2O]} \cdot \frac{[OH^-][H_2O]}{[H_3O^+][H_2O]} = \frac{[NH_4^+][H_3O^+]}{[NH_3][H_2O]} \cdot \frac{1}{K^b}$$

$$d'où V^a = \frac{K^a + [H_3O^+]}{V \cdot K^b} = 19,4 \text{ cm}^3 \text{ et } V^b = \frac{K^a + [H_3O^+]}{V \cdot K^b} = 11,40 \text{ cm}^3$$

3ème méthode : mélange des solutions C et D (chlorure d'ammonium et hydroxyde de sodium)



$$K^a = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3][H_2O]} = \frac{[NH_4^+][H_3O^+]}{[NH_3][H_2O]} \cdot \frac{[OH^-][H_2O]}{[H_3O^+][H_2O]} = \frac{[NH_4^+][H_3O^+]}{[NH_3][H_2O]} \cdot \frac{1}{K^b}$$

$$K^a = \frac{[NH_4^+][H_3O^+]}{[NH_3][H_2O]} = \frac{[NH_4^+][H_3O^+]}{[NH_3][H_2O]} \cdot \frac{[OH^-][H_2O]}{[OH^-][H_2O]} = \frac{[NH_4^+][H_3O^+][OH^-][H_2O]}{[NH_3][H_2O]^2}$$

$$K^a = \frac{[NH_4^+][H_3O^+][OH^-][H_2O]}{[NH_3][H_2O]^2} = \frac{[NH_4^+][H_3O^+][OH^-]}{[NH_3][H_2O]} = \frac{[NH_4^+][H_3O^+][OH^-]}{[NH_3][H_2O]} \cdot \frac{[H_2O]}{[H_2O]}$$

$$K^a = \frac{[NH_4^+][H_3O^+][OH^-]}{[NH_3][H_2O]} = \frac{[NH_4^+][H_3O^+][OH^-]}{[NH_3][H_2O]} \cdot \frac{[H_2O]}{[H_2O]} = \frac{[NH_4^+][H_3O^+][OH^-][H_2O]}{[NH_3][H_2O]^2}$$

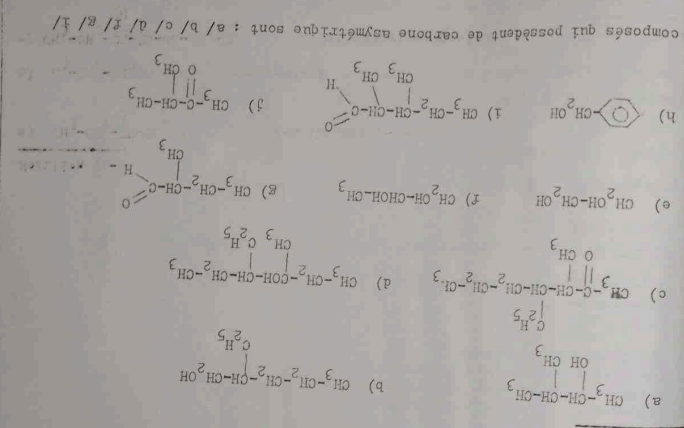
$$K^a = \frac{[NH_4^+][H_3O^+][OH^-][H_2O]}{[NH_3][H_2O]^2} = \frac{[NH_4^+][H_3O^+][OH^-]}{[NH_3][H_2O]} = \frac{[NH_4^+][H_3O^+][OH^-]}{[NH_3][H_2O]} \cdot \frac{[H_2O]}{[H_2O]}$$

$$K^a = \frac{[NH_4^+][H_3O^+][OH^-]}{[NH_3][H_2O]} = \frac{[NH_4^+][H_3O^+][OH^-]}{[NH_3][H_2O]} \cdot \frac{[H_2O]}{[H_2O]} = \frac{[NH_4^+][H_3O^+][OH^-][H_2O]}{[NH_3][H_2O]^2}$$

$$K^a = \frac{[NH_4^+][H_3O^+][OH^-][H_2O]}{[NH_3][H_2O]^2} = \frac{[NH_4^+][H_3O^+][OH^-]}{[NH_3][H_2O]} = \frac{[NH_4^+][H_3O^+][OH^-]}{[NH_3][H_2O]} \cdot \frac{[H_2O]}{[H_2O]}$$

(c) SOLUTIONS DES EXERCICES SUR LES ALCOOLS, LES ALDÉHYDES ET LES CÉTONES

- Solution C₁-1
- a/ butan-2-ol
 - b/ 2,3-diméthylpentan-3-ol
 - c/ 4-méthylpentan-1-ol
 - d/ butano-1,2,3-triol
 - e/ propène-1,2,3-triol
 - f/ 3,5-diméthylhexan-3-ol
 - g/ butanone
 - h/ 2-méthylpentan-2-one
 - i/ 2,3-diméthylhexanal
 - j/ 2-méthylbutanal
 - k/ propanal
- Les composés a/, b/ d/ f/ h/ j/ possèdent de carbone asymétrique.



On obtient 8 isomères : 4 alcools primaires

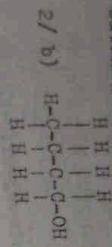
- pentan-1-ol
- 2-méthylbutan-1-ol
- 3-méthylbutan-1-ol
- 2-méthylpentan-1-ol



121

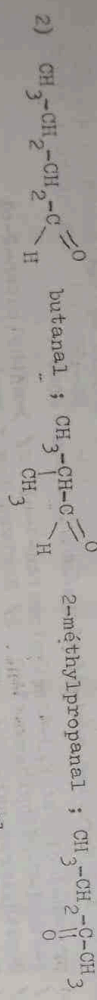
Solution C₇-13

1) Action du sodium sur l'alcool avec dégagement d'hydrogène et formation d'un alcoolate de sodium ; on enregistre l'action du PCl₅ sur l'alcool.
Ecrire les formules développées des alcools dont les noms sont : butan-1-ol ; butan-2-ol ; 2-méthylpropan-2-ol ; 2-méthylpropan-1-ol



Solution C₇-14

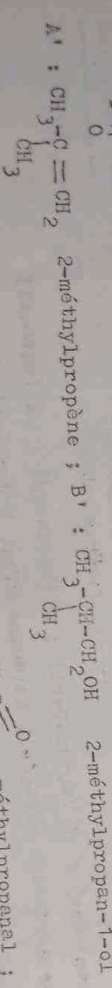
1/ a)
$$\text{C}_x\text{H}_y + \left(\frac{4x+y-2}{4}\right)\text{O}_2 \rightarrow x\text{CO}_2 + \frac{y}{2}\text{H}_2\text{O}$$
 b) M = 29d = 72 \leftrightarrow 22,4x
3,6 \leftrightarrow 4,48
d'où x = $\frac{4,48 \times 72}{22,4 \times 3,6} = 4$ 72 = 12x + y + 16 d'où y = 8 ; c) C₄H₈ ;



butanone. 3) Famille des aldéhydes ; butanal et 2-méthylpropanal
4) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$ acide butanoïque. 5) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$ butan-1-ol alcool primaire.

Solution C₇-15

1) C_xH_y ; x = 4, y = 8 d'où la formule C₄H₈ ; on a le but-1-ène, le but-2-ène et le méthyl propène. 2) B : $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ butan-2-ol
C : $\text{CH}_3-\text{C}(\text{OH})=\text{CH}-\text{CH}_3$ butanone ; A : $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$ but-2-ène



E : $\begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{C}-\text{OH} \\ | \\ \text{OH} \end{array}$ acide méthyl propanoïque.

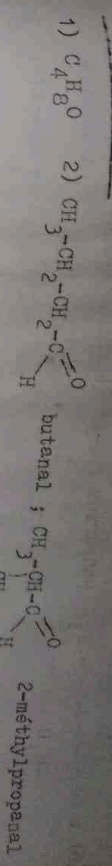
Solution C₇-16

1) A : $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$ propan-1-ol ; B : $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_3$ propan-2-ol
2/ a) C : $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH}$; D : $\text{CH}_3-\text{C}(\text{OH})-\text{CH}_3$ b) l'alcool qui a conduit à C est le propan-1-ol ; 3) n_A = C_BV_B = 5,10⁻² mol ; n_{propène} = n_A + n_B = $\frac{m}{M} = 0,4$ mol ;
 $\frac{n_A}{n_B} = 0,125$.

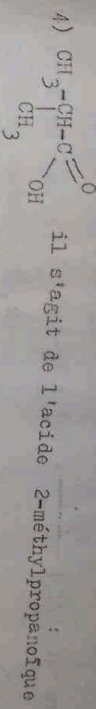
Solution C₇-17

2/ a) M_A = $\frac{m}{V} = 98$ g/mol b) C₅H₁₂O 3/ a) pentan-1-ol

Solution C₇-18

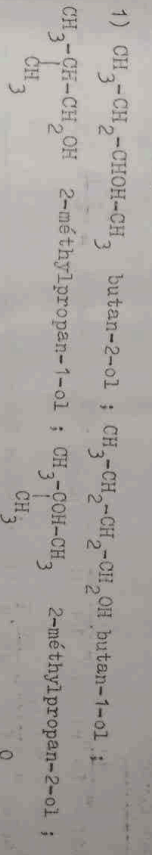


3) B appartient à la famille des aldéhydes



5) C'est le 2-méthylpropan-1-ol ; alcool primaire

Solution C₇-19



2/ a) D : 2-méthylpropan-2-ol b) C : butan-2-ol C₁ ; $\begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}-\text{CH}_3 \end{array}$ butanone ;
A₁ et B₁ sont des aldéhydes ; A et B sont des alcools primaires 3) On écrit les formules semi-développées des composés suivants : A = butan-1-ol ; A₁ = butanal ; A₂ = but-1-ène ; A₃ = butan-2-ol ; A₄ = butanone ; B₁ = méthylpropanal ; B = 2-méthylpropan-1-ol ; B₂ = méthyl propène ; B₃ = 2-méthylpropan-2-ol.

Solution C₇-20

1/ a) $\frac{\%O}{16} = \frac{100\%}{M}$ d'où M = 74 g/mol. b) x = 4 ; y = 10 ; c) butan-1-ol, butan-2-ol, 2-méthylpropan-1-ol, 2-méthylpropan-2-ol
2/ a) A : $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$ butan-1-ol ; B : $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_3$ butan-2-ol ;
C : $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$ but-1-ène ; D : $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$ but-2-ène.

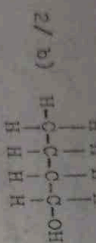
Solution C₇-21

1/ a) A est un alcool ou un aldéhyde b) S est un aldéhyde ou une cétone
c) S est un aldéhyde d) A est un alcool primaire et possède donc la fonction alcool. 2) C_a = 0,15 mol.L⁻¹ ; M = $\frac{15,3}{0,15} = 102$ g.mol⁻¹.

3) C₅H₁₀O₂. Ecrivez les formules ; les noms sont : acide 2-méthylbutanoïque (B₁) ; acide 3-méthylbutanoïque (B₂) ; acide 2,2-diméthylpropanoïque (B₃) et 2-méthylbutan-1-ol (A₁) ; 3-méthylbutan-1-ol (A₂) ; diméthylpropan-1-ol (A₃).

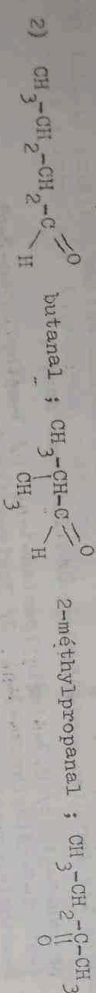
Solution C₇-13

1) Action du sodium sur l'alcool avec dégagement d'hydrogène et formation d'un alcoolate de sodium ; ou encore action du PCl₅ sur l'alcool.
Ecrire les formules développées des alcools dont les noms sont : butan-1-ol ; butan-2-ol ; 2-méthylpropan-2-ol ; 2-méthylpropan-1-ol



Solution C₇-14

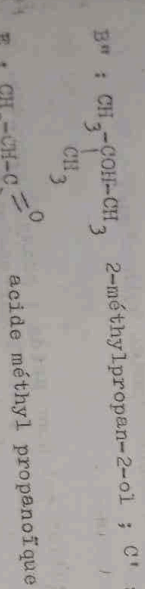
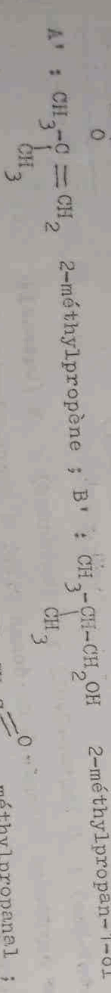
1/ a)
$$\text{C}_x\text{H}_y\text{O} + \left(\frac{4x}{4} + \frac{y-2}{4}\right)\text{O}_2 \rightarrow x\text{CO}_2 + \frac{y}{2}\text{H}_2\text{O}$$
 b) M = 294 = 72 \leftrightarrow 22,4x
d'où x = $\frac{4,48 \times 72}{22,4 \times 3,6} = 4$ 72 = 12x + y + 16 d'où y = 8 ; c) C₄H₈O ;



butanone. 3) Famille des aldéhydes ; butanal et 2-méthylpropanal
4) CH₃-CH₂-CH₂-COOH acide butanoïque. 5) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-OH butan-1-ol alcool primaire.

Solution C₇-15

1) C_xH_y ; x = 4, y = 8 d'où la formule C₄H₈ ; on a le but-1-ène, le but-2-ène et le méthyl propène. 2) B : CH₃-CH(OH)-CH₂-CH₃ butan-2-ol
C : CH₃-C(=O)-CH₂-CH₃ butanone ; A : CH₃-CH=CH-CH₃ but-2-ène



Solution C₇-16

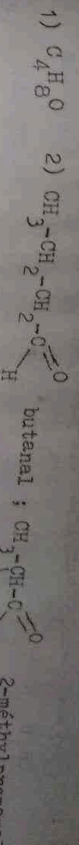
1) A : CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-OH propan-1-ol ; B : CH₃-CH(OH)-CH₃ propan-2-ol
2/ a) C : CH₃-CH₂-COOH ; D : CH₃-C(=O)-CH₃

b) L'alcool qui a conduit à C est le propan-1-ol ; 3) n_A = C_BV_B = 5.10⁻² mol ; n_{propane} = n_A + n_B = $\frac{M}{M}$ = 0,4 mol ;
n_A = 0,125.

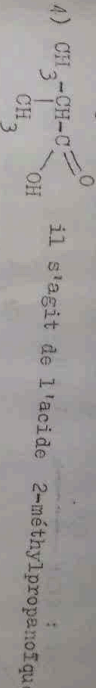
Solution C₇-17

2/ a) M_A = $\frac{M}{CV} = 88$ g/mol b) C₅H₁₂O 3/ a) pentan-1-ol

Solution C₇-18

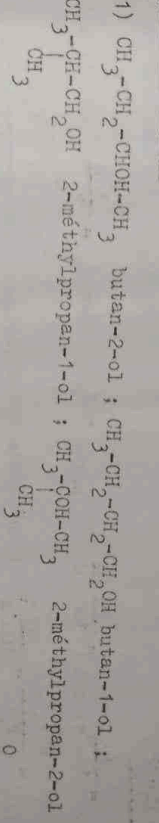


butanone 3) B appartient à la famille des aldéhydes



5) C'est le 2-méthylpropan-1-ol ; alcool primaire

Solution C₇-19

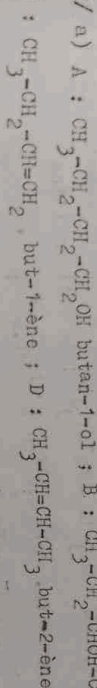


2/ a) D : 2-méthylpropan-2-ol b) C : butan-2-ol c) CH₃-CH₂-C(=O)-CH₃ butanone ;

A₁ et B₁ sont des aldéhydes ; A et B sont des alcools primaires 3) On écrira les formules semi-développées des composés suivants : A = butan-1-ol ; A₁ = butanal ; A₂ = but-1-ène ; A₃ = butan-2-ol ; A₄ = butanone ; B₁ = méthylpropanal ; B = 2-méthylpropan-1-ol ; B₂ = méthyl propène ; B₃ = 2-méthylpropan-2-ol.

Solution C₇-20

1/ a) $\frac{80}{16} = \frac{100x}{M}$ d'où M = 74 g/mol. b) x = 4 ; y = 10 ; e) butan-1-ol, butan-2-ol, 2-méthylpropan-1-ol, 2-méthylpropan-2-ol
2/ a) A : CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-OH butan-1-ol ; B : CH₃-CH₂-CH(OH)-CH₃ butan-2-ol ;



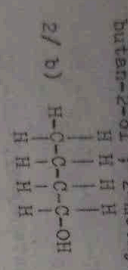
Solution C₇-21

1/ a) A est un alcool ou un aldéhyde b) S est un aldéhyde ou une cétone
c) S est un aldéhyde d) A est un alcool primaire et possède donc la fonction alcool. 2) C_a = 0,15 mol.L⁻¹ ; M = $\frac{15,2}{0,15} = 102$ g.mol⁻¹.

3) C₅H₁₀O. Ecrivez les formules ; Les noms sont : acide 2-méthylbutanoïque (B₁) ; acide 3-méthylbutanoïque (B₂) ; acide 2,2-diméthylpropanoïque (B₃) et 2-méthylbutan-1-ol (A₁) ; 3-méthylbutan-1-ol (A₂) ; diméthylpropan-1-ol (A₃).

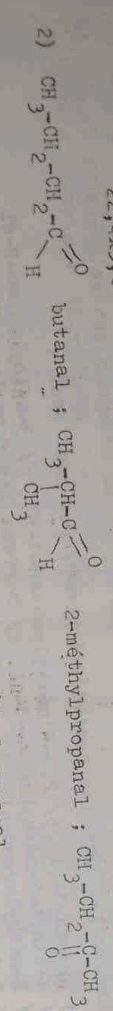
Solution C₇-13

1) Action du sodium sur l'alcool avec dégagement d'hydrogène et formation d'un alcoolate de sodium ; ou encore action du PCl₅ sur l'alcool.
Ecrire les formules développées des alcools dont les noms sont : butan-1-ol ; butan-2-ol ; 2-méthylpropan-2-ol ; 2-méthylpropan-1-ol



Solution C₇-14

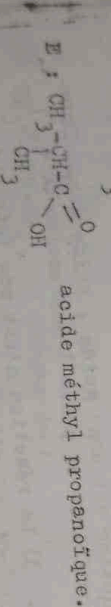
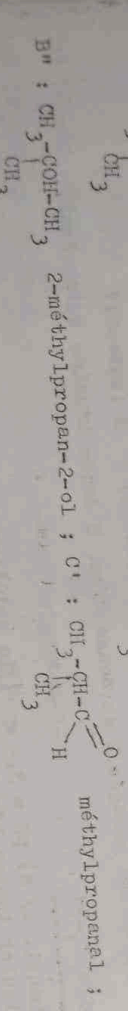
1/ a)
$$\text{C}_x\text{H}_y\text{O} + \left(\frac{4x+y-2}{4}\right)\text{O}_2 \rightarrow x\text{CO}_2 + \frac{y}{2}\text{H}_2\text{O}$$
 b) M = 29d = 72 \leftarrow 22,4x
3,6 \leftarrow 4,48
d'où x = $\frac{4,48 \times 72}{22,4 \times 3,6} = 4$ 72 = 12x + y + 16 d'où y = 8 ; c) C₄H₈O ;



butanone. 3) Famille des aldéhydes ; butanal et 2-méthylpropanal
4) CH₃-CH₂-CH₂-COOH acide butanoïque. 5) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-OH butan-1-ol alcool primaire.

Solution C₇-15

1) C_xH_y ; x = 4, y = 8 d'où la formule C₄H₈ ; on a le but-1-ène, le but-2-ène et le méthyl propène. 2) B : CH₃-CH(OH)-CH₂-CH₃ butan-2-ol
C : CH₃-C(CH₃)(OH)-CH₂ butanone ; A : CH₃-CH=CH-CH₃ but-2-ène



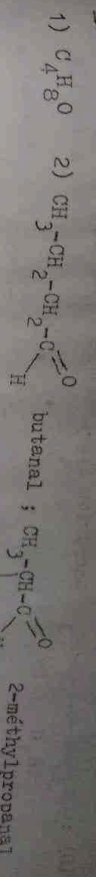
Solution C₇-16

1) A : CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-OH propan-1-ol ; B : CH₃-CH(OH)-CH₃ propan-2-ol
2/ a) C : CH₃-CH₂-COOH ; D : CH₃-C(CH₃)₂-OH l'alcool qui a conduit à C est le propan-1-ol ; 3) n_A = n_B = 5,10⁻² mol ; n propène = n_A + n_B = 10⁻² mol ; M = 100 g/mol ; n_A = 0,125.

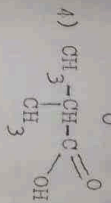
Solution C₇-17

2/ a) M_A = $\frac{M}{CV} = 88$ g/mol b) C₅H₁₂O 3/ e) pentan-1-ol

Solution C₇-18

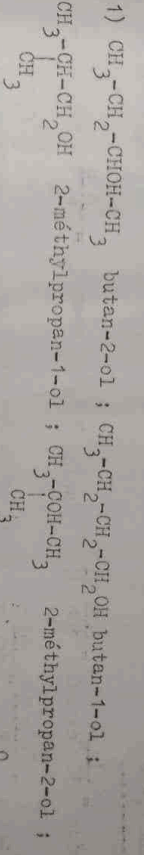


3) B appartient à la famille des aldéhydes



5) C'est le 2-méthylpropan-1-ol ; alcool primaire

Solution C₇-19



2/ a) D : 2-méthylpropan-2-ol b) C : butan-2-ol C₁ : CH₃-CH₂-C(=O)-CH₃ butanone ; A₁ et B₁ sont des aldéhydes ; A et B sont des alcools primaires 3) On écrit les formules semi-développées des composés suivants : A = butan-1-ol ; A₁ = butanal ; A₂ = but-1-ène ; A₃ = butan-2-ol ; A₄ = butanone ; B₁ = méthylpropanal ; B = 2-méthylpropan-1-ol ; B₂ = méthyl propène ; B₃ = 2-méthylpropan-2-ol.

Solution C₇-20

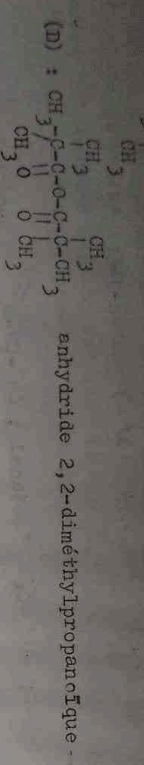
1/ a) $\frac{\%O}{16} = \frac{100\%}{M}$ d'où M = 74 g/mol. b) x = 4 ; y = 10 ; e) butan-1-ol, butan-2-ol, 2-méthylpropan-1-ol, 2-méthylpropan-2-ol
2/ a) A : CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-OH butan-1-ol ; B : CH₃-CH₂-CH(OH)-CH₃ butan-2-ol ; C : CH₃-CH₂-CH(OH)-CH₃ but-1-ène ; D : CH₃-CH=CH-CH₃ but-2-ène.

Solution C₇-21

1/ a) A est un alcool ou un aldéhyde b) S est un aldéhyde ou une cétone c) S est un aldéhyde d) A est un alcool primaire et possède donc la fonction alcool. 2) C_a = 0,15 mol.L⁻¹ ; M = $\frac{15,3}{0,15} = 102$ g.mol⁻¹.

3) C₅H₁₀O₂ Ecrivez les formules ; Les noms sont : acide 2-méthylbutanoïque (B₁) ; acide 3-méthylbutanoïque (B₂) ; acide 2,2-diméthylpropanoïque (B₃) et 2-méthylbutan-1-ol (A₁) ; 3-méthylbutan-1-ol (A₂) ; diméthylpropan-1-ol (A₃).

4) (B) : CH3-CH2-CH(OH)-COOH acide 2,2-diméthylpropanoïque



(A) : CH3-CH2-CH(OH)-CH2-CH3 diméthylpropan-1-ol

La première réaction est : 2(B) $\xrightarrow{P_2O_5}$ (D) + H₂O

La deuxième réaction est : (D) + CH₃-CH₂-OH \rightarrow CH3-CH2-CH(OH)-C(=O)-CH3 + (B)

Solution C₇-22

1) n_{acide} = $\frac{80}{100n}$ alcool = $\frac{80}{100}$ M or n_{acide} = C_aV_a avec C_a = $\frac{C \cdot V}{V_a}$

d'où n_{acide} = $\frac{C \cdot V}{V_a} = \frac{80}{100M}$ ce qui donne M = 87,86 g.

M(C₅H₁₁OH) = 14n + 18 = 87,86 d'où n = 5 ; formule brute C₅H₁₁OH.

2) Les composés dont vous écrivez les formules ont pour noms :

- 2-méthylbutan-1-ol ; 3-méthylbutan-1-ol ; 2,2-diméthylpropan-1-ol ; 2-méthylbutan-2-ol ; 3-méthylbutan-2-ol ; 2,2-diméthylpropan-1-ol

4) acide 2,2-diméthylpropanoïque.

Solution C₇-23

1) CH₃-CH₂-CH₂-OH propan-1-ol (alcool primaire) ; CH₃-CH(OH)-CH₂-OH propan-2-ol (alcool secondaire). 2/ b) CH₃-CH₂-COOH acide propanoïque ; CH₃-C(OH)(CH₃)-COOH propanone

3/ a) CH₃-CH₂-COOH + H₂O \rightleftharpoons CH₃-CH₂-COO⁻ + H₃O⁺ ; on obtient l'ion hydronium et l'ion propanoate. b) [H₃O⁺] = 10⁻³ mol.L⁻¹ ;

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3CH_2COO^-]}{[CH_3CH_2COOH]} = \frac{[H_3O^+]^2}{C - [H_3O^+]}$$

d'où C = $\frac{[H_3O^+]^2}{K_a} + [H_3O^+] =$

0,04.10⁻² mol.L⁻¹ ; m' = mM = CVM = 11,84 g c) m₁ = $\frac{m' \times M_{alcool}}{M_{acide}} = 9,6$ g ; m₂ = 15-9,6 = 5,4 g.

1) B réagit avec la D.N.P.H. et le réactif de Schiff. B est donc un aldéhyde.

A un alcool primaire C_nH_{2n+1}OH + $\frac{1}{2}$ O₂ \rightarrow C_nH_{2n}O + H₂O

alcoole A

$$M_A = 14n + 18 \text{ et } M_B = 14n + 16 \text{ or } M_B = \frac{94}{100} M_A$$

soit 14n + 16 = $\frac{94}{100}$ (14n + 18) soit n = 1 d'où

A : CH₃OH méthanol et B : H-CHO méthanal

2/ a) C est un acide C : H-COOH

b) Bleu de bromothymol et hélianthine

3/ a) Calculons le pK_a de l'acide méthanoïque

$$[HCOO^-] + [OH^-] = [H_3O^+] \text{ or } pH = 2,4 \text{ donc } [OH^-] \ll [H_3O^+]$$

on a alors [HCOO⁻] \approx [H₃O⁺]

$$C = [HCOOH] + [HCOO^-] \text{ d'où } [HCOOH] = C - [HCOO^-] = C - [H_3O^+]$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [HCOO^-]}{[HCOOH]} = \frac{[H_3O^+]^2}{C - [H_3O^+]}$$

d'où pK_a = -log K_a = 3,8

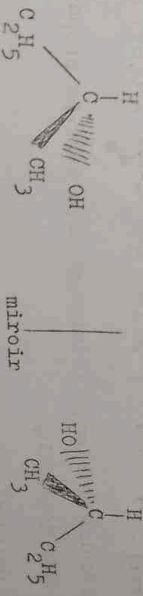
L'affirmation A/ est donc juste

b) L'affirmation b/ est fautive car la dilution d'un acide fait croître son pH jusqu'à une limite (pH < 7).

Solution C₇-25

- 1) CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-OH butan-1-ol (alcool primaire)
- CH₃-CH₂-CH(OH)-CH₂-OH butan-2-ol (alcool secondaire)
- CH₃-C(OH)(CH₃)-CH₂-OH 2-méthylpropan-2-ol (alcool tertiaire)

2/ a) Le butan-2-ol présente l'isomérisme optique



3/ a) 3 CH₃-CH₂-CH₂-CHO + Cr₂O₇²⁻ + 8H₃O⁺ \rightarrow 3 CH₃-CH₂-CH₂-COOH + 2Cr³⁺ + 12H₂O

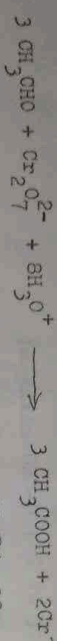
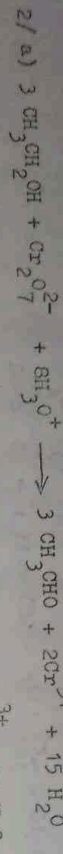
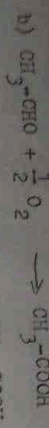
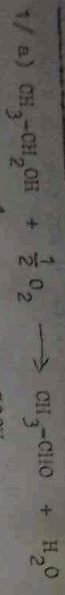
b) 3 CH₃-CH₂-CH₂-CHO + Cr₂O₇²⁻ + 8H₃O⁺ \rightarrow 3 CH₃-CH₂-CH₂-COOH + 2Cr³⁺ + 12H₂O

c) 3 CH₃-CH₂-CH₂-CHO + Cr₂O₇²⁻ + 16H₃O⁺ \rightarrow 3 CH₃-CH₂-CH₂-COOH + 4Cr³⁺ + 27H₂O

d) 3 CH₃-CH₂-CHOH-CH₃ + Cr₂O₇²⁻ + 8H₃O⁺ \rightarrow 3 CH₃-CH₂-CO-CH₃ + 2Cr³⁺ + 15H₂O

e) L'oxydation ménagée du 2-méthylpropan-2-ol ne donne rien car le carbone fonctionnel sur lequel doit porter l'attaque de l'oxydant ne porte pas d'atome d'hydrogène.

Solution C₇-27



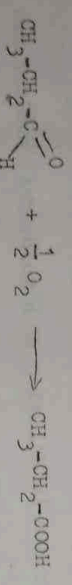
b) masse d'éthanol oxydé m = ρ V = 22,98 g

nombre de moles d'alcool n = $\frac{m}{M} = \frac{22}{46} \approx 0,5 \text{ mol}$.

nombre de moles d'acide n' = $\frac{m'}{M'} = \frac{18}{60} = 0,3 \text{ mol}$

La réaction se fait mole à mole. Or n' < n donc il reste diéthanal dans le mélange. Soient n'' le nombre de moles diéthanal et m'' sa masse :
n = n' + n'' d'où n'' = n - n' = 0,2 mol et m'' = n''M'' = 0,2 x 44 = 8,8g

Solution C₇-28



2) Soit n_a le nombre de moles d'acide et soit m_a sa masse.

n_a = C_aV or C_aV = C_bV d'où C_a = $\frac{C_b V}{V_a}$ avec V_a = $\frac{V}{5}$;

n_a = C_aV = $\frac{C_b V}{5} = 0,075 \text{ mol}$; m_a = n_aM_a = 5,55 g

3/ a) n(alcool) = $\frac{m(\text{alcool})}{M(\text{alcool})} = 0,1 \text{ mol}$. n'(acide) = n_a = $\frac{m_a}{M_a} = 0,075 \text{ mol}$

n(alcool) > n_a or l'alcool a été oxydé totalement donc tout le propanal n'a pas été transformé en acide propanoïque.

b) Soit n'' le nombre de moles de propanal restant

n = n'' + n_a d'où n'' = n - n_a = 0,025 mol m(propanal) = n''M'' = 1,45g

rendement r = $\frac{0,075}{0,1} = 75\%$; Pour un rendement de 100 %

on a : $\frac{m(\text{alcool})}{M(\text{alcool})} = \frac{m_a(\text{acide})}{M_a(\text{acide})}$ d'où m_a = $\frac{m \cdot M_a}{M} = 7,4g$

Solution C₇-29

La réaction est totale et mole à mole ; le nombre n de moles d'acide obtenu est égale à la somme du nombre n₁ de moles d'éthanol et du nombre n₂ de moles d'éthanal donc n = n₁ + n₂ = $\frac{m_1}{M_1} + \frac{m_2}{M_2}$

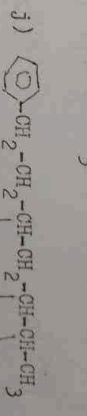
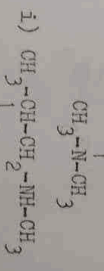
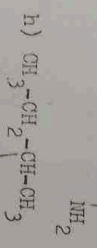
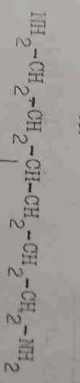
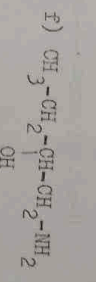
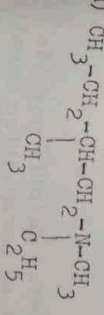
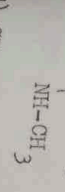
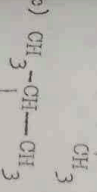
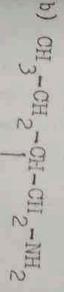
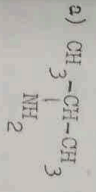
n = C_aV or C_aV = C_bV d'où C_a = $\frac{C_b V}{V_a}$ donc n = $\frac{C_b V}{V_a} = 0,3 \text{ mol}$;

n = $\frac{m_1}{M_1} + \frac{m_2}{M_2}$

m = m₁ + m₂ d'où m₁ = 4,6g et m₂ = 8,9g

SOLUTIONS DES EXERCICES SUR LES AMINES

Solution C₈-1

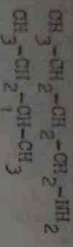


Solution C₈-2

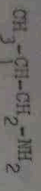
- 1) propan-1-amine
- 2) 4-méthylpentan-2-amine
- 3) N-méthyl N-phényléthanamine
- 4) butane-1,4-diamine
- 5) diphénylamine
- 6) 4-amino-2-méthylbutan-2-ol
- 7) butane-1,2,4-triamine
- 8) cyclobutanamine
- 9) 4-éthyl-4,6-diméthyl-octan-2-amine
- 10) 2-méthyl-3-phénylpropan-1-amine

Solution G-3

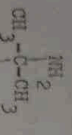
4 amines primaires



butan-1-amine
butan-2-amine

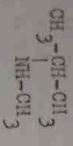


2-méthylpropyl-1-amine



2-méthylpropyl-2-amine

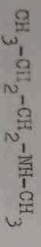
3 amines secondaires



N-méthylpropyl-2-amine

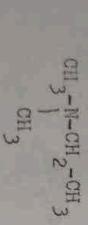


N-éthyléthylamine



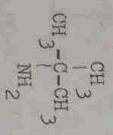
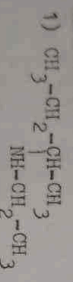
N-méthylpropyl-1-amine

1 amine tertiaire



N,N-diméthyléthylamine.

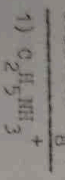
Solution G-4



2/a) La molécule de N-éthylbutan-2-amine est chirale parce qu'elle possède un atome de carbone asymétrique b) On a la représentation en perspective cavalière suivante :



Solution G-5



3) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,46 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$; $[\text{OH}^-] = 2,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] = 2,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2] = 7,76 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; $K_a = 1,54 \cdot 10^{-11}$; $pK_a = 10,81$

4) L'espèce A ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$) prédomine ; l'équilibre évolue dans le sens de

l'ionisation. 5) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,16 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$; $[\text{OH}^-] = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$;

$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[\text{OH}_3\text{NH}_2] = \frac{K_a [\text{CH}_3\text{NH}_3^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$ = $1,90 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$;
 $\alpha = [\text{CH}_3\text{NH}_2] + [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 22,16 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; $n = \alpha V = 5,54 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$; $V_0 = n \cdot 10^3$
 132,96 mL 6) méthylamine.

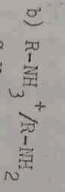
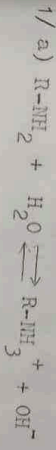
Solution G-6

1) On peut regrouper les amines en trois classes : les amines primaires, les amines secondaires et les amines tertiaires. Exemples : CH_3NH_2 méthylamine (amine primaire) ; $\text{CH}_3-\text{NH}-\text{C}_2\text{H}_5$ N-méthyl éthylamine (amine secondaire) ; $\text{CH}_3-\text{N}(\text{CH}_3)_2$ triméthylamine (amine tertiaire). Formule générale : $\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{N}$.

2/a) $\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{N} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{NH}^+ + \text{H}_2\text{O}$ b) $M = \frac{m}{n} = \frac{59 \text{ g/mol}}{3} = 19,67 \text{ g/mol}$.

c) Ecrire les formules des amines dont les noms sont : propyl-1-amine (amine primaire) ; propyl-2-amine (amine primaire) ; N-méthyl éthylamine (amine secondaire) ; triméthylamine (amine tertiaire). d) On peut obtenir de la N-propyl éthylamine $\text{CH}_3-\text{C}(\text{NH}_2)-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$; le motif est le groupe amide de formule $-\text{C}(=\text{O})-\text{NH}-$.

Solution G-7



2/a) $\text{R}-\text{NH}_2 + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{R}-\text{NH}_3^+ + \text{H}_2\text{O}$; $C_B = \frac{C_A V_A}{V_B} = 8,695 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

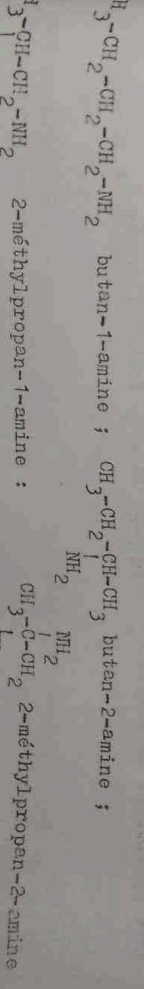
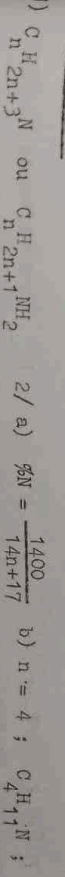
b) $n_B = \frac{C_A V_A}{C_B V_B}$; $n_B = \frac{m}{M}$ d'où $M = \frac{C_A V_A}{n_B} = 86,25 \text{ g/mol}$.

c) Pour $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{NH}_2$, $M = 14n + 17 = 86,25$ d'où $n = 5$; on a la formule $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{NH}_2$ d) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}(\text{NH}_2)-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ 2-méthylbutan-2-amine

3/a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,5 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$; $[\text{OH}^-] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$; $[\text{Cl}^-] = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B} = 0,19 \text{ mol/L}$; $[\text{RNH}_3^+] = 0,19 \text{ mol/L}$; $\frac{2C_B V_B}{V_A + 2V_B} = [\text{RNH}_3^+] + [\text{RNH}_2]$ d'où $[\text{RNH}_2] = 0,19 \text{ mol/L}$.

b) $pK_a = 10,6$. c) On a une solution tampon. Son pH est insensible à une dilution modérée, très peu sensible à un apport modéré d'ions H_3O^+ et d'ions OH^- .

Solution G-8

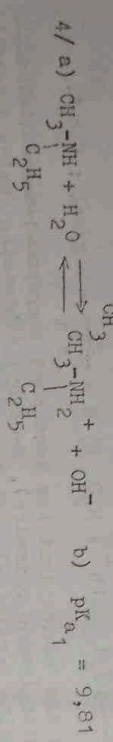


3) Pour une même concentration molaire, pH soude > pH amine car la soude est une base forte et l'amine une base faible.

Solution C₈-9

- 1) amine primaire R₁-NH₂ ; amine secondaire R₁-NH-R₂ ; amine tertiaire R₁-N-R₂ ; 2) C_xH_{2x+1}-NH-C_yH_{2y+1} = C_{x+y}H_{2x+2y+3}N = C_nH_{2n+3}N avec x + y = n
- 3/ a) C₃H₇N b) 2 amines primaires (CH₃-CH₂-CH₂-NH₂ propan-1-amine ; CH₃-CH₂-NH₂ propan-2-amine ; 1 amine secondaire (CH₃-NH-C₂H₅ N-méthyléthylamine)

1 amine tertiaire (CH₃-N⁺(CH₃)₃ triméthylamine) c) N-méthyléthylamine



5) pK_{a2} = 10,7 ; pK_{a1} > pK_{a2} l'éthylamine est donc une base plus forte.

Solution C₈-10

1) M(C_nH_{2n+3}N) = 14n+17 = 73 d'où n = $\frac{73-17}{14} = 4$ Formule C₄H₁₁N

2) voir solution C₈-3 3/ Posons V = 1 l

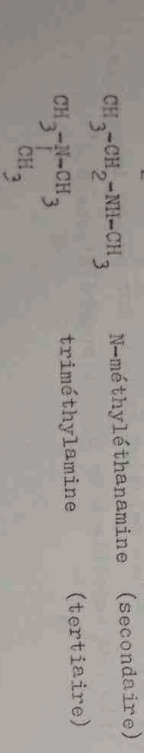
C_b = $\frac{m}{MV}$; C_bV₁ = C_aV_a d'où $\frac{mV_1}{MV} = C_a V_a$ donc m = $\frac{C_a V_a M V}{V_1} = 7,48\text{g}$

Solution C₈-11

1-1/ n(amine) = n(HCl) $\Rightarrow \frac{m}{M} = C_a V_a$ d'où M = $\frac{m}{C_a V_a} = 59 \text{ g/mol}$.

La formule brute de l'amine est de la forme C_nH_{2n+3}N.

- M = 12n + 2n + 3 + 14 = 59 d'où n = 3 \Rightarrow C₃H₉N
- 1-2/ CH₃-CH₂-CH₂-NH₂ propan-1-amine (primaire)
 CH₃-CH₂-CH₂-NH₂ propan-2-amine (primaire)



2) pK_{a1} = 9,8 ; α = 2,51.10⁻² 3/ pK_{a2} < pK_{a1} donc l'acide le plus fort appartient au couple C₂ et la base la plus forte au couple C₁

(C₉) SOLUTIONS DES EXERCICES SUR LES ACIDES CARBOXYLIQUES EN FONCTIONS DERIVÉES

Solution C₉-1

- 1) acide butanoïque
- 2) acide 3-éthyl-4-méthylpentanoïque
- 3) acide méthylpropenoïque
- 4) acide benzoïque

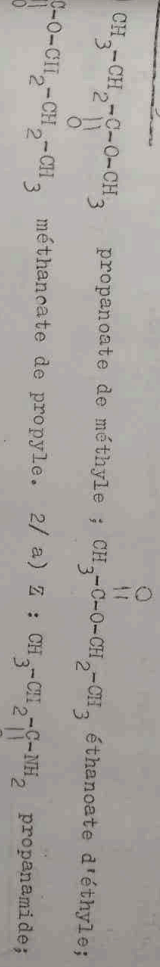
Solution C₉-2

- 1) éthylamide
- 2) 2-méthylbutylamide
- 3) N-méthylpropylamide
- 4) N-éthyl-3-méthylpentylamide

Solution C₉-3

- 1) chlorure d'éthanoyle
- 2) chlorure de 2-éthylbutanoyle
- 3) butanoate de méthyle

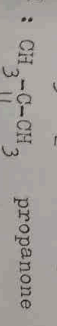
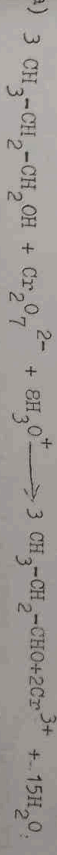
Solution C₉-5



CH₃-CH₂-COOH acide propanoïque Y : CH₃-CH₂-C(=O)-OH₄ propanoate d'ammonium.
 x = 85% = $\frac{n_Z}{n_Y}$ avec n_Z = $\frac{m_Z}{M_Z}$ et n_Y = $\frac{m_Y}{M_Y}$ d'où m_Y = 21,4 g.

Solution C₉-6

A : propan-1-ol ; B : propan-2-ol ; D : propanoate d'éthyle ; E : éthylamide.



F est un aldéhyde (propanal) ; G est un acide (acide propanoïque) ; H est cétone (propanone). Le réactif de Schiff permet de distinguer F de H.

- 3/ a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$ acide butanoïque. $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(=O)-OH}$ acide 2-méthylpropanoïque
 b) J : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-C(=O)-O-CH}_2\text{-CH}_3$ butanoate de méthyléthyle.
- C'est une réaction d'estérification : lente, limitée et athermique.
- 4/ a) $2 \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH} \xrightarrow{\text{P}_4\text{O}_{10}} \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(=O)-O-C(=O)-CH}_2\text{-CH}_3$.

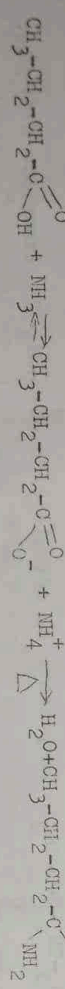
Le produit K est l'anhydride propanoïque. L'hydrolyse du produit K redonne l'acide de départ. b) Par décarboxylation de l'isomère non ramifié de I on obtient le propane et le dioxyde de carbone.

Solution C₉-7

- 1) $\text{R-C(=O)-NH-R}' \Rightarrow \text{C}_x\text{H}_{2x+1}\text{-C(=O)-NH-C}_y\text{H}_{2y+1} \Rightarrow \text{C}_{x+y+1}\text{H}_{2x+2y+3}\text{ON}$;
 en posant $x + y + 1 = n$ on obtient la formule $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{ON}$
 2/ a) $M = 14n + 31 = \frac{16}{\%O}$ ou $\frac{12n}{\%C}$ d'où $n = 4$; la formule brute est $\text{C}_4\text{H}_9\text{ON}$.

b) Ecrire les formules ; on trouve deux amides non substitués (butanamide, 2-méthylpropanamide) ; quatre amides N, monosubstitués (N-méthylpropanamide, N-éthyléthananamide, N-propylméthanamide, N-isopropylméthanamide), deux amides N,N disubstitués (N,N diméthyléthananamide et N-N-éthylméthylméthanamide), soit au total 8 amides.

3) Mode de synthèse : action de l'ammoniac sur l'acide butanoïque puis déshydratation par chauffage du butanoate d'ammonium obtenu.



Solution C₉-8

- 1/ a) $\text{C}_a = \frac{c \cdot V}{b \cdot V} = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$ d'où $M = \frac{m \cdot V_a}{b \cdot V} = 74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; A : $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$
 b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(=O)-OH}$; $\text{CH}_3\text{-C(=O)-O-CH}_3$; $\text{H-C(=O)-O-CH}_2\text{-CH}_3$; La première formule correspond au composé A.

- 2) Par oxydation ménagée de l'alcool X qui est le propanol-1
 3) B : $(\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COO}^- + \text{NH}_4^+)$ propanoate d'ammonium ;
 C : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(=O)-NH}_2$ propanamide ; D : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(=O)-O-C(=O)-CH}_2\text{-CH}_3$

anhydride propanoïque ; Z : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$;
 Y : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(=O)-O-CH}_2\text{-CH}_3$ propanoate d'éthyle.

Solution C₉-9

- 1) H-C(=O)-O-C(=O)-H anhydride méthanoïque (composé A)
 $\text{CH}_3\text{-C(=O)-O-C(=O)-CH}_3$ anhydride éthanoïque (composé B)
 $\text{CH}_3\text{-C(=O)-O-C(=O)-H}$ anhydride éthanoïque méthanoïque (composé C)

- 2) - Avec B : $\text{CH}_3\text{-C(=O)-O-C(=O)-CH}_3 + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{-C(=O)-NH}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
 Les composés C₁ et C₂ obtenus sont l'éthananamide et la méthananamide.

Solution C₉-11

- 1) A est un acide, B est un alcool, C est un aldéhyde et D est une cétone.
 2) B est le propan-1-ol $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$; C est le propanal $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(=O)-H}$; A est l'acide propanoïque $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$
 3) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(=O)-O-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Réaction lente, limitée et athermique

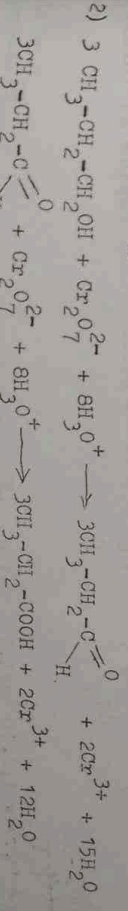
- 4) E : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(=O)-Cl}$ chlorure de propanoyle
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(=O)-Cl} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(=O)-O-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{HCl}$

La réaction de (E) sur (B) est rapide et totale tandis que celle de A sur B est lente et limitée.

SOLUTIONS DES EXERCICES SUR L'ESTERIFICATION, L'HYDROLYSE ET LA SAPONIFICATION

Solution C₁₀-1

- 1/ B : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(=O)-H}$ propanal ; C : $\text{CH}_3\text{-COOH}$ acide propanoïque.



- 3) $\text{r}_B = n_A \cdot n_C = \frac{m_A}{M_A} - \frac{m_C}{M_C} = 0,1 \text{ mol}$. $m_B = n_B \cdot M_B = 5,88 \text{ g}$ / a) C_6H_6 éthane

- b) $\text{C}_2\text{H}_5\text{-C(=O)-O-C(=O)-C}_2\text{H}_5$ anhydride propanoïque. c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(=O)-NH}_2$ propanamide

- 5) C'est une réaction d'estérification qui est lente, limitée et athermique.

Solution C₁₀⁻²

- 1) Ecrire les formules des esters dont les noms suivent (9 au total) :
- méthanoate de butyle, méthanoate de 1-méthylpropyle, méthanoate de 2-méthylpropyle, éthanoate de propyle, éthanoate d'isopropyle ou de méthyléthyle, propoate de diéthyle, butanoate de méthyle, méthyl propoate de méthyle, méthanoate de 1,1-diméthyléthyle. 2/a) réaction lente, limité et athermique.
 - b) D est une cétone, B un alcool secondaire et E un alcool primaire.
 - B : CH₃-CH(OH)-CH₂ propan-2-ol ; C : CH₃COOH acide éthanoïque ;
 - D : CH₃-C(=O)-CH₂ propanone ; E : CH₃-CH₂-OH éthanol ; F : CH₂=CH₂ éthylène ;

A : CH₃-C(=O)-O-CH₂-CH₂ éthanoate d'isopropyle.

Solution C₁₀⁻³

- 1) CH₃COOH + COOH + CH₃CH₂OH \rightleftharpoons CH₃COOCH₂CH₃ + H₂O (éthanoate d'éthyle et eau)
- 2) n₁ = 0 (V-V) = 1,5 x (18,7 - 2,7) 10⁻³ = 0,024 mol.
- 3) n₀ (ester formé) = n(acide disparu) = $\frac{m_1}{M_1} - n_1 = \frac{12}{60} - 0,024 = 0,176$ mol.
- n_a (alcool restant) = n₀ (alcool) - n_e = $\frac{m_2}{M_2} - n_e = 0,324$ mol.
- 4) p = $\frac{0,176}{0,2} = 88\%$

Solution C₁₀⁻⁴

- 1/a) (A) : CH₃-CH₂-CH₂-CH₃ butan-2-ol ; (B) : CH₃-C(=O)-CH₂-CH₃ butanone ;
- (C) : CH₃-COOH acide éthanoïque ; (D) : CH₃-C(=O)-O-C(=O)-CH₃ anhydride éthanoïque ;

(E) : CH₃-C(=O)-O-CH₂-CH₂-CH₃ éthanoate de 1-méthylpropyle

2/a) CH₃-COOH + CH₃-CH(OH)-C₂H₅ \rightleftharpoons H₂O + CH₃-C(=O)-O-CH₂-C₂H₅. Cette réaction

(d'estérification) est lente, athermique et limitée.

b) (D) + (A) \rightarrow CH₃-C(=O)-O-CH₂-C₂H₅ + CH₃-C(=O)-OH ; cette réaction est rapide et totale.

Solution C₁₀⁻⁵

- 1/a) C_a = $\frac{C \cdot V}{V_a} = 4,2 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹ b) M = $\frac{m}{V_a} = 74$ g/mol = 14n + 32
- d'où n = 3 ; formule brute C₃H₆O₂ ; CH₃CH₂COOH acide propoïque
- c) CH₃-CH₂-COOH + OH⁻ \rightarrow CH₃-CH₂-COO⁻ + H₂O
- 2) CH₃-CH₂-C(=O)-O-C(=O)-CH₂-CH₃ anhydride propoïque.

- 1) CH₃-CH₂-C(=O)-NH₂ propanamide 4) a) 0,5 - C_V = 0,5 - 0,17 = 0,33 mol.
- b) pourcentage d'alcool estérifié p = $\frac{0,33}{0,5} = 66\%$; pourcentage d'acide estérifié p' = $\frac{0,17}{0,5} = 34\%$; On obtient du propanoate d'éthyle et de l'eau
- b) n(alcool estérifié) = 2-1,54 = 0,46 mol ; composition du mélange : acide (1,54 mol), ester (2-1,54 = 0,46 mol), alcool (0,5 - 0,46 = 0,04 mol), eau (0,46 mol)
- c) pourcentage d'alcool estérifié p' = $\frac{0,46}{0,5} = 92\%$; pourcentage d'acide estérifié p' = $\frac{0,04}{0,5} = 8\%$.

Solution C₁₀⁻⁶

1) A est un alcool secondaire de formule générale R₁-CH(OH)-R₂ et B est une cétone de formule générale R₁-CO-R₂. 2) Ecrire l'équation de la combustion de l'alcool de formule C_nH_{2n+2}O et montrer que n = 3 d'où la formule C₃H₈O ; CH₃-CH(OH)-CH₂ propan-2-ol ; CH₃-C(=O)-CH₃ propanone. 3) On obtient de l'eau et du propanoate d'isopropyle 4) la réaction est lente, limitée et athermique. Avec un excès d'acide, la réaction évolue dans le sens de la disparition de l'acide (sens de l'estérification).

Solution C₁₀⁻⁷

1) L'ester a pour formule C_nH_{2n}O₂. Si M est la masse molaire de l'ester, on a M \leftarrow 32 g de dioxybène $\frac{100 \times 32}{24,6} = 130$ g/mol

M = 14n + 32 d'où n = 7. La formule brute est C₇H₁₄O₂

- a) réaction d'hydrolyse : réaction lente, limitée et athermique
- b) fonction acide carboxylique et fonction alcool
- a) CH₃-CH₂-COOH acide propoïque

b) CH₃-CH₂-C(=O)OH + POCl₅ \rightarrow CH₃-CH₂-C(=O)Cl + HCl + POCl₃

fonction : chlorure d'acyle ; nom : chlorure de propoyle

C est une cétone ; B est un alcool secondaire à 7-3 = 4 atomes de carbone de formule CH₃-CH(OH)-CH₂-CH₃ butan-2-ol

Ester E : CH₃-CH₂-C(=O)-O-CH₂-CH₂-CH₃

Solution C₁₀⁻⁸

Titre A

$\frac{C \cdot H}{n} \cdot O_2 + (\frac{3n-2}{2}) O_2 \rightarrow n CO_2 + nH_2O$

$14n + 32 \leftarrow 44n$ } $\rightarrow 44n \times 0,66 = 1,32(14n + 32)$ d'où n = 4 ;

$0,66 \leftarrow 1,34$

La formule brute est $C_4H_8O_2$; $M = 88 \text{ g/mol}$. b) $CH_3-CH_2-C(=O)-CH_3$ propanoate de méthyle. $CH_3-C(=O)-O-C_2H_5$ éthanoate d'éthyle. $H-C(=O)-O-CH_2-CH_3$ méthanoate de méthyle.

éthyle. $H-C(=O)-O-CH_2-CH_2-CH_3$ méthanoate de propyle

c) $CH_3-C(=O)-NH_2$ éthanamide ; B : CH_3-CH_2-OH C : CH_3-COOH acide éthanoïque ;

A : $CH_3-C(=O)-O-C_2H_5$ éthanoate d'éthyle. d) m(ester restant) = $1-C_B V_B M_B = 0,665 \text{ g}$.

PARTIE B

$$p = \frac{C_B V_B M_B}{m} = \frac{C_B V_B}{n} = 33,4 \%$$

a) m(éthanol) = 5,23 g b) $l = 67\% = \frac{n_e \cdot e}{m_a/M_a} = \frac{m_e/M_e}{m_a/M_a}$ d'où

$m_a = \text{masse d'éthanol} = \frac{m_e \cdot M_a}{M_e \cdot l} = 7,80 \text{ g}$

Solution $C_{10}-10$

1/a) $2 R-COOH \rightarrow R-CO-O-CO-R + H_2O$ avec $R = C_nH_{2n+1}$

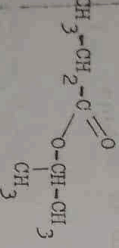
b) Pour l'acide, $M_1 = 14n+46$; pour l'anhydride, $M_2 = 28n+74$

$\frac{7,4}{2(14n+46)} = \frac{6,5}{28n+74}$ d'où $n = 2$. Le composé A est l'acide propanoïque CH_3-CH_2-COOH ; Le composé B est l'anhydride propanoïque de formule $CH_3-CH_2-C(=O)-O-C(=O)-CH_2-CH_3$ 2/a) Ester $M(C_nH_{2n}O_2) = 116 \text{ g/mol}$; $14n + 32 = 116$

d'où $n = 5$; formule brute $C_6H_{12}O_2$.

b) La formule brute de l'alcool D est C_3H_8O ; on a le propan-1-ol ($CH_3-CH_2-CH_2-OH$) et le propan-2-ol ($CH_3-CH(OH)-CH_3$). 3/a) E est le propanone $CH_3-CO-CH_3$

b) D est le propan-2-ol $CH_3-CH(OH)-CH_3$. L'ester est le propanoate d'isopropyle



Solution $C_{10}-11$

1) $A + H_2O \rightleftharpoons B + C$ or B est un acide donc A est un ester

$H-COO-CH_2-CH_2-CH_3$ méthanoate de propyle.

$H-C-O-CH_2-CH_3$ méthanoate d'isopropyle ou méthanoate de 1-méthyléthyle.



$CH_3-C(=O)-O-CH_2-CH_3$ éthanoate d'éthyle

$CH_3-CH_2-C(=O)-O-CH_3$ propanoate de méthyle

2/a) Il faut déterminer le nombre de moles de B dans 10 cm^3 puis dans 100 cm^3

$$M_B = \frac{C_B V_B}{n_B} = 46 \text{ g/mol} ; CH_2O_2 ; H-C(=O)OH \text{ acide méthanoïque}$$

b) $CH_3-CH_2-CH_2-OH$ (propan-1-ol) et $CH_3-CH(OH)-CH_3$ (propan-2-ol)

c) D est une cétone $CH_3-C(=O)-CH_3$; C est un alcool secondaire de formule $CH_3-CH(OH)-CH_3$; A est le méthanoate d'isopropyle (voir formule au 1/).

Solution $C_{10}-12$

1) $\%C = 43,65\%$; $\%H = 8,11\%$; $\%O = 43,24\%$; $M = 29 \text{ g}$; $73,95 \text{ g/mol}$ $C_3H_6O_2$

2/a) L'ester a pour formule $C_2H_5COOC_3H_7$; écrire les formules développées des esters : propanoate de propyle et propanoate d'isopropyle.

b) Écrire les formules développées du propan-1-ol et du propan-2-ol.

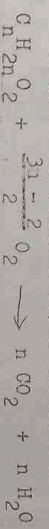
4) C est une cétone de formule $CH_3-C(=O)-CH_3$; formule de A : $CH_3-CH(OH)-CH_3$.

Solution $C_{10}-13$

1/a) La formule générale d'un ester d'acide carboxylique à chaîne saturée en fonction du nombre n d'atomes de carbone est :

$$C_n H_{2n} O_2 \text{ avec } n \geq 2$$

b) Déterminons la formule brute de l'ester. L'équation de la réaction d'oxydation de l'ester s'écrit :



La masse molaire de l'ester est $M = 12n + 2n + 32 = (14n + 32) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$(14n + 32) \text{ g d'ester} \rightarrow 44n \text{ g de dioxyde de carbone (CO}_2)$

$1,5 \text{ g d'ester} \rightarrow 2,673 \text{ g de dioxyde de carbone.}$

On a alors : $\frac{14n + 32}{1,5} = \frac{44n}{2,673}$ soit $44n \times 1,5 = (14n + 32) \times 2,673$

d'où $n = \frac{32 \times 2,673}{44 \times 1,5 - 14 \times 2,673} = 2,99 \approx 3$

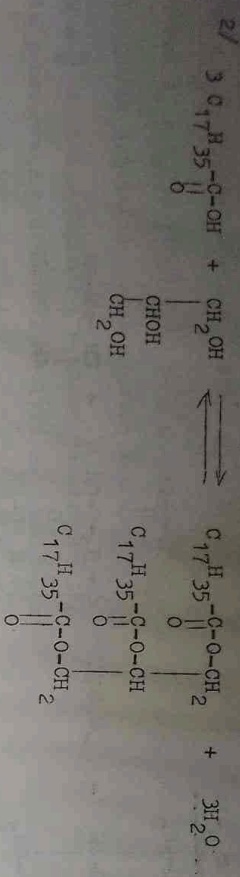
La formule brute de l'ester est donc : $C_3H_6O_2$

c) Les formules semi-développées possibles sont :

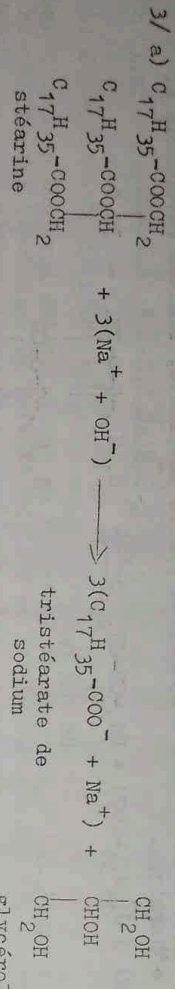


2/a) Pourcentage d'ester hydrolysé.

L'hydrolyse d'un ester donne un acide et un alcool ; la réaction est limitée. Le nombre n_a de moles d'acide formé est égale au nombre n_e d'ester hydrolysé. Le dosage de l'acide formé par la soude permet de déterminer le nombre n_a de moles d'acide, soit :



Cette réaction est la réaction d'estérification : elle est lente, athermique, limitée et réversible.



- b) m(glycérol) \leftrightarrow 1 tonne de stéarine = 1000 kg
 M(glycérol) \leftrightarrow M(stéarine) d'où $m = \frac{1000 \times 92}{890} = 103,37 \text{ kg}$
- c) 3M(soude) \leftrightarrow M(stéarine)
 m(soude) \leftrightarrow 1000 kg (stéarine) d'où $m = \frac{100 \times 3 \times 40}{890} = 134,83 \text{ kg}$

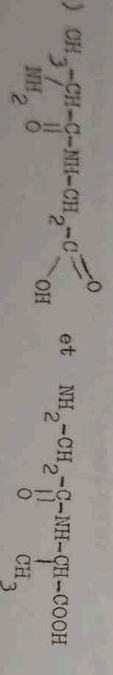
(C₁₁) SOLUTIONS DES EXERCICES SUR LES ACIDES & AMINES

Solution C₁₁-1

- 1/ a) groupe acide carboxylique $-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$ et groupe amine $-\text{NH}_2$. b) R-O-COOH
 ou R-O-COOH ; les groupements -COOH et -NH₂ sont fixés sur le même atome de carbone.
- 2/ a) CH₃-CH₂-CH(NH₂)-COOH acide 2-aminobutanique ; CH₃-CH₂-CH₂-COOH acide 3-aminobutanique ; NH₂-CH₂-CH₂-CH₂-COOH acide 4-aminobutanique ;

- 2-méthylpropanoïque. b) acide-2-aminobutanique et acide-2-amino-2-méthylpropanoïque

- 3/ a) Condensation b) dipeptide.



Solution C₁₁-2

1) $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{-CH(NH}_2\text{)-COOH}$; M = 14n + 75 ; $M = \frac{mV}{\rho V} = 88,8 \text{ g/mol}$

$\beta, \beta = 14n + 75$ d'où $n \approx 1$; CH₃-CH(NH₂)-COOH acide 2-aminopropanoïque.

2) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-6} \text{ mol/L}$; $[\text{OH}^-] = 10^{-8} \text{ mol/L}$; $[\text{CH}_3\text{-CH(NH}_2\text{)-COO}^-] = [\text{Z}] = 0,1 \text{ mol/L}$;

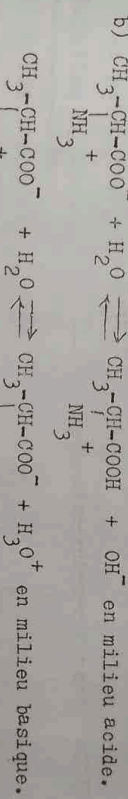
$K_{a1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Z}]}{[\text{A}]}$ d'où $[\text{A}] = \frac{[\text{CH}_3\text{-CH(NH}_2\text{)-COOH}]}{[\text{CH}_3\text{-CH(NH}_2\text{)-COO}^-]} = 1,99 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$.

$K_{a2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{B}]}{[\text{Z}]}$ d'où $[\text{B}] = \frac{[\text{CH}_3\text{-CH(NH}_2\text{)-COO}^-]}{[\text{NH}_2]} = 1,99 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

Solution C₁₁-3

- 1) CH₃-CH(NH₂)-COOH 2) CH₃-CH₂-NH₂ éthanamine

- 3/ a) CH₃-CH(NH₃)-COO⁻ (amphion Z) ; CH₃-CH(NH₃)-COOH (cation A) ; CH₃-CH(NH₂)-COO⁻ (anion B)

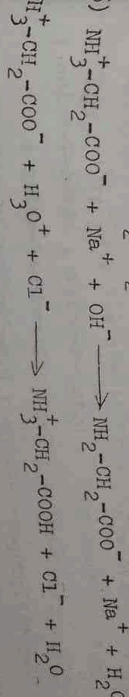


On a le couple cation A/amphion Z de pK_{a1} = 2,3 et le couple amphion Z/anion B de pK_{a2} = 9,9.



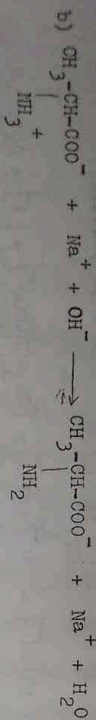
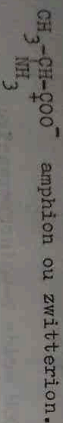
b) La liaison peptidique est la liaison C-N qui résulte de l'élimination d'une molécule d'eau entre le groupe -COOH d'un acide α-aminé et le groupe -NH₂ d'un autre acide α-aminé. Elle est caractérisée par le groupe d'atomes-CO-NH.

c) R = C_nH_{2n+1} ; M(P₁) = 146 + 14n = 146 d'où n = 0 et R = H
 on a : (B) = NH₂-CH₂-COOH amino-éthanique



Solution C₁₁-4

1/ a) C'est un acide α -aminé parce que les groupes COOH et NH₂ sont liés au même atome de carbone :



c) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_3^+)-\text{COO}^-$ (ampholyte) ; $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COO}^-$ (diabase) ; $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_3^+)-\text{COOH}$ (diacide)

2/ b) Ala-Gly, Gly-Gly, Gly-Ala (4 dipéptides)

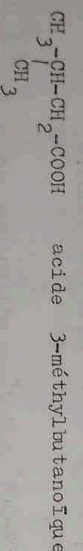
Solution C₁₁-5

2/ a) Forme cationique NH₃⁺-CH₂-COOH b) A l'équivalence pH_E = 6 et V_{BE} =

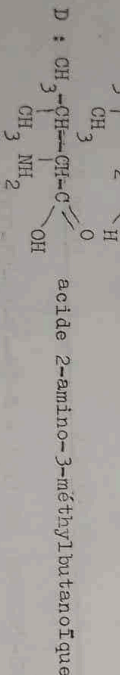
$$10,3 \text{ mL environ. c) } C_b = \frac{C_a V_a}{V_{BE}} = 0,97 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L.}$$

Solution C₁₁-6

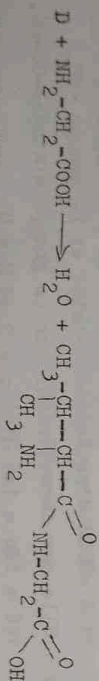
1) M = $\frac{m}{C_b V_b}$ = 102 g/mol ; M = 14n + 32 \Rightarrow n = 5 d'où la formule de C :



2) A : $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$ 3-méthylbutan-1-ol



3) $\text{NH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH} + \text{D} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_2-\text{CH}_2-\text{C}(=\text{O})-\text{NH}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2-\text{COOH}$



Solution C₁₁-7

1/ a) Pour l'amine C_nH_{2n+3}N, M = 29d = 14n + 17 d'où n = 4 ; C₄H₁₁N.

b) Ecrire les 8 formules dont les noms sont : butan-1-amine ; butan-2-amine ;

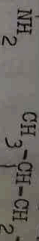
N-éthyléthylamine ; N-méthylpropan-1-amine ; N-méthylpropan-2-amine ;

2-méthylpropan-1-amine ; 2-méthylpropan-2-amine ; N,N-diméthyléthylamine

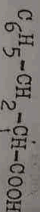
2/ a) Famille des peptides.

b) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$

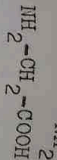
acide 2-aminopropanoïque



acide 2-amino-4-méthylpentanoïque



acide 2-amino-3-phénylpropanoïque



acide amino-éthanoïque

3/ a) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_3^+)-\text{COO}^-$

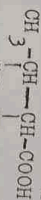
c) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_3^+)-\text{COOH}/\text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_3^+)-\text{COO}^-$ et $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_3^+)-\text{COO}^-/\text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_3^+)-\text{COO}^-$

d) On a l'amphion à pH = 6,8, le cation à pH = 2,5 et l'anion à pH = 10,7

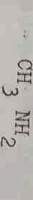
Solution C₁₁-8

a) %C = 51,39 % ; %H = 9,4% ; %N = 11,97 % ; %O = 27,24 % b) C₅H₁₁O₂N

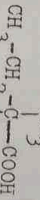
c) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$ acide 2-aminopentanoïque



acide 2-amino-3-méthylbutanoïque



acide 2-amino-2-méthylbutanoïque



acide 2-amino-2-méthylbutanoïque

d) Le composé A est l'acide 2-amino-2-méthylbutanoïque ; liaison peptidique ; Le produit obtenu est un dipéptide.

Solution C₁₁-9

1) acide 2-aminopropanoïque et acide 2-amino-3-méthylbutanoïque

2/ a) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{CO}-\text{NH}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{COOH}$ Ala-Val ou alanylvaline.



Val-Ala ou valylaléanine.

b) Il faut bloquer la fonction amine de la valine, la fonction acide carboxylique de l'alanine et activer la fonction acide carboxylique de la valine. On fait ensuite la synthèse du dipéptide puis on libère (on régénère) les fonctions amine et acide précédemment bloquées. On obtient ainsi le dipéptide P qui a pour nom Val - Ala.

c) $\text{NH}_2-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{NH}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CO}-\text{NH}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{COOH}$

3) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ éthylamine ; $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{NH}_2$ 2-méthylpropan-1-amine

Solution C₁₁-10

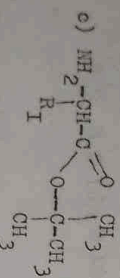
1) Le groupe -NH₂ et le groupe -COOH 2) M = $\frac{C \cdot V_a}{V_b \cdot V} = 131 \text{ g/mol}$.

R est le groupe C₄H₉ 3) CH₃-CH-CH₂-CH₂-NH₂

CH₃-CH-CH₂-CH-CH₂-COOH leucine ou acide 2-amino-4-méthylpentanoïque

CH₃-CH₂-CH-CH-CH₂-COOH isoleucine ou acide 2-amino-3-méthylpentanoïque

4/ a) Ecrire les formules des dipeptides (4 en tout). Les noms sont : Leu-Leu ; Leu-Ile ; Ile-Ile ; Ile-Leu ; Leu-Ile.

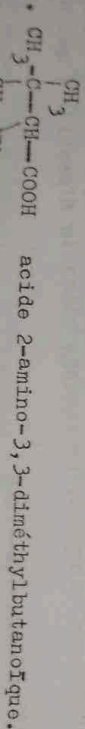
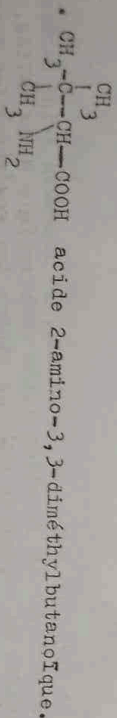
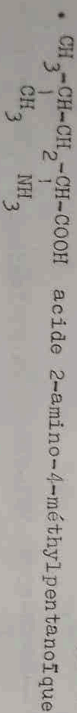
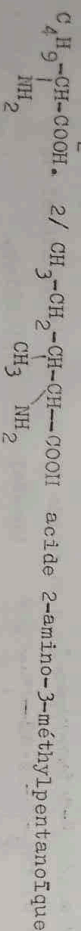


6) Les 3 enchaînements ont pour nom : Leu-Leu-Ile, Ile-Leu-Leu et Leu-Ile-Leu.
7) Vous trouverez 4 acides α-aminés dont les noms sont : acide 2-amino-4-méthylpentanoïque ; acide 2-aminoéthanique ; acide 2-aminopropanoïque ; acide 2-amino-3-méthylbutanoïque.

Solution C₁₁-11

1/ a) Les radicaux COOH et NH₂ sont portés par le même atome de carbone.

b) C_nH_{2n+1}-CH₂-COOH M = 14n + 75 = 131 d'où n = 4 ; la formule est



3) C₄H₉-CH₂-COO⁻ + H₃O⁺ + Cl⁻ → C₄H₉-CH₂-COOH + Cl⁻ + H₂O

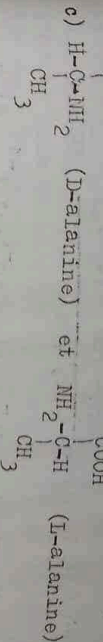


Solution C₁₁-12

1) Un acide α-aminé a la configuration D lorsque le groupe -NH₂ se projette à droite en représentation de Fischer.

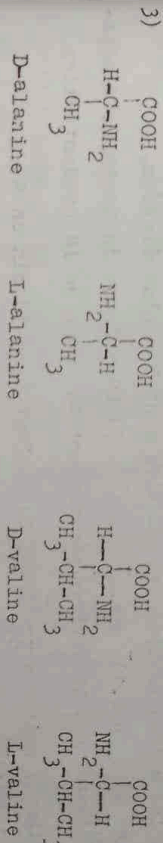
2) Un acide α-aminé a la configuration L lorsque le groupe -NH₂ se projette à gauche en représentation de Fischer.

3/ a) 2-aminopropanoïque b/ L'alanine est une molécule chirale car l'atome de carbone porteur des fonctions acide -COOH et amine -NH₂ est asymétrique (c'est-à-dire lié à 4 substituants différents -H, -R, -NH₂ et -COOH).



Solution C₁₁-13

1) Un atome de carbone asymétrique est un atome de carbone tétraédrique lié à quatre atomes ou groupes d'atomes différents. Une molécule chirale est une molécule non superposable à son image dans un miroir plan.



4/ a) alanine et valine b/ Pour obtenir ce dipeptide, il faut :

- bloquer la fonction amine de l'alanine (on peut la transformer en fonction amide en faisant réagir le groupe amine avec un chlorure d'acyle)
- bloquer la fonction acide carboxylique de la valine (en la transformant en ester par exemple par réaction avec un alcool)
- activer la fonction acide carboxylique de l'alanine (en la transformant par exemple en chlorure d'acyle avec le chlorure de thionyle SOCl₂ ou le pentachlorure de phosphore PCl₅)

- régénérer les 2 fonctions bloquées par hydrolyse une fois la réaction de condensation terminée.

c) Le mélange racémique de l'alanine contient de la L-alanine et de la D-alanine en quantités égales. De même dans le mélange racémique de la valine, on a la L-valine et la D-valine en quantités égales.

En partant d'un mélange racémique de chacun des deux acides α-aminés, on va obtenir quatre dipeptides différents :

L'action de la L-alanine sur la L-valine donne L-ala-L-val (L-D Ala-Val)
L'action de la L-alanine sur la D-valine donne L-ala-D-val (D-L Ala-Val)
L'action de la D-alanine sur la L-valine donne D-ala-L-val (D-D Val-Ala)
L'action de la D-alanine sur la D-valine donne D-ala-D-val (D-D Val-Ala)

SOLUTIONS DES EXERCICES PROPOSÉS SUR LA CINÉTIQUE CHIMIQUE

Solution C₁₂₋₃



$n_0(\text{OH}^-) = C_1 V_1$; à t quelconque $n(\text{OH}^-) = [\text{OH}^-] \cdot (V_1 + V_2)$;

$n(\text{éthanol}) = n_0(\text{OH}^-) - n(\text{OH}^-)$ d'où $[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}] = \frac{C_1 V_1 - [\text{OH}^-] (V_1 + V_2)}{V_1 + V_2}$ soit :

$[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}] = 10^{-2} - [\text{OH}^-] b)$ à $t = 25 \text{ min}$, $[\text{OH}^-] = 0,62 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ d'où
 $[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}] = 10^{-2} - 0,62 \cdot 10^{-2} = 0,38 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ 3/ a)

t en min	10	20	30	40	50	60	80	100
$[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}]$ en mol/L	$2 \cdot 10^{-3}$	$3,3 \cdot 10^{-3}$	$4,3 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-3}$	$5,6 \cdot 10^{-3}$	$6 \cdot 10^{-3}$	$6,7 \cdot 10^{-3}$	$7,1 \cdot 10^{-3}$

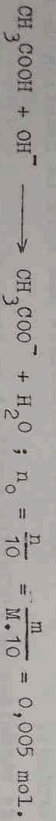
c) La vitesse de formation de l'éthanol est la plus grande à la date $t = 0$ car à cette date les concentrations des réactifs sont les plus élevées.

d) $t = 45 \text{ min}$ 4) $v_m = 8 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ 5) La vitesse instantanée d'apparition de l'éthanol est la dérivée par rapport au temps de la concentration

moléculaire en éthanol soit $v = \frac{d}{dt} [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}]$. Pour $t_3 = 10 \text{ min}$ on a

$v_3 = \frac{(0,2 - 0,04) 10^{-2}}{10 - 0} = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$. Pour $t_4 = 60 \text{ min}$ on a
 $v_4 = \frac{(0,6 - 0,37) 10^{-2}}{60 - 0} = 0,38 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$. La vitesse diminue au cours du temps. Cette évolution est due au fait que les concentrations des réactifs diminuent au cours du temps.

Solution C₁₂₋₄

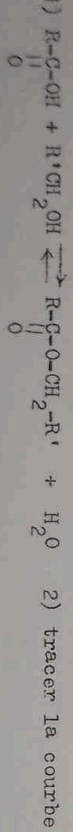


2) $n_a = C_b V_b$ et $n_e = n_0 - C_b V_b = 0,005 - C_b V_b$; calculer n_a et n_e et faire le

tableau. 4) Pour $n'_e = \frac{n_0}{2} = 25 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$, on a : $t = 30 \text{ min}$;

$v = -\frac{dn}{dt} = 0,58 \cdot 10^{-4} \text{ mol.min}^{-1}$. 5) v moyenne = $-\frac{n_2 - n_1}{t_2 - t_1} = 0,67 \cdot 10^{-4} \text{ mol.min}^{-1}$

Solution C₁₂₋₅

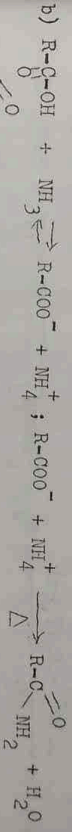
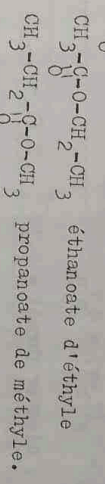


3/ a) Pour vite atteindre l'équilibre il faut augmenter la température par chauffage et/ou utiliser un catalyseur. b) Le vitesse moyenne de formation de l'ester est le quotient de la variation du nombre de moles d'ester formé ($n_2 - n_1$) sur l'intervalle de temps ($t_2 - t_1$) correspondant.

$v_m = \frac{n_2 - n_1}{t_2 - t_1} = \frac{0,53 - 0,42}{3 - 1} = 0,1 \text{ mol.h}^{-1}$

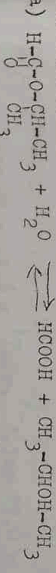
c) $A t = 2h$ on a $v = \frac{0,58 - 0,42}{2 - 0} = 0,08 \text{ mol.h}^{-1}$; à $t = 0h$, il faut déterminer la pente de la tangente à la courbe à l'origine, on a : $v = 0,6 \text{ mol.h}^{-1}$. La vitesse de formation de l'ester diminue avec le temps parce que la concentration des réactifs diminue en fonction du temps. d) Pour déplacer l'équilibre des deux réactifs, soit éliminer l'eau.

4/ a) L'alcool utilisé est un alcool primaire ; l'ester obtenu a donc pour formules semi-développées :



5) Pour 1 mole d'acide utilisé, $m_2 = M_2 = \rho_2 V_2$ d'où $V_2 = \frac{M_2}{\rho_2} = \frac{60}{1,08} = 55,55 \text{ cm}^3$
 Le volume réactionnel est $V = V_1 + V_2 = 113,7 \text{ cm}^3$.

Solution C₁₂₋₆



Le dosage de l'acide formé permet de déterminer la quantité d'ester disparu et d'en déduire la quantité restante d'ester.

b) Faire la représentation. c) La vitesse de disparition de l'ester à l'instant t , est égale à l'opposé du coefficient directeur de la tangente à la courbe $[A] = f(t)$ au point d'abscisse t .

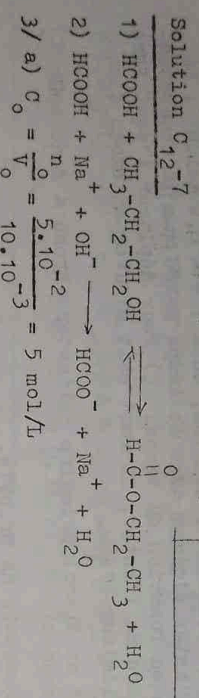
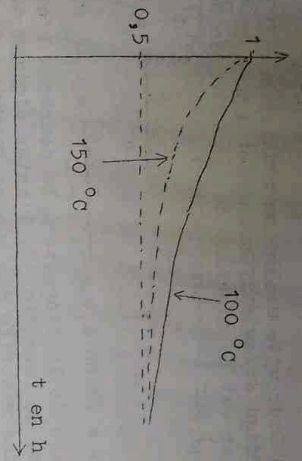
$A t_1 = 20h$, $v_1 = -\frac{d[A]}{dt} = 6,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{h}^{-1}$; à $t_2 = 80h$, $v_2 = -\frac{d[A]}{dt} = 6,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{h}^{-1}$

d) La vitesse instantanée de disparition de l'ester tend vers zéro

e) oui, la valeur de la concentration tend vers $0,500 \text{ mol.L}^{-1}$

f) $150^\circ \text{C} > 100^\circ \text{C}$; en élevant la température la concentration de l'ester à $t = 20 \text{ h}$ sera inférieure à la valeur indiquée dans le tableau.

La courbe se situe en dessous de celle tracée à 100°C.



b) A l'équivalence $n_{\text{acide dosé}} = C_b(V_b - v) = C_a V_0$ d'où
 $[\text{HCOOH}]_{\text{restant}} = C_a = \frac{C_b(V_b - v)}{V_0}$; $n(\text{ester formé}) = 5 \cdot 10^{-2} - C_b(V_b - v)$
 d'où $[\text{ester}] = \frac{5 \cdot 10^{-2} - C_b(V_b - v)}{V_0} = C_0 - [\text{HCOOH}]$

Les expressions précédentes donnent les résultats suivants :

t (min)	0	2	5	8	12	16	20	25	30	40	50	60
V _b (cm ³)		22	17,5	15	13,1	12,2	11,6	11,1	10,9	10,6	10,5	10,5
[HCOOH] restant	5	4	3,1	2,6	2,22	2,04	1,92	1,82	1,78	1,72	1,7	1,7
[ester] formé	0	-1	1,9	2,4	2,78	2,96	3,08	3,18	3,22	3,28	3,3	3,3

4) Les gouttes d'acide sulfurique catalysent la réaction d'estérification et celle d'hydrolyse.

5/ a) Voir figure 1

b) $A t_0 = 0 \quad v_0 = \frac{d[\text{ester}]}{dt} = 0,55 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$; à $t_1 = 20 \text{ min}$,

$v_1 \approx 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$. La vitesse diminue avec la concentration des réactifs. c) à $t = 9 \text{ min}$ d) Pour rendre la réaction plus rapide, il faut augmenter la température ou ajouter encore l'acide sulfurique comme catalyseur. Pour augmenter la composition du mélange à l'équilibre, il faut utiliser un excès d'un des réactifs par rapport à l'autre ou éliminer l'eau au fur et à mesure de sa formation.

6/ a) voir figure 2 b) $v = - \frac{d[\text{HCOOH}]}{dt} \approx 5,66 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$

c) A $t_2 = 20 \text{ min}$, $v_2 = - \frac{d[\text{HCOOH}]}{dt} \approx 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$; on a $v_1 = v_2$.

d) Pour $t \geq 50 \text{ min}$ la composition du mélange est fixe. L'équilibre chimique est atteint (estérification et hydrolyse se déroulent à la même vitesse).

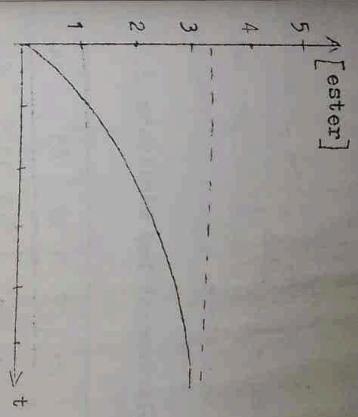


fig 1 : courbe de formation de l'ester

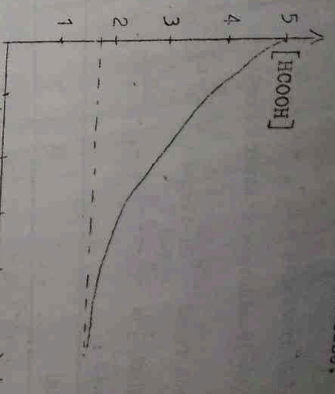


fig 2 : courbe de disparition de l'acide

1/ a) réaction d'estérification et réaction de dosage ou de neutralisation acido-basique.



$n_0(\text{acide}) = 0,1 \text{ mol}$; $n_0(\text{alcool}) = 0,5 \text{ mol}$. b) $n_e(\text{ester formé}) = n_0 - C_b V_b = 0,095 \text{ mol}$. 2/ a) réaction de saponification :



b) $[\text{OH}^-]_0 = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$. c) $[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}] = \frac{n_0(\text{OH}^-) - n(\text{OH}^-)}{V_1 + V_2} = [\text{OH}^-]_0 - [\text{OH}^-]$

t en min	2	4	6	8	10	12	14	16
[C ₂ H ₅ OH] en 10 ⁻⁴ mol/L	13	23	31	35	37,5	39	40	41

a) $v = \frac{(27,5 - 7,50) \cdot 10^{-4}}{5} = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$

Solution C₁₂₋₉



2) $v = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/min}$. 3) $n(\text{ester}) = n(\text{eau}) = 0,16 \text{ mole}$; $n'(\text{alcool}) = n'(\text{acide}) = 0,34 \text{ mole}$. $v = 4,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$. 4) Une élévation de la température permet d'atteindre plus vite l'état d'équilibre (sans modification de la composition du mélange) ; une addition de quelques gouttes d'acide sulfurique permet d'accélérer la réaction sans modifier la composition du mélange à l'équilibre.

Solution C₁-10



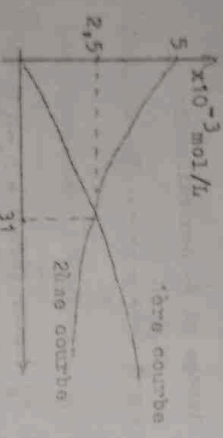
2) $n(\text{OH}^-)$ restantes = $C_{\text{OH}^-} V_0 = C_0 V_0 - \frac{n}{V} V_0$ à l'équivalence ;

et $n(\text{OH}^-)$ restantes = $n(\text{ester})$ restantes d'où ester = $\frac{n}{V} = \frac{C_0 V_0}{V}$;

l'alcool formé = n_{OH^-} disparu = $n_0 - n_{\text{OH}^-}$ restant ; on a alors

$[\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}] = \frac{C_0 V_0 - C_0 V}{V} = C_0 \left(\frac{V_0 - V}{V} \right)$. Les calculs donnent les résultats suivants :

t (min)	0	4	9	15	24	37	53	83	143
ester en 10 ⁻³ mol/L	50	44,1	38,6	33,7	27,9	22,9	18,5	13,6	8,9
CH ₂ CH ₂ OH en 10 ⁻³ mol/L	0	5,9	11,4	16,3	22,1	27,1	31,5	36,4	41,1



On a alors $V = \left(\frac{d[\text{alcoole}]}{dt} \right)_t$

Elle est égale au coefficient directeur de la tangente à la courbe

[alcoole] = f(t) au point d'abscisse t

$[\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ à $t = 31 \text{ min}$; $V_{31} = \frac{(2,5 - 1,3) \cdot 10^{-2}}{31 - 0} = 3,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$

La vitesse de formation de l'alcool diminue au cours du temps

d) Elever la température, 4/a) voir courbe 2

b) $V'_m = - \frac{(33,7 - 44,1) \cdot 10^{-3}}{15 - 4} = 9,45 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ c) La vitesse instantanée de disparition de l'ester est égale à la valeur, à la date $t = t_1$, de l'opposé de la dérivée par rapport au temps de la fonction [ester] = f(t) au point d'abscisse t. $v = - \left(\frac{d[\text{ester}]}{dt} \right)_t$

Elle est représentée par l'opposé du coefficient directeur de la tangente à la courbe [ester] = f(t) au point d'abscisse t = t₁

A t₂ = 15 min on a $V_{15} = - \frac{(33,7 - 44,1) \cdot 10^{-3}}{15 - 0} = 0,68 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$

d) t(1/2) = 31 min ; à t = t = 2t(1/2) = 62 min on a : [ester] = 16,5 · 10⁻³ mol.L⁻¹

d'où le pourcentage p = $\frac{(50 - 16,5) \cdot 10^{-3}}{50 \cdot 10^{-3}} = 67\%$

5) V ester (t 1/2) = $-\frac{(25 - 37) \cdot 10^{-3}}{31} = 3,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$. La vitesse de formation de l'alcool est égale à la vitesse de disparition de l'ester au temps t(1/2).

Solution C₁₂-11

1) Les couples rédox sont : $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ et $\text{CO}_2 / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$; 1^{ion} MnO_4^- est un oxydant plus fort que CO_2

2/ a) $n_0 = C_1 V_1 = 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ b) $[\text{MnO}_4^-]_0 = \frac{n}{V_1 + V_2} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

c) $n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = C_2 V_2 = 500 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$.

D'après l'équation de la réaction 2 ions MnO_4^- doivent réagir avec 5 molécules $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Pour 1 mol d'ions MnO_4^- il faut $\frac{5}{2} = 2,5 \text{ mol}$ de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Le nombre d'ions permanganate n'est pas suffisant.

Le nombre d'acide oxalique qui n'a pu être oxydé est

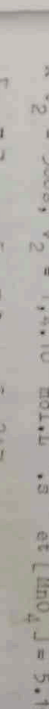
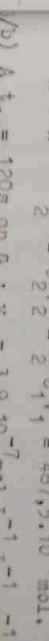
$n = n' - \frac{5n_0}{2} = C_2 V_2 - \frac{5}{2} C_1 V_1 = 487,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$.

à t₁ = 120 s on a : $V_1 = 3,9 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ et $[\text{MnO}_4^-] = 4,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

A t₂ = 360 s, $V_2 = 1,4 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ et $[\text{MnO}_4^-] = 5 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$

$[\text{MnO}_4^-]_t = [\text{MnO}_4^-]_0 - [\text{Mn}^{2+}]_t$

Solution C₁₂-12

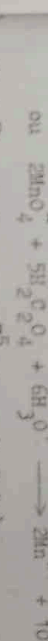


$n_0(\text{MnO}_4^-) = C_1 V_1 = 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$; $n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$ nécessaire = $\frac{5}{2} \times 5 \times 10^{-5} = 12,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$.

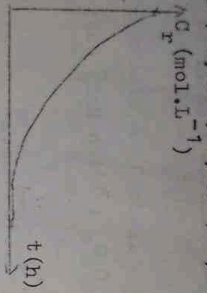
$(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$ initial = $C_2 V_2 = 500 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$; il y en a suffisamment.

a) Il faut montrer que $[\text{MnO}_4^-]_t = [\text{MnO}_4^-]_0 - [\text{Mn}^{2+}]_t$

Solution C₁₂-13



b) On a en mol.L⁻¹ Cr = 0,791 ; 0,623 ; 0,512 ; 0,386 ; 0,303 ; 0,237 ; 0,142 ; 0,063 ; 0,050 ; 0,033 ; 0,017 et 0,08 (voir courbe)

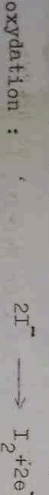


c) Définir la vitesse $v = -\frac{d[H_2O_2]}{dt}$

à $t_1 = 3h$ $v_1 = 3,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

3/a) A $t_1 = 3h$, $C_{Cr} = 0,237 \text{ mol.L}^{-1}$ et $v_1 = 3,03 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, $b/v_1 \approx v_1$

Solution C₁₂₋₁₄



addition membre à membre : $S_2O_8^{2-} + 2I^- \rightarrow 2SO_4^{2-} + I_2$

2/a) L'eau glacée permet d'arrêter la réaction entre les ions iodure et les ions peroxydisulfate.

b) A l'équivalence $n_{S_2O_8^{2-}} = 2n_{I_2}$ soit $C_{I_2} V_0 = 2 [I_2]_0 V_0$ d'où $[I_2]_0 = \frac{C_{I_2} V_0}{2V_0}$

c) $[I_2]$ en $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ = 0 ; 2,75 ; 3,9 ; 6,3 ; 8,1 ; 10,1 ; 11,4 ; 13,7 ; 15,2 ; 16,6 ; 16,9

3) Tracer avec soin la courbe et répondre aux autres questions.

Solution C₁₂₋₁₅

2/a) $[I^-]_0 = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$; $[S_2O_8^{2-}]_0 = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

b) $[I^-]_t = [I^-]_0 - 2[I_2]_t = 0,2 - 2[I_2]_t$

3/a) $t = 23 \text{ min}$ $b/v(I_2) \approx 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$

$v(I^-)_t = -\frac{d}{dt} [I^-] = 2 \frac{d[I_2]}{dt} = 2 v(I_2) = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$

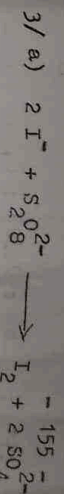
4) augmenter la température du mélange.

Solution C₁₂₋₁₆

2) A $t = 0 \text{ min}$ $v_0 = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$

A $t = 40 \text{ min}$ $v_{40} = 8,44 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$

La vitesse de formation de D décroît progressivement avec le temps. Elle est maximale à la date $t = 0 \text{ min}$.



b) $n_{I^-} = CV$; $n_{S_2O_8^{2-}} = CV$

$n_{I^-} > n_{S_2O_8^{2-}}$ d'où $n_{I_{2max}} = n_{S_2O_8^{2-}}$

$[I_2]_{max} = \frac{CV}{2 \times 10V} = \frac{C}{20} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

b) temps de demi-réaction : Pour $n_{I_2} = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ on a $t = 12,5 \text{ min}$

OBSERVATIONS GENERALES SUR LE DOCUMENT.

Ngoba - Theodore "D"

2011

avec réussite.

Prière retourner cette page à l'adresse suivante :

GADO Issaou
B.P. 51 Lycée Béhanzin
Porto-Novo BENIN

