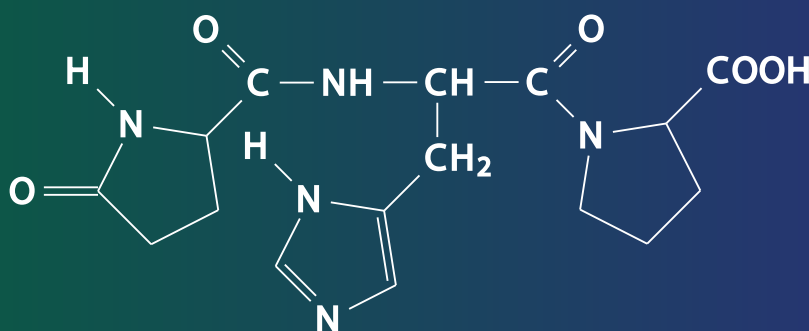


Tchiegang Alain
Tchebonsou Méthode
Tekam Raoul
Kamgaing Guy

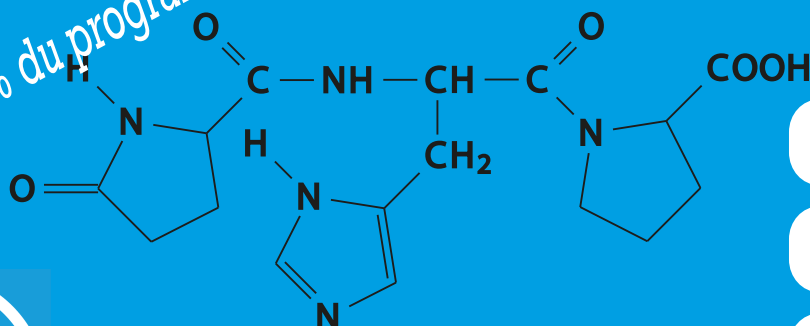


679 36 93 52

CHIMIE

Terminales C, D et E

100% du programme



Résumé du cours

Exercices du livre

Anciens sujets

Tous les corrigés

AJT Educational Services

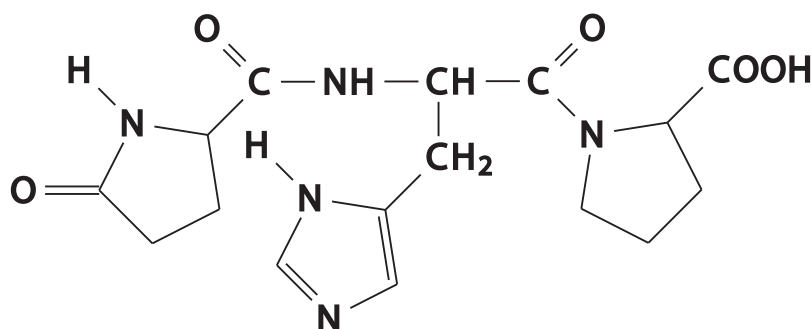
Collection MÉTHODE

Tchiegang Alain (PLEG, Master II)

Tchebonsou Méthode (PLEG, DEA)

Tekam Raoul (PLEG)

Kamgaing Guy (PLEG, IPR)



CHIMIE

Terminales C, D et E

679 36 93 52

696 61 10 04

697 46 63 89

653 88 52 21

AJT Educational Services

PRÉFACE

La chimie est une matière aimée par les apprenant du secondaire. Mais le plus souvent ils sont confrontés aux illustrations approximatives (formules brutes, semi-developpées et spatiales mal représentées) qui démotivés parfois. Pour résoudre ce problème et celui de fond qui se pose parfois, nous avons mis sur pied, pour les classes de terminales scientifiques, ce document qui concilie le fond et la forme.

Ce document de chimie est structuré de la manière suivantes:

> pour chaque leçon, on a un condensé de cours suivie d'une série d'exercices portant sur les ressources ainsi que les corrigés détaillés,

> pour chaque module, on a une série de problèmes liés aux catégories d'action du livre programme avec les corrigés détaillés,

> à la fin du document, on a des anciens sujets d'examens avec corrigés

Pour concilier le fond et la forme, nous avons pris le soin de faire des dessins et graphes de qualités supérieures et avec une précision chirurgicale.

Nous vous souhaitons bonne dégustation et de nous faire parvenir vos remarques et suggestions.

Les auteurs

TABLE DES MATIÈRES

MODULE

1

CHIMIE ORGANIQUE

Sequence 1 : Propriétés chimiques des alcools	2
Sequence 2 : Les acides carboxyliques	27
Sequence 3 : Les amines	60
Sequence 4 : Les acides α -aminés	77
Sequence 5 : Stéréochimie	93

MODULE

2

ACIDES ET BASES

Sequence 6 : Généralités sur les acides et bases en solution aqueuse	114
Sequence 7 : Force d'un acide et d'une base. Notion de couple Acide/Base	130
Sequence 8 : Réactions Acide-Base. Application aux dosages ..	160

MODULE

3

CHIMIE GÉNÉRALE

Sequence 9 : Notion de cinétique chimique	197
---	-----

SUJETS

OBC

ANCIENS SUJETS AU BACCALAURÉAT C ET D

Sujet 1 : Chimie théorique 2021	228
Sujet 2 : Chimie théorique 2022	235
Sujet 3 : Chimie théorique 2023	241
Sujet 4 : Chimie théorique 2024	249

CHIMIE ORGANIQUE

FAMILLES DE SITUATIONS

- Gestion des composés oxygénés et azotés
- Structure des composés organiques

 Categorie d'action

1. Réactivité et synthèse des composés oxygénés
2. Réactivité et synthèse des composés azotés
3. Synthèse des polypeptides
4. Représentations structurales et stériques des isomères

EXEMPLE DE SITUATION DE VIE

Les images ci-dessous représentent les produits d'entretien, sanitaires, de nettoyage, des médicaments et des fibres textiles.



Ils sont obtenues à partir des composés organiques tels que les alcools, les acides carboxyliques, les amines ...

Identifier chacun des produits de ces images et donner son utilité dans la vie de tous les jours.



Objectifs Pédagogiques

- réaliser l'oxydation ménagée de chaque classe d'alcool,
- exploiter les équations des réactions d'oxydation des alcools,
- préparer l'éthanol.

Situation Problème Didactique

Les élèves de la Tle D d'un lycée effectuent une sortie dans une Brasserie. Ils découvrent des méthodes industrielles de préparation de boissons alcoolisées. Très impressionnés, ils décident, de retour en classe, de connaître la formule générale des alcools, d'indiquer quelques méthodes de préparation d'un alcool et d'écrire les équation-bilans de quelques réactions chimiques des alcools.

.....

1.1. Rappels

Un **alcool** est un composé organique oxygéné comportant un groupe hydroxyle $-OH$ lié à un atome de carbone tétragonal.

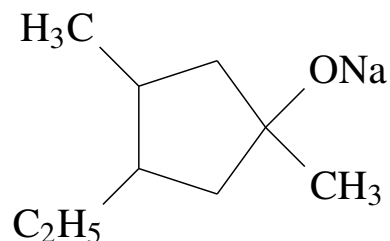
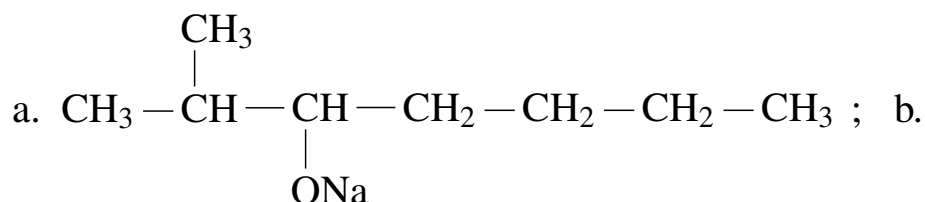
La formule générale des alcools saturés est $C_nH_{2n+1}-OH$. Il existe des composés ayant plusieurs fonctions alcools : ce sont des polyalcools ou polyols.

Exemples : L'éthanol : $CH_3 - CH_2 - OH$; Le glycol : $HO - CH_2 - CH_2 - OH$

Il existe trois classes d'alcools :

- alcool primaire : $R - CH_2 - OH$
- alcool secondaire : $R - CHOH - R'$
- alcool tertiaire : $R - \underset{\begin{array}{c} OH \\ | \\ R' \end{array}}{C} - R''$

R , R' et R'' sont différents de l'hydrogène.



2. Écrire la formule semi-développée du composé suivant :

- 3-éthyl-2,2-diméthyl-4-cyclobutylheptan-3-olate de sodium ;
- 3-méthylpent-2-èn-1-olate de sodium.

Exercice 3 : (3 page 27)

Le degré alcoolique d'une boisson alcoolisée représente le volume d'alcool (éthanol) dans 100 mL de boisson. Par exemple, un vin est à 12° (ou 12%) si 100 mL de ce vin contiennent 12 mL d'alcool.

- Quel volume d'alcool y-a-t-il dans un pastis (2 cL) à 45° ?
- Quel est le degré alcoolique d'un vin contenant 1,8 mL d'alcool dans 20 mL ?
- La masse volumique de l'éthanol est de $0,78 \text{ g.cm}^{-3}$ dans les conditions envisagées.
 - Quelle masse d'éthanol renferment 100 mL d'un vin à 12° ?
 - Quelle est la concentration molaire en éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ de ce vin ?

Exercice 4 : (4 page 28)

On réalise l'oxydation ménagée d'un des deux propanol noté A de formule $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.

- Donner la formule, la classe et le nom des deux propanol.
- On oxyde l'alcool A par l'ion permanganate en solution acidifiée. On obtient un produit organique B qui donne un test positif avec la 2,4-DNPH. Décrire ce test et en déduire le groupe caractéristique présent dans la molécule du produit B. Ce test est-il suffisant pour identifier l'alcool A ? Justifier la réponse.
- Le produit B donne un précipité rouge brique avec le réactif de Fehling. En déduire le groupe caractéristique présent dans B, nommer B puis identifier l'alcool A.
- Écrire l'équation d'oxydoréduction de l'alcool A qui mène au produit B par l'ion permanganate en milieu acide.

4. On chauffe un mélange composé de 6 g d'acide éthanóïque et de 6 g du corps B. il se forme de l'eau et un corps D, de masse molaire $M = 102 \text{ g/mol}$. Au bout d'un certain temps, on constate que la masse d'acide éthanóïque reste constante. La masse de D est alors 6,12 g. Écrire l'équation bilan de la réaction. De quelle réaction s'agit-il ? Calculer le pourcentage de moles de B transformées en D.

Exercice 15 : (15 page 30)

La fermentation alcoolique d'un sirop de glucose à 300 g/L s'arrête lorsque le degré alcoolique atteint 16°

1. Écrire l'équation de la réaction de transformation du glucose en éthanol. Comment peut-on mettre en évidence l'autre produit de la réaction ?
2. Calculer par litre de sirop, la quantité d'alcool formé et la quantité de glucose non transformée lorsque la fermentation cesse. On néglige la variation de volume pendant la fermentation.

$$\rho_{al} = 0,78 \text{ g/mL}$$

Exercice 16 : (16 page 30)

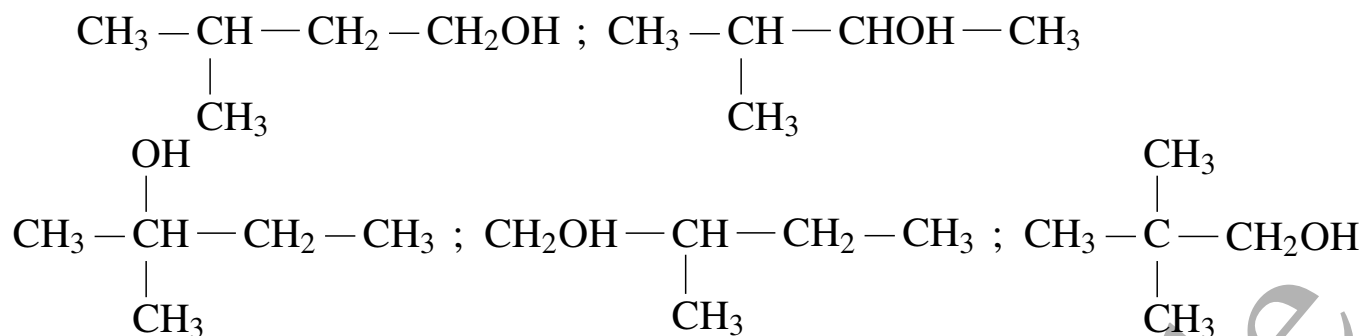
Extraction de l'éthanol. On prélève exactement $V = 10,0 \text{ mL}$ d'un vin, auquel on ajoute environ 50 mL d'eau. On distille ce mélange et on recueille un volume de 42 mL de distillat (noté S_1).

1. Faire le schéma annoté du dispositif de distillation utilisé.
2. Préparation de la solution à titrer. On complète S_1 à 100,0 mL avec de l'eau distillée. On obtient ainsi une solution notée S_2 . Cette solution contient donc tout l'éthanol présent dans les 10,0 mL de vin prélevés, dilués 10 fois. Préciser le matériel utilisé pour obtenir S_2 .

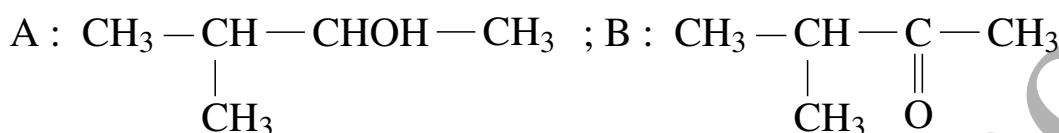
3. Réaction entre l'éthanol et le dichromate de potassium.

Dans un erlenmeyer, on mélange : $V_0 = 10,0 \text{ mL}$ de solution S_2 ; $V_1 = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution de dichromate de potassium, de concentration $C = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$; environ 10 mL d'acide sulfurique concentré. On bouche l'erlenmeyer et on laisse réagir pendant environ 30 minutes. On obtient alors une solution verdâtre, S_3 .

- 3.1. Écrire les demi équations électroniques puis en déduire l'équation bilan de la réaction qui se produit dans l'erlenmeyer.



4. Formules semi-développées de A et B

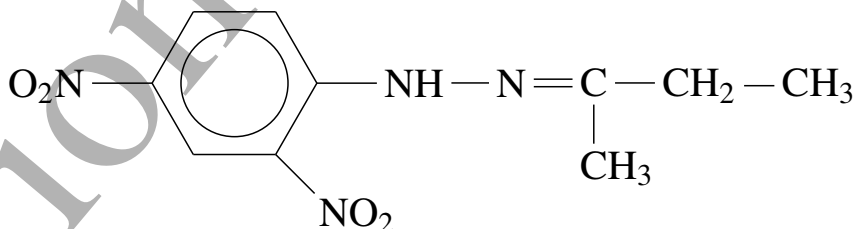
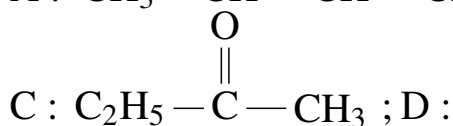
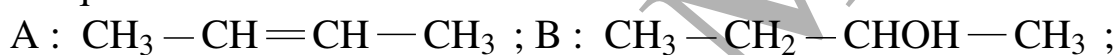


Nom de A : 3-méthylbutan-2-ol

Corrigé Exercice 10 : (10 page 29)

Formules semi-développées de A,B,C et D.

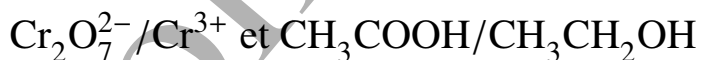
Comme l'hydratation de A donne un unique produit B, alors A est un alcène symétrique. On a alors :



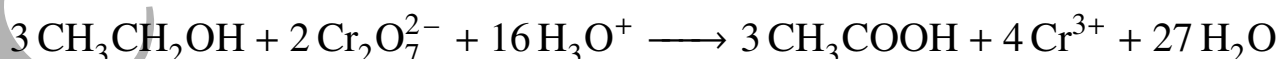
Nommons A et B. A : but-2-ène B : butan-2-ol

Corrigé Exercice 11 : (11 page 29)

1. Couples redox mis en jeu



2. Équation bilan de la réaction intervenant dans l'alcootest



3. Calculons la concentration C_m en grammes par litre de l'éthanol

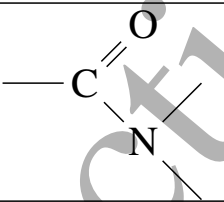
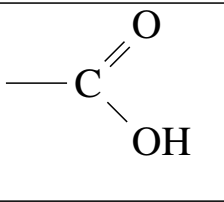
$$\text{On a : } n_{al} = \frac{C_m \times V_{al}}{M_{al}} \quad (1) \quad ; \quad \text{D'après l'équation bilan, } \frac{n_1}{2} = \frac{n_{al}}{3} \quad (2)$$

$$(1) \text{ dans } (2) \Rightarrow C_m = \frac{M_{al}}{V_{al}} \times \frac{3}{2} n_1 \quad (3)$$

7. Les acides carboxyliques donnent un test positif avec la 2,4-DNPH.
8. Les acides carboxyliques sont plus solubles dans l'eau que les alcools de même chaîne carbonée.
9. La solubilité des acides carboxyliques dans l'eau augmente avec la masse molaire.
10. Le groupe carboxyle est un groupe d'atomes hydrophiles.
11. La saponification est une réaction lente et totale.
12. La déshydratation intermoléculaire et la déshydratation intramoléculaire des acides carboxyliques produisent les composés ayant des fonctions chimiques différentes.
13. Les amides substitués et les amides non substitués sont obtenus par action des acides carboxyliques ou de leurs dérivés sur l'ammoniac.
14. La déshydratation du carboxylate d'ammonium est une réaction rapide.

Exercice 2 : (2 page 55)

1. Définir : Acide carboxylique ; polyacide ; relargage ; amide ; polyester ; polyamides ; chlorure d'acyle ; anhydride d'acide ; amide ; saponification
2. Donner les principales conséquences de l'existence des liaisons hydrogène sur les propriétés physiques des acides carboxyliques.
3. Compléter le tableau ci-dessous par la formule ou le nom du groupe fonctionnel.

Groupes fonctionnels				
Noms		anhydride d'acide		chlorure d'acyle

4. Comparer l'action d'un acide carboxylique sur un alcool à celle d'un chlorure d'acyle sur un alcool.
5. Donner un exemple de polyester et un exemple de polyamide. Donner dans chaque cas la formule semi-développée du motif.
6. Quelles précautions doit-on prendre lors de la manipulation des chlorures d'acyle ?

B. APPLICATION DIRECTE DES RESSOURCES

Exercice 3 : (3 page 55)

1. Nommer les composés de formules semi-développées suivantes :

1.3. Comment appelle-t-on la réaction de fabrication du savon ? Quelles sont ses caractéristiques ?

1.4. Écrire l'équation bilan de la réaction et en déduire la formule du savon.

2. Étude du protocole expérimental

2.1. Faire un schéma annoté du montage à reflux.

2.2. Pourquoi chauffe-t-on le mélange ? Pourquoi utilise-t-on un montage à reflux ?

2.3. Calculer les quantités de matière initiale en oléine et hydroxyde de sodium. En déduire le réactif limitant.

2.4. Comment appelle-t-on l'opération qui consiste à verser le savon dans l'eau salée ? Pourquoi utilise-t-on l'eau salée et non l'eau douce ?

3. Exploitation et analyse du résultat. Calculer le rendement de la réaction. Pourquoi ce rendement n'est-il pas égal à 100% ?

Données : Masse molaire de l'oléine $M = 884 \text{ g/mol}$; masse volumique de l'oléine $\rho = 900 \text{ g/L}$; Masses molaires de l'oléate de sodium : $M_1 = 304 \text{ g/mol}$.

Exercice 21 : (21 page 62)

Un industriel réalise la saponification de $m = 916 \text{ kg}$ d'huile de palme qui contient 44% de palmitine, un triglycéride de l'acide palmitique et du glycérol (propane-1,2,3-triol). L'acide palmitique (acide hexadécanoïque) est un acide gras de formule $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$.

1. Donner la formule semi-développée de la palmitine.

2. Écrire l'équation bilan de la réaction de la palmitine avec la soude. Comment appelle-t-on cette réaction ?

3. Calculer la masse de triglycéride à saponifier.

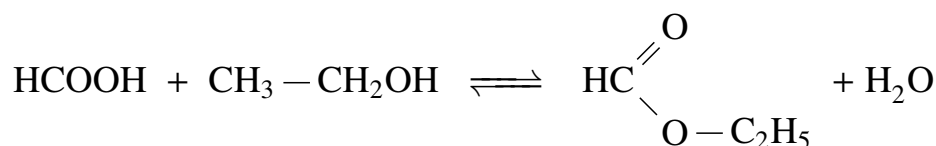
4. Calculer la masse molaire du triglycéride.

5. Déterminer la masse de savon obtenue sachant que la soude est en excès.

Donnée : masse molaire du savon $M = 278 \text{ g/mol}$

Exercice 22 : (22 page 62)

Il y a quelques années, les femmes lavaient au lavoir en utilisant un mélange de suif (graisse animale) et de cendre. On cherche à comprendre comment ces deux produits salissants permettent le nettoyage.



A

B

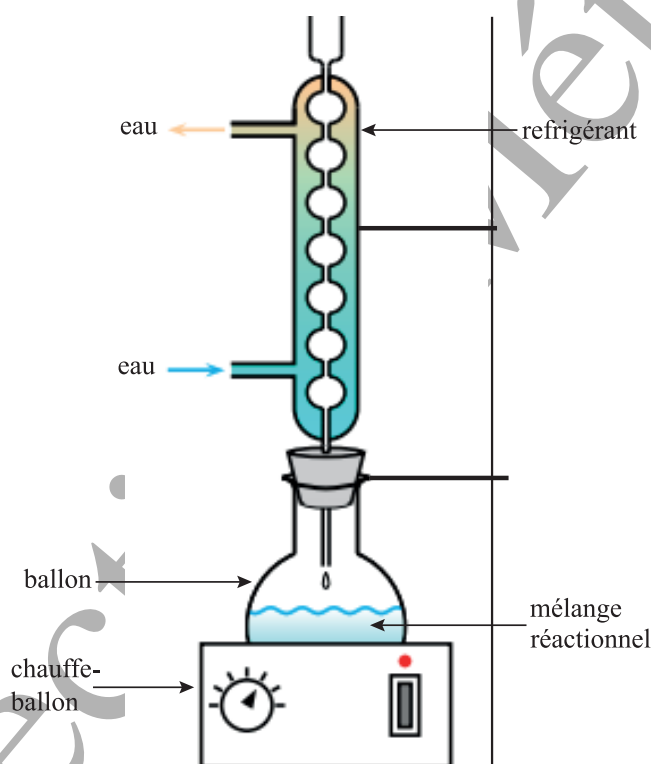
2. Déterminons V_B , pour que le mélange soit équimolaire

$$n_A = n_B \Rightarrow \frac{\mu_A \cdot V_A}{M_A} = \frac{\mu_B \cdot V_B}{M_B} \Rightarrow$$

$$V_B = \frac{\mu_A \cdot V_A \cdot M_B}{\mu_B \cdot M_A} \quad \text{AN : } M_A = 46 \text{ g/mol ; } M_B = 46 \text{ g/mol ; } V_A \simeq 30,4 \text{ mL}$$

3.

3.1. Schéma annoté du dispositif expérimental du chauffage à reflux



3.2. On chauffe à reflux pour accélérer la réaction en évitant les pertes de matière.

3.3. La pierre ponce permet de réguler l'ébullition

L'acide sulfurique joue le rôle de catalyseur.

3.4. Rendement de la réaction

$$rd = \frac{m_{\text{obt}}(\text{ester})}{m_{\text{the}}(\text{ester})} \text{, or } m_{\text{the}}(\text{ester}) = \frac{\mu_A \cdot V_A \cdot M_{\text{ester}}}{M_A}$$

$$\text{D'où } rd = \frac{M_A \cdot m_{\text{obt}}(\text{ester})}{\mu_A \cdot V_A \cdot M_{\text{ester}}} \quad \text{AN : } rd \simeq 65,8\%$$

4.

- 2.1. Déterminer la formule brute de l'amine.
- 2.2. Écrire les formules développées des isomères possibles des monoamines primaires compatibles avec la formule brute trouvée.
3. On considère la monoamine à chaîne carbonée linéaire non ramifiée.
 - 3.1. Écrire l'équation de la réaction de cette monoamine primaire avec l'eau.
 - 3.2. On verse quelques gouttes de phénolphtaléine dans un échantillon de la solution préparée. Quelle est la coloration prise par la solution ? (On rappelle que la phénolphtaléine est incolore en milieu acide et rose violacée en milieu basique).

Exercice 5 : (5 page 76)

On provoque une réaction nucléophile entre le phénylamine et le chlorobenzène.

1. Quel nom donne-t-on à ce type de réaction ?
2. Écrire l'équation bilan de la réaction et nommer le composé obtenu.
3. On aurait pu obtenir le même composé en faisant réagir une solution d'acide chlorhydrique le sur une amine.
 - 3.1. Donner la formule semi-développée de cette amine.
 - 3.2. Écrire l'équation bilan de cette dernière réaction.

Exercice 6 : (6 page 76)

On procède à l'analyse de 0,59 g d'une substance organique contenant du carbone, de l'hydrogène et de l'azote. On obtient ainsi 1,32 g de dioxyde de carbone; 0,17 g d'ammoniac et 0,81 g d'eau. La densité de vapeur de la substance vaut environ 2,03.

1. Déterminer la formule brute de ce composé.
2. Rechercher les formules semi-développées des isomères répondant à cette formule brute. Préciser le nom et la classe des différentes amines.

Exercice 7 : (7 page 76)

On considère une monoamine primaire à chaîne carbonée saturée non cyclique.

1. Exprimer la formule brute d'une telle amine comportant n atomes de carbone. Exprimer en fonction de n le pourcentage en masse d'azote qu'elle contient.
2. Une masse de 27 g d'une telle amine contient 5,22 g d'azote. Quelle est sa formule brute. Écrire les formules semi-développées des isomères possibles des amines primaires et donner leur nom.

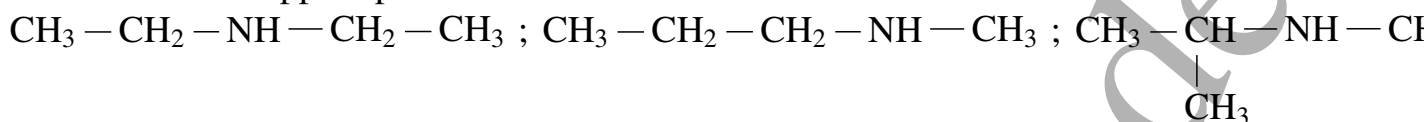
Exercice 8 : (8 page 77)

$A_5 : C_2H_5-COO^- + (CH_3)_2N^+H_2$; propanoate de diméthylammonium

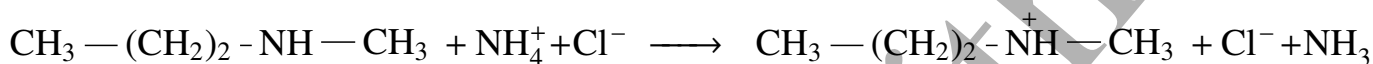
Corrigé Exercice 14 : (14 page 78)

1. On peut conclure que l'amine est primaire ou secondaire.
2. Oui la classe de l'amine A est totalement déterminée. Il s'agit d'une amine secondaire.

Formules semi-développées possibles de A :



3. Formule semi-développée de A : $CH_3-CH_2-CH_2-NH-CH_3$
4. Équation bilan de la réaction entre A et une solution de chlorure d'ammonium

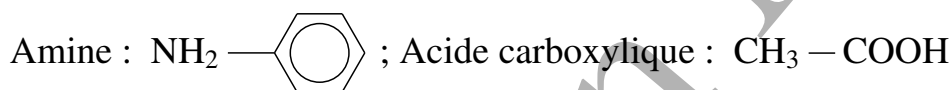


Le caractère des amines mis en jeu dans cette réaction est le caractère basique.

Corrigé Exercice 15 : (15 page 78)

1. Le groupe fonctionnel encadré est le groupe amide.

2. Formules semi-développées

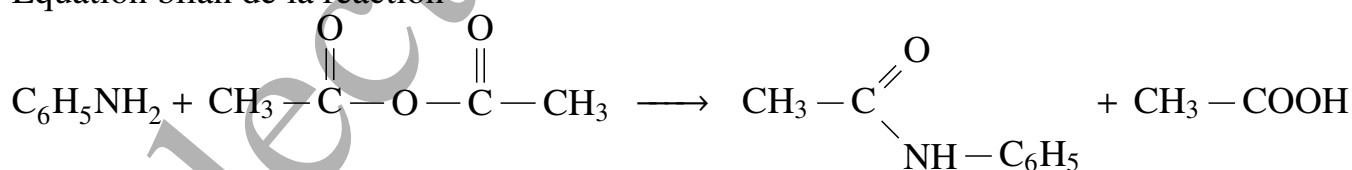


- 3.

- 3.1. On utilise l'anhydride éthanóïque pour rendre la réaction totale.

- 3.2.

- a) Équation bilan de la réaction



- b) Quantités de réactifs utilisées

$$n(\text{amine})_i = \frac{m_1}{M_1} = \frac{d_1 \rho_e V_1}{M_1} \text{ AN : } \underline{n(\text{amine})_i \simeq 0,11 \text{ mol}}$$

$$n(\text{anhydride})_i = \frac{m_2}{M_2} = \frac{d_2 \rho_e V_2}{M_2} \text{ AN : } \underline{n(\text{anhydride})_i \simeq 0,16 \text{ mol}}$$

Le réactif limitant est l'aniline.

- c) Calcul du rendement

$$rd = \frac{m_{\text{réelle}}}{m_{\text{théo}}}. \text{ D'après l'équation bilan}$$

$$n(\text{aniline})_i = n(\text{amide})_{\text{théo}} \Rightarrow m(\text{amide})_{\text{théo}} = n(\text{aniline})_i M_{\text{amide}}$$

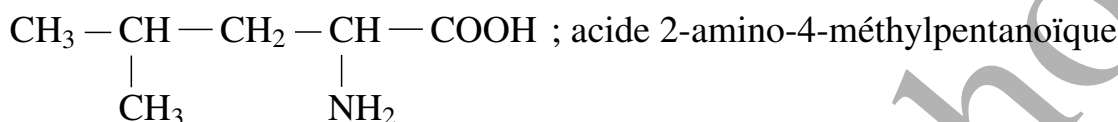
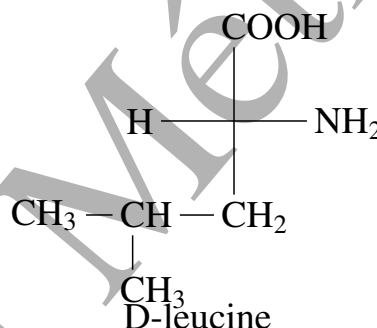
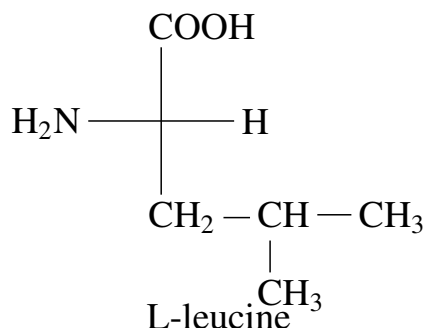
$$\text{AN : } m(\text{amide})_{\text{théo}} \simeq 14,8 \text{ g et le rendement } \underline{rd \simeq 85,8\%}$$

C. UTILISATION DES RESSOURCES**Corrigé Exercice 3 : (3 page 89)****1. Formule brute de la leucine**

$$R - \underset{\substack{| \\ \text{NH}_2}}{\text{CH}} - \text{COOH} \Rightarrow M = M_R + 2M_C + 4M_H + 2M_O + M_N = 131 \text{ g/mol} \quad M_R = 57 \text{ g/mol.}$$

$$R \text{ saturée } M_R = 14n + 1 \Rightarrow n = 4$$

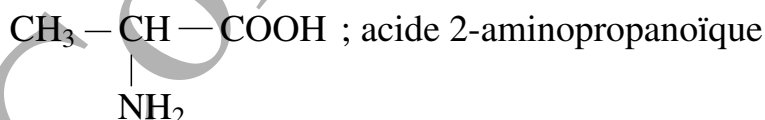
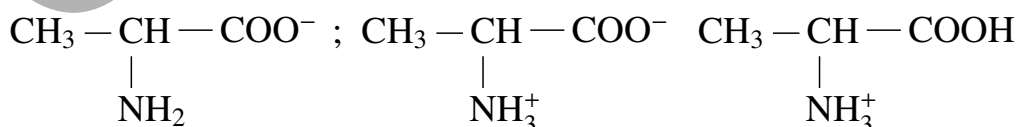
D'où la formule brute : $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{O}_2\text{N}$

2. Formule semi-développée et nom systématique de la leucine**3. Énantiomères de la Leucine****4. C'est la L-leucine qu'on trouve dans la matière vivante.****Corrigé Exercice 4 : (4 page 89)****1.****1.1. Formule brute de A' ($\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{N}$)**

$$\%C = \frac{nM_C}{M} \cdot 100 = \frac{1400}{14n + 17} = 53,3 \Rightarrow n \simeq 2$$

D'où la formule de A' : $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$

Formule semi-développée de A' : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$

1.2. Formule semi-développée et nom de A**1.3. Formules des ions****2. On considère deux acides α -aminés B : $\text{NH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$ et**

D : $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{NH}_2) - \text{COOH}$. Une de ces molécules possède un carbone asymétrique.

- 3.2. Préciser le(s) type(s) d'isomérisation de configuration que peut présenter P'. Justifier votre réponse.
- 3.3. En réalité, P est l'acide (E)-9-oxodécénoïque. Écrire en utilisant la représentation en perspective les deux stéréoisomères.

CORRIGÉS DES EXERCICES

A. VÉRIFICATION DES SAVOIRS

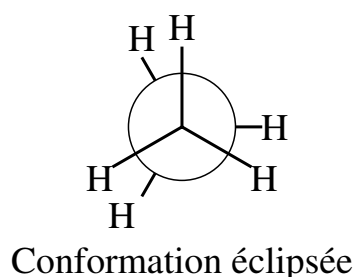
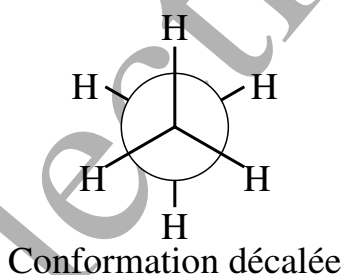
Corrigé Exercice 1 : (1 page 103)

1. Un carbone asymétrique est un carbone lié à quatre atomes ou groupes d'atomes différents.
2. Les stéréoisomères sont des composés ayant la même formule développée plane, mais qui diffèrent par l'arrangement spatial de leurs atomes.
3. Les stéréoisomères de conformation sont appelés des conformères.
4. On ne peut pas séparer deux conformères car ce sont des molécules identiques.
5. Définition

Conformation : arrangement spatial des atomes qui compose une molécule.

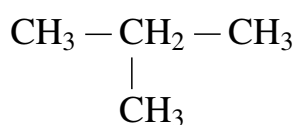
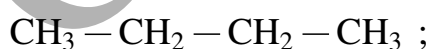
Configuration : disposition spatiale des atomes ou des groupes d'atomes d'une entité moléculaire.

6. Conformations particulières de l'éthane en projection de Newman



La conformation décalée est la plus stable car les interactions entre les atomes d'hydrogènes sont minimales.

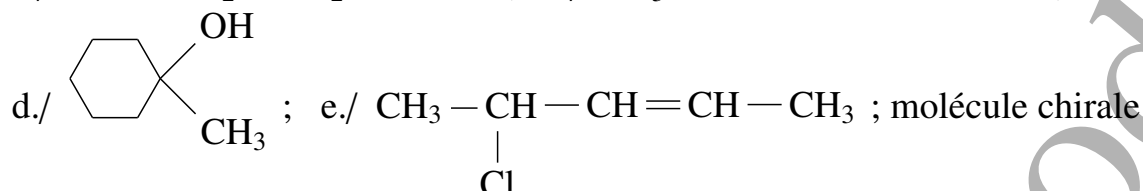
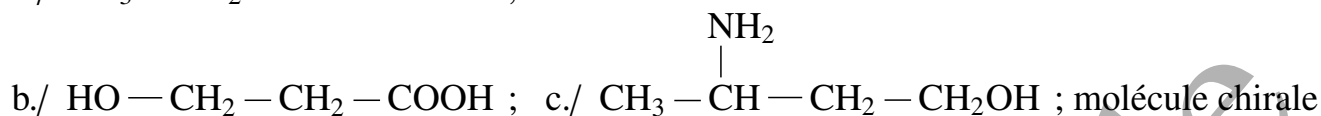
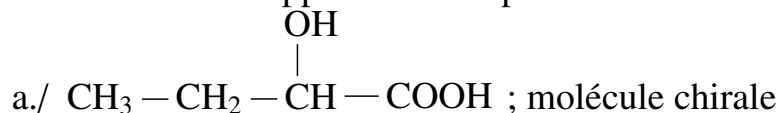
7. Formules semi-développées des isomères de constitution possibles du butane



8. Le butane présente l'isomérisation de chaîne.
9. L'isomérisation Z/E est une isomérisation de configuration

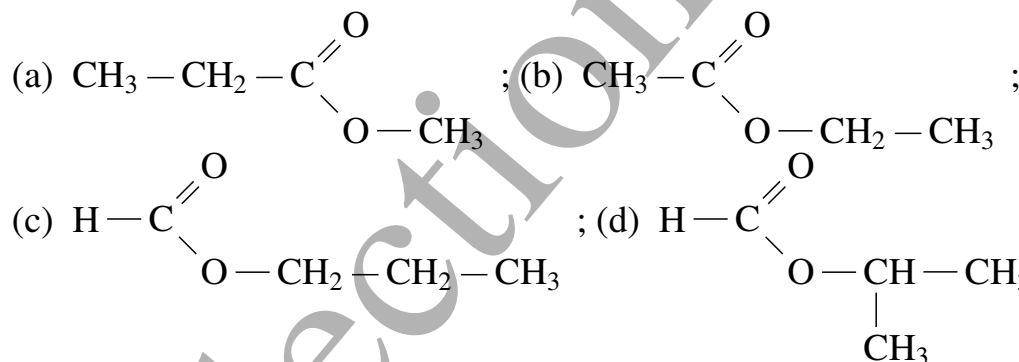
Corrigé Exercice 3 : (3 page 103)

Formules semi-développées des composés

**Corrigé Exercice 4 : (4 page 103)****1. Formule brute du composé**Elle est de la forme $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ avec :

$$y = \frac{\%H.M}{100M_H} \text{ AN : } y \simeq 8 ; \quad z = \frac{\%O.M}{100M_O} \text{ AN : } z \simeq 2 ;$$

$$M = xM_C + yM_H + zM_O = 88 \Rightarrow x \simeq 4.$$

D'où la formule brute $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ **2. Formules semi-développées des 4 isomères de A ne possédant qu'une seule fonction chimique****3. Ils présentent l'isomérisation de chaîne****4. Nom des isomères**

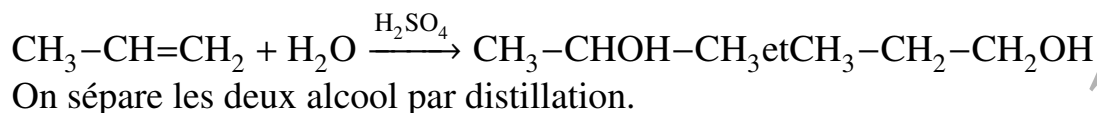
- (a) propanoate de méthyle ; (b) éthanoate d'éthyle ;
 (c) méthanoate de propyle ; (d) méthanoate d'isopropyle.

Corrigé Exercice 5 : (5 page 103)**1. Formule semi-développée et nom de cet alcool****2. C'est un alcool secondaire.****3. La molécule obtenue est chirale car elle possède un atome de carbone asymétrique.**

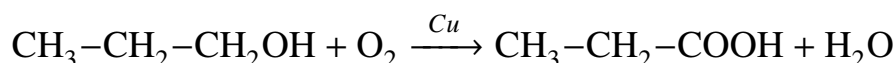
Résolution

Le problème scientifique : proposition d'une méthode de synthèse de la propanamide à partir du propène

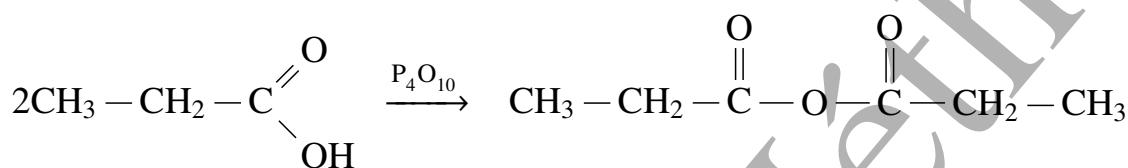
a. Préparation du propan-1-ol



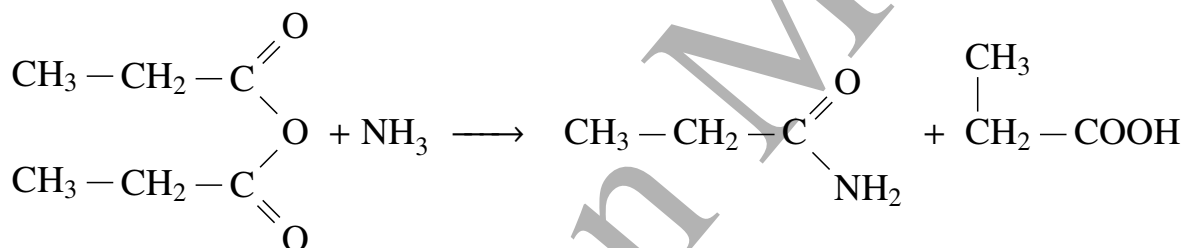
b. Préparation de l'acide propanoïque par oxydation catalytique



c. Préparation de l'anhydride propanoïque



d. Préparation de la propanamide



propanamide

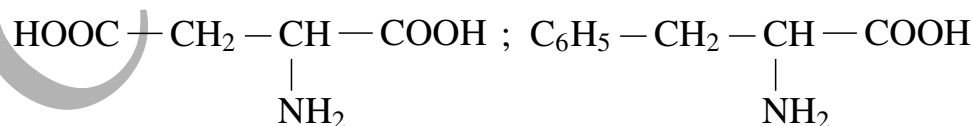
On sépare la propanamide de l'acide propanoïque par distillation.

Solution Activité 4 : (5 page 106)

Résolution

Il est question ici de montrer à Moussa et Ayagma comment ils peuvent réaliser la synthèse de l'aspartame avec un très bon rendement.

a. Choix des α -aminés



aspartate

phénylalanine

b. Méthode de synthèse

- c) 0,2 L de solution centimolaire d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$),
 d) on complète à 1 L avec de l'eau.

1. Calculer les concentrations de tous les ions présents.
2. Calculer le pH de cette solution.

Exercice 15 : (15 page 125)

Un restaurateur utilise un détartrant pour enlever les dépôts de calcaire dans les carafes d'eau. À l'aide d'un pH-mètre il mesure le pH de la solution de détartrant concentrée et obtient un $\text{pH} = 1$.

1. Nommer une autre méthode qui permet de déterminer le pH d'une solution.
2. Indiquer si cette solution est acide, basique ou neutre. Justifier votre réponse.
3. Le restaurateur suit les consignes du mode d'emploi du détartrant et fait la dilution en versant 100 mL de détartrant concentré dans 900 mL d'eau. Il obtient alors une solution de détartrant diluée dont le pH est égal à 2.
 - 3.1. Calculer, en litre, le volume total V, de la solution de détartrant diluée ainsi préparée.
 - 3.2. Indiquer si la solution diluée est moins acide, moins basique, moins neutre, plus acide, plus basique ou plus neutre que la solution concentrée.

Exercice 16 : (16 page 126)

Calculer le volume d'une solution de HCl technique à 37%, $d = 1,19$, qu'il faut prélever pour préparer par dilution 250 mL de HCl 0,5 M. Quel volume de cette solution faut-il diluer dans une fiole jaugée de 100 mL pour préparer une solution 0,1 M de HCL ?

Exercice 17 : (17 page 126)

On donne le pH de l'eau pure pour différentes températures exprimées en kelvin

$T(K)$	273	288	298	303	333
pH	7,5	7,2	7,0	6,9	6,5

1. Tracer la courbe $\text{pH} = f\left(\frac{1}{T}\right)$ et donner son équation.
2. La réaction de dissociation de l'eau est-elle endothermique ou exothermique ?
3. Pour quelle valeur de la température le pH de l'eau vaut 7,3. Déterminer à cette température le K_e et le $\text{p}K_e$.
4. Déterminer le pH de l'eau pure à 90°C .

Exercice 18 : (18 page 126)

7.3. Notion de base forte

Une base forte est une base qui s'ionise totalement dans l'eau.

Exemple : l'hydroxyde de sodium.

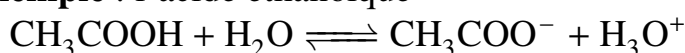
Relation entre le pH et la concentration C_b de la base :

- pour une monobase forte, $[\text{HO}^-] = C_b \Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_e + \log C_b$.
- pour une dibase forte, $[\text{HO}^-] = 2C_a \Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_e + \log(2C_b)$

7.4. Notion d'acide faible

Un acide faible est un acide dont la réaction avec l'eau est partielle.

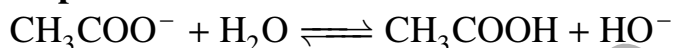
Exemple : l'acide éthanóïque



7.5. Notion de base faible

Une base faible est une base dont la réaction avec l'eau est partielle.

Exemple : solution d'éthanoate de sodium



Remarques :

- CH_3COO^- est la base conjuguée de l'acide CH_3COOH . Les deux forment un couple acide/base noté $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$
- Pour déterminer les concentrations des espèces présentes dans une solution de pH connu, on exploite :
 - le pH et le K_e pour déterminer $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{HO}^-]$,
 - l'équation d'électroneutralité,
 - la conservation de la quantité de matière.

7.6. Constante d'acidité d'un couple

La constante d'acidité du couple acide/base est donnée par $K_a = \frac{[\text{base}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{acide}]}$

Par définition $\text{p}K_a = -\log K_a \Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$

Tube à essais n°	1	2	3	4
Indicateur coloré et zone de virage	Hélianthine Rouge 3,1 - 4,4 Jaune	rouge de chlorophénol Jaune 4,8 - 6,4 bleu	Bleu de bromocrésol Jaune 3,8 - 5,4 bleu	Bleu de Bromothymol Jaune 5,0 - 7,6 Bleu
Couleur de la solution S	Jaune	Jaune	Vert	Jaune

1. Encadrer le pH de la solution testée.
2. L'utilisation de l'un des indicateurs colorés est superflue. Quel est cet indicateur ? Expliquer.
3. On dispose d'un pH-mètre.
 - 3.1. Quelle opération doit-on réaliser au préalable avant toute mesure ?
 - 3.2. On trouve $\text{pH} = 4,6$. De combien, en pourcentage, s'est-on trompé en utilisant les indicateurs colorés ? Commenter ce résultat.

Exercice 27 : (27 page 156)

Le vert de bromocrésol est, en solution aqueuse, un indicateur coloré qui peut être considéré comme un acide faible dont le couple acide/base sera noté en abrégé HIn/In^- de $\text{pK}_a = 4,9$.

1. Donner l'équation chimique traduisant la réaction du vert de bromocrésol avec l'eau.
2. Définir la constante K_a et le pK_a de cet indicateur.
3. La forme acide du vert de bromocrésol HIn est jaune et la forme basique In^- est bleue. Une solution contenant quelques gouttes de cet indicateur coloré apparaît jaune si $[\text{HIn}] \geq 10 [\text{In}^-]$ et bleue si $[\text{In}^-] \geq 10 [\text{HIn}]$. Quelles sont les valeurs du pH qui délimitent la zone de virage de l'indicateur coloré ? Représenter les espèces HIn et In^- sur une échelle de pH.
4. On verse quelques gouttes de vert de bromocrésol dans une solution S d'acide éthanoïque de $\text{pH} = 2,5$. Quelle couleur prend alors la solution S ? Justifier votre réponse.

Exercice 28 : (28 page 157)

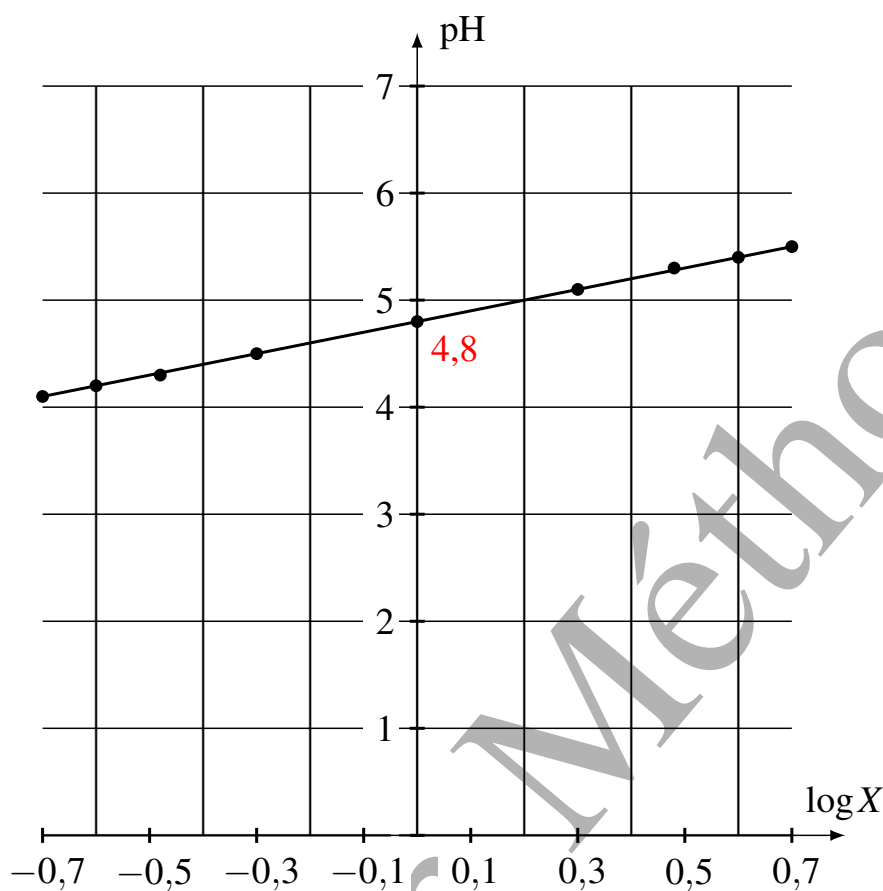
Toutes les mesures sont faites à 37°C , température du corps humain.

Données : Produit ionique de l'eau : $K_e = 2,40 \cdot 10^{-14}$; Constante d'acidité :

$K_{a1}(\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-) = 4,30 \cdot 10^{-7}$; $K_a(\text{acide lactique/ion lactate}) = 1,26 \cdot 10^{-4}$

L'activité métabolique et l'ingestion d'aliments peuvent introduire des espèces acido-basiques dans le sang. Or, la survie des cellules nécessite que le pH varie très peu autour d'une valeur optimale. Ainsi, le sang constitue un milieu tamponné : son pH varie très peu par addition d'un acide ou d'une base ou par dilution. Le pH reste compris dans l'intervalle $[7,36; 7,44]$ en temps normal.

pH	4,1	4,2	4,3	4,5	4,8	5,1	5,3	5,4	5,5
$\log X$	-0,70	-0,60	-0,48	-0,30	0	0,30	0,48	0,60	0,70

Courbe $pH = f(\log X)$

3. Dédudons que le pH peut se mettre sous la forme $pH = A + B \log \left(\frac{V_b}{V_a} \right)$

La courbe obtenue est une droite. On peut donc écrire $pH = A + B \log \left(\frac{V_b}{V_a} \right)$, où B est la pente et A l'ordonnée à l'origine.

Graphiquement on a : $A = 4,8$ et $B = \frac{\Delta pH}{\Delta \log X} = 1$

4. Relation entre pH et pKa

$$Ka = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow -\log Ka = -\log [H_3O^+] - \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow$$

$$pH = pKa + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Par comparaison, on $pKa = 4,8$

5. Rapport V_b/V_a pour $pH = 5$

l'équation de la droite obtenue permet d'avoir : $\frac{V_b}{V_a} = 10^{pH-pKa}$ AN : $\frac{V_b}{V_a} \simeq 1,6$

Exercice 6 : (6 page 179)

On fabrique une solution aqueuse d'une monoamine B, notée (B), en versant une masse $m = 2,95 \text{ g}$ de cette amine B dans de l'eau pure afin d'obtenir un volume $V = 1 \text{ L}$ de solution. On dose ensuite un volume $V_b = 20 \text{ mL}$ de cette solution (B) à l'aide d'une solution (A) d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_a = 0,10 \text{ mol/L}$. Un pH-mètre permet de suivre l'évolution du pH du mélange au cours de ce dosage.

La courbe $pH = f(V_a)$, V_a = volume de la solution (A) versé présente deux points remarquables : le point M tel que $V = 5 \text{ mL}$, $pH_M = 9,8$; le point équivalent E : $V_E = 10 \text{ mL}$, $pH_E = 6,0$.

1. Déterminer la concentration molaire C_b , de la solution (B).
2. On note BH l'acide conjugué de l'amine B. En justifiant brièvement, donner la valeur du pK_a de ce couple acide base.
3. Déterminer la masse molaire moléculaire M de l'amine B. En déduire sa formule brute.
4. On donne le tableau suivant de pK_a :

Amine	NH_3	$(\text{CH}_3)_2\text{NH}$	$(\text{CH}_3)_3\text{N}$	$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$	$(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N}$	$\text{C}_3\text{H}_7\text{NH}_2$
pK_a	9,2	10,8	9,8	11,1	10,6	10,7

En déduire la formule semi-développée de l'amine B et son nom.

5. On revient au dosage de la question 1. Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques présentes dans la solution lorsqu'on se trouve au point M ($V_M = 5 \text{ mL}$). Quelles sont les caractéristiques de cette solution ?

C. UTILISATION DES RESSOURCES**Exercice 7 :** (7 page 180)

Dans le laboratoire d'un établissement scolaire de la place, un élève veut déterminer la concentration C_0 d'une solution S_0 d'éthylamine dont l'étiquette a disparu. Pour cela, il prélève un volume V de cette solution et la dilue de façon à obtenir une solution S_1 , de concentration C_1 égale au centième de celle de la solution S_0 . Il dose un volume $V_1 = 10 \text{ mL}$ de cette solution en présence d'un indicateur coloré par une solution centimolaire (C_2) d'acide chlorhydrique. Le volume d'acide versé au point équivalent est $V_E = 25 \text{ mL}$.

1. Écrire l'équation bilan de la réaction entre l'eau et l'éthylamine et donner la formule de son acide conjugué.
2. Faire le schéma annoté du montage expérimental utilisé par l'élève.
3. Écrire l'équation bilan de la réaction de dosage.
4. Donner une définition de l'équivalence acido-basique et en déduire la relation existant entre C_2 , C_1 , et les volumes V_1 et V_E . Calculer ensuite C_1 puis C_0 .
5. La détermination du pH à l'équivalence a donné $pH = 6,0$. Déterminer le pK_a du couple dont la base est l'éthylamine.

Espèces en solution : H_3O^+ ; HO^- ; CH_3COO^- ; CH_3COOH ; H_2O

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ AN : } [\text{H}_3\text{O}^+] \simeq 3,98.10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \text{ AN : } [\text{HO}^-] \simeq 2,51.10^{-12} \text{ mol/L}$$

Électroneutralité :

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{HO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{HO}^-]$$

$$\text{AN : } [\text{CH}_3\text{COO}^-] \simeq 3,98.10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a}$$

$$\text{AN : } [\text{CH}_3\text{COOH}] \simeq 0,91 \text{ mol/L}$$

2. Volume de la solution d'acide chlorhydrique

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_i = n(\text{H}_3\text{O}^+)_f \Rightarrow C_a.V_i = 10^{-\text{pH}}.V_f \Rightarrow$$

$$V_i = \frac{10^{-\text{pH}}.V_f}{C_a} \text{ AN : } V_i \simeq 3,98.10^{-2} \text{ L} \simeq 400 \text{ mL}$$

3.

3.1. Équations bilans de ces dosages : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

3.2. Volume de base nécessaire pour atteindre le point équivalent dans les deux cas

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_i = n(\text{HO}^-)_E \quad (1)$$

$$\text{1er cas : } (1) \Rightarrow C_a V_a = C_b V_{bE1} \Rightarrow V_{bE1} = \frac{C_a V_a}{C_b} \text{ AN : } V_{bE1} = 20 \text{ mL}$$

$$\text{2e cas : } (1) \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] V_a = C_b V_{bE2} \Rightarrow V_{bE2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] V_a}{C_b} \text{ AN : } V_{bE2} \simeq 0,80 \text{ mL}$$

3.3. pH du mélange au point équivalent : $\text{pH} = 7$

Corrigé Exercice 3 : (3 page 178)

1. Volume du chlorure d'hydrogène nécessaire

$$n_{\text{HCl}} = C_a.V = \frac{V_{\text{HCl}}}{V_m} \Rightarrow V_{\text{HCl}} = C_a.V.V_m \text{ AN : } V_{\text{HCl}} = 0,275 \text{ L}$$

2. Calcul du pH de la solution

$$\text{pH} = -\log C_a \text{ AN : } \text{pH} = 1$$

3.

3.1. Masse de soude nécessaire

$$n = C_b.V = \frac{m}{M} \Rightarrow m = C_b.V.M \text{ AN : } M = 40 \text{ g/mol ; } m = 0,50 \text{ g}$$

3.2. Calcul du pH de la solution

$$n(\text{HO}^-)_i = [\text{HO}^-]_i V_i \text{ AN : } n(\text{HO}^-)_i = 0,1 \times \frac{2}{20} \Rightarrow n(\text{HO}^-)_i = 0,01 \text{ mol/L}$$

$$n(\text{HO}^-)_i = n(\text{H}_3\text{O}^+)_i \Rightarrow \text{solution neutre ; } \underline{pH = 7} \text{ et } \underline{[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-7} \text{ mol/L}}$$

Ajout de trois gouttes d'hydroxyde de sodium

$$n(\text{HO}^-)_i = [\text{HO}^-]_i V_i \text{ AN : } n(\text{HO}^-)_i = 0,1 \times \frac{3}{20} \Rightarrow n(\text{HO}^-)_i = 0,015 \text{ mol/L}$$

$$n(\text{HO}^-)_f = n(\text{HO}^-)_i - n(\text{H}_3\text{O}^+)_i \text{ AN : } n(\text{HO}^-)_f = 0,005 \text{ mol/L}$$

$$[\text{HO}^-]_f = \frac{n(\text{HO}^-)_f}{V_f} \text{ AN } [\text{HO}^-]_f = \frac{0,005}{100 + \frac{1}{20} + \frac{3}{20}} \Rightarrow [\text{HO}^-]_f = 0,04999 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_f = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]_f} \text{ AN : } [\text{H}_3\text{O}^+]_f \simeq 2,0 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_f \text{ AN : } \underline{pH \simeq 12,7}$$

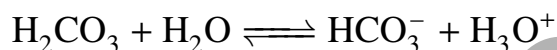
2.2. Les expériences réalisées correspondent au saut de pH, voisinage du point d'équivalence.

Corrigé Exercice 14 : (15 page 182)

1. Principale caractéristique d'une solution tampon : son pH varie peu par dilution, par ajout modéré de base ou d'acide.

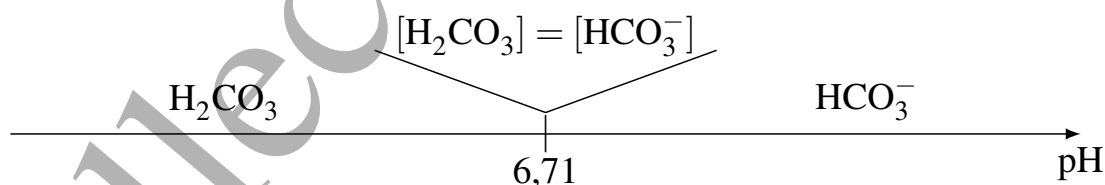
2. Formule chimique de l'ion hydrogénocarbonate : HCO_3^-

3. Équation de la réaction chimique entre l'acide carbonique et l'eau



4. Valeur de pH d'une solution neutre à 37°C : $pH = \frac{1}{2} pK_e \Rightarrow \underline{pH = 6,71}$

5. Diagramme de prédominance du couple $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$



Dans le sang, le pH est 7,4 et la forme qui prédomine est HCO_3^-

6. Valeur de la concentration en ions oxonium et en ions hydroxyde dans le sang lorsque celui-ci a un $pH = 7,4$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-pH} \text{ AN : } [\text{H}_3\text{O}^+] \simeq 4,0 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \text{ AN : } [\text{HO}^-] \simeq 9,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

9.2.2. Vitesse de disparition d'un réactif

- La vitesse moyenne de formation d'un produit pendant la durée $t_2 - t_1$ est donnée par la relation :

$$V_{\text{moy}} = -\frac{n(t_2) - n(t_1)}{t_2 - t_1} \quad (\text{mol.min}^{-1})$$

- La vitesse instantanée de formation d'un produit à l'instant t_1 est égale au coefficient directeur (pente) de la tangente à la courbe au point M d'abscisse t_1 .

$$V(t_1) = -\left(\frac{dn(t)}{dt}\right)_{t=t_1} \quad (\text{mol.min}^{-1})$$

9.3. Facteurs cinétiques

Un facteur cinétique est un paramètre ou une substance qui peut influencer la vitesse d'une réaction.

Exemples : la température, la concentration des réactifs, la surface de contact des réactifs, les catalyseurs.

EVALUATION DES RESSOURCES

A. VÉRIFICATION DES SAVOIRS

Exercice 1 : (1 page 202)

1. Qu'est-ce qu'une réaction rapide ? Qu'est-ce qu'une réaction lente ? Illustrer avec des exemples.
2. Comment peut-on définir la durée d'une réaction et le temps de demi-réaction ?
3. Définir : vitesse de formation d'un corps ; vitesse volumique de disparition d'un corps.
4. Répondre par vrai ou faux.
 - 4.1. Une réaction naturelle est toujours instantanée.
 - 4.2. La vitesse volumique de formation d'un corps est égale à la dérivée de sa concentration par rapport au temps.

Exercice 2 : (1 page 222)

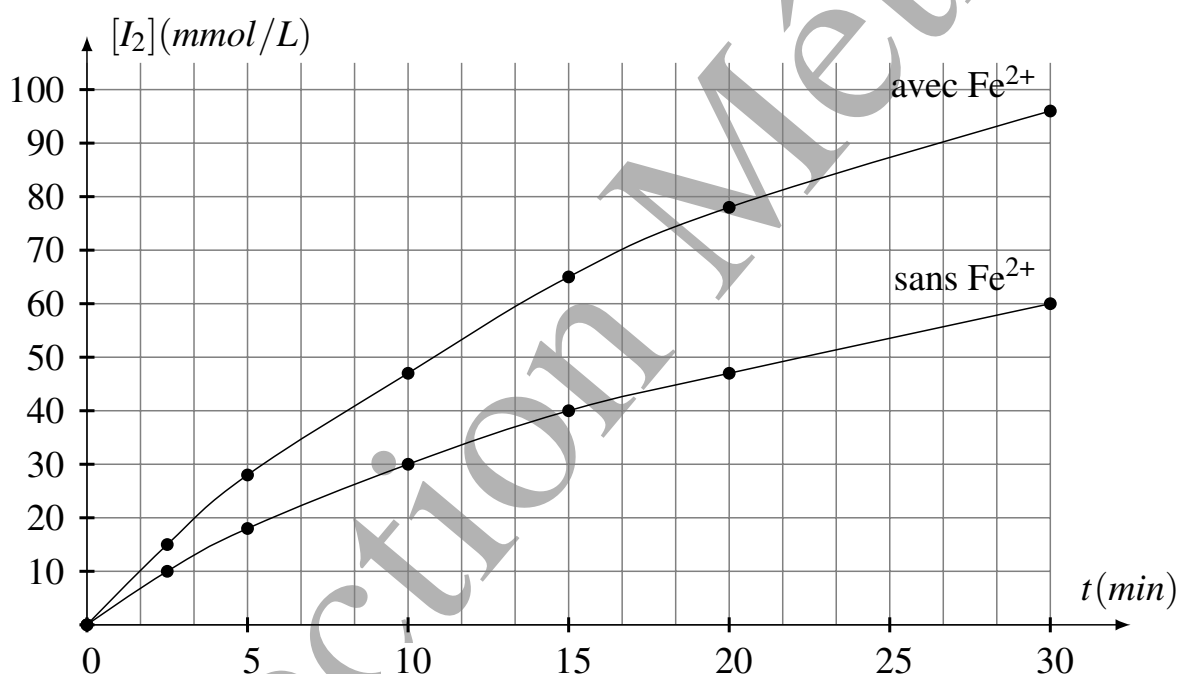
1. Quels sont les facteurs cinétiques ?
2. Comment la température influence-t-elle la réaction chimique ?
3. Comment la concentration initiale d'un réactif influence-t-elle la réaction chimique ?

- 3.4. Déterminer en mol/L , ces valeurs à la date $t = 25 \text{ min}$ sachant qu'à cette date on a $[\text{I}_2]_{25\text{min}} = 3,9 \text{ mmol/L}$.
- 3.5. Calculer la concentration molaire C_f du diiode lorsque la réaction est terminée.

Exercice 6 : (5 page 203)

On étudie la cinétique de la réaction lente des ions iodure sur les ions peroxodisulfate :
 À l'instant $t = 0$, on prépare une solution aqueuse S en mélangeant 100 mL d'une solution à $0,80 \text{ mol/L}$ d'iodure de potassium KI avec 100 mL d'une solution à $0,20 \text{ mol/L}$ de peroxodisulfate d'ammonium $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$.

La température étant maintenue constante, on effectue des prélèvements dans cette solution S et l'on détermine la concentration en diiode formé. On recommence la même expérience en ajoutant quelques gouttes de solution de sulfate de fer(II) dans la solution initiale. Les résultats obtenus permettent de tracer les courbes ci-dessous.



- Rappeler le principe du dosage permettant la détermination de la concentration en diiode.
- Quel est le réactif titrant ? Quelle est l'équation-bilan de la réaction de dosage ? Comment repère-t-on l'équivalence ? Quelle est la relation caractérisant l'équivalence ?
- Chaque prélèvement effectué est immédiatement dilué avec de l'eau glacée avant le dosage. Pourquoi ?
- Calculer les concentrations initiales en ions iodure et en ions peroxodisulfate dans la solution S. Définir, puis déterminer graphiquement, le temps de demi-réaction dans les deux expériences. Conclure quant au rôle des ions Fe^{2+} .
- 4.1. Déterminer la vitesse volumique d'apparition du diiode (en mmol/L/min) à la date $t = 20 \text{ min}$, dans les deux expériences.

$t(\text{min})$	30	60	90	120	180	240
$V_1(\text{L})$	2,5	4,53	5,86	7,37	9,16	10,3
$x(\text{mol})$						
$1 - x(\text{mol})$						
$C_R(\text{mol/L})$						

300	360	420	480	600
11	11,4	11,6	11,8	11,9

- Déterminer, graphiquement, la vitesse de disparition V_2 de H_2O_2 à la date $t = 300 \text{ min}$.
- Théoriquement V_2 est donnée par la relation $V_2 = kC_R$ où K (constante de vitesse de réaction) a pour valeur $1,25 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$. Comparer les deux valeurs et conclure.

CORRIGÉS DES EXERCICES

A. VÉRIFICATION DES SAVOIRS

Corrigé Exercice 1 : (1 page 202)

- Une réaction rapide ou instantanée est une réaction qui semble achevée à l'instant où les réactifs entrent en contact.

Exemple : les réactions de précipitation

Une réaction lente est une réaction dont le déroulement dure de quelques secondes à plusieurs minutes, voire plusieurs dizaines de minutes.

Exemple : les réactions d'hydrolyse.

- La durée d'une réaction est le temps qui s'écoule entre l'instant de mise en contact des réactifs et l'instant où la composition chimique du milieu a cessé d'évoluer.

Le temps de demi-réaction est le temps qui s'écoule entre le début d'une réaction et l'instant où l'avancement a une valeur égale à la moitié de l'avancement final.

- Définition : voir cours

- 4.1. Faux ; 4.2. Vrai

Corrigé Exercice 2 : (1 page 222)

- voir cours
- voir cours
- voir cours

Permanganate : $n_1 = C_1 V_1 = 0,03 \times 0,02 \text{ mol} = 6.10^{-4} \text{ mol}$

$$\frac{n_a}{5} > \frac{n_1}{2}$$

D'après l'équation bilan, $\frac{n_1}{2} = \frac{[\text{Mn}^{2+}] V_T}{2}$

$$\Rightarrow \boxed{[\text{Mn}^{2+}] = \frac{n_1}{V_T}} \quad \text{AN : } [\text{Mn}^{2+}] = 6.10^{-3} \text{ mol/L}$$

2.3. Comparons les vitesses de formation

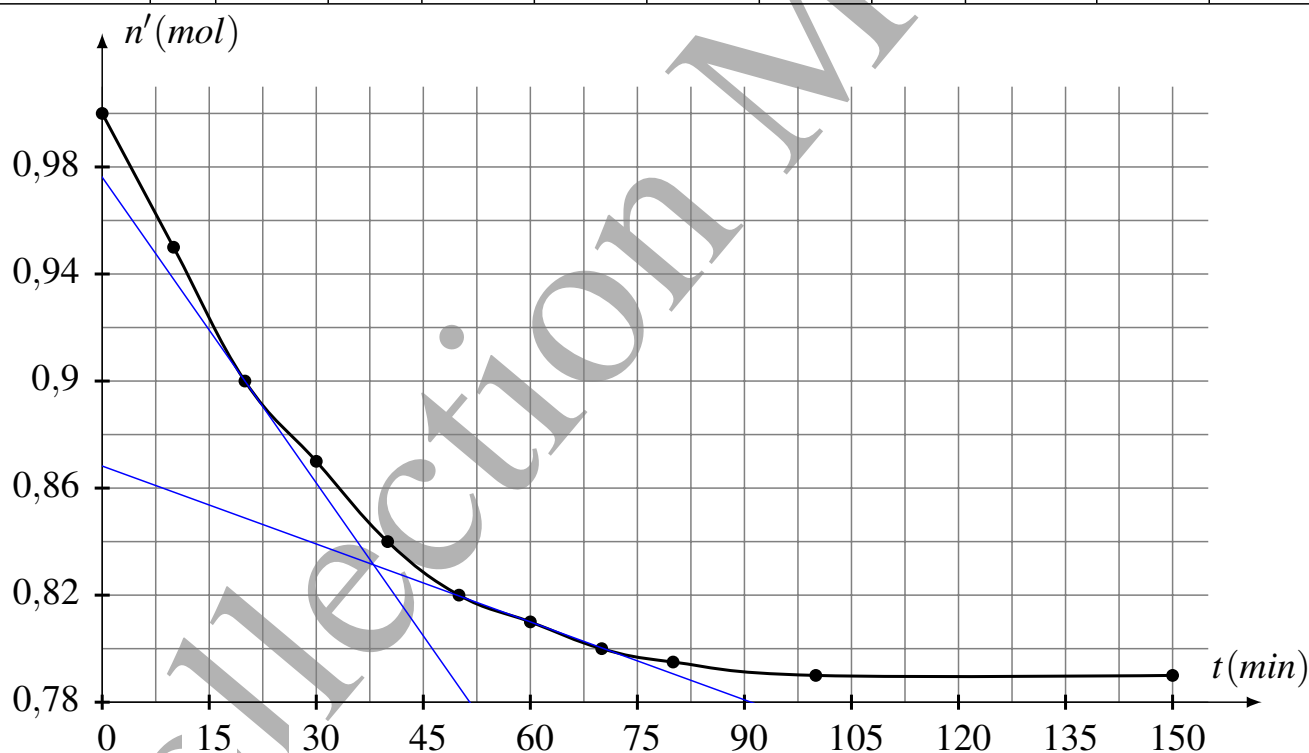
D'après l'équation bilan : $\frac{n_{\text{CO}_2}}{10} = \frac{n_{\text{Mn}^{2+}}}{2} \Rightarrow \frac{d}{dt} n_{\text{CO}_2} = 5 \frac{d}{dt} n_{\text{Mn}^{2+}}$

$\Rightarrow V(\text{CO}_2) = 5V(\text{Mn}^{2+})$, d'où $V(\text{CO}_2) > V(\text{Mn}^{2+})$

Corrigé Exercice 12 : (9 page 205)

1. Tableau et courbe

$t(\text{min})$	0	10	20	30	40	50	60	70	80	100	150
$n'(\text{mol})$	1	0,95	0,9	0,87	0,84	0,82	0,81	0,8	0,795	0,79	0,79



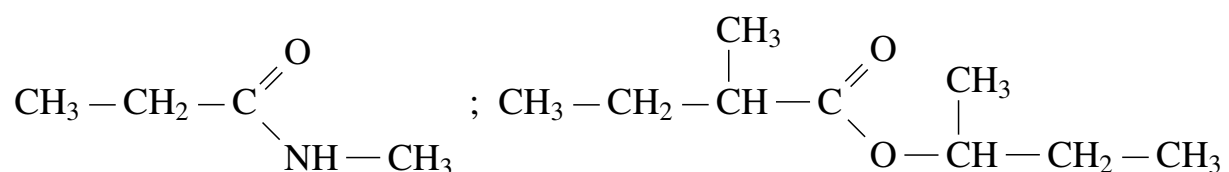
2. Vitesse moyenne de disparition de HI

$$V_m = \frac{n'(100) - n'(0)}{100 - 0} = \frac{0,79 - 1}{100} \Rightarrow \underline{V_m = 2,1.10^{-3} \text{ mol/min}}$$

3. Vitesse instantanée de disparition de HI

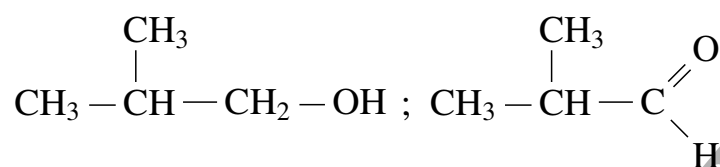
$$V(t_i) = - \left. \frac{d}{dt} n'(t) \right|_{t=t_i} = - \frac{\Delta n'}{\Delta t} \quad \text{AN :}$$

$$V(t_1) = \frac{0,9 - 0,92}{20 - 15} \Rightarrow \underline{V(t_1) = 4.10^{-3} \text{ mol/min}}$$

Exercice 2 : Application des savoirs**1. Formules semi-développées des composés**

i) N-méthylpropanamide

ii) 2-méthylbutanoate de 1-méthylpropyle

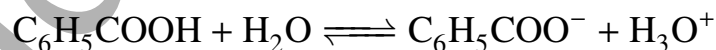
2.**2.1.** Nature des composés : A est un alcool primaire et B est un aldéhyde. [1 pt]**2.2.** Formules semi-développées de A et B

A : 2-méthylpropan-1-ol B : 2-méthylpropanal

3.**3.1.** Montrons que l'acide benzoïque est un acide faible

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ AN : } [\text{H}_3\text{O}^+] \simeq 6,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L};$$

or $C = 10^{-2} \text{ mol/L} > [\text{H}_3\text{O}^+]$, donc cette acide est un acide faible.

3.2. Équation-bilan de sa réaction avec l'eau**3.3.** Expression de sa constante d'acidité K_a

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

Exercice 3 : Utilisation des savoirs : 8 points**1.****1.1.** Courbe $[\text{I}_2] = f(t)$

- 3.3.** Déterminer la vitesse de formation de l'ester obtenu à la date t_1 sachant que celle de disparition de l'acide éthanoïque à la même date est $8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/min}$. [1 pt]
- 3.4.** Représenter l'allure (sans souci d'échelle) de la courbe de formation de la quantité de matière d'ester en fonction du temps. [1 pt]

Exercice 3 : Utilisation des savoirs

On effectue le dosage d'un volume $V_A = 20 \text{ mL}$ d'une solution d'acide lactique de formule $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{COOH}$ (que l'on pourra noter AH) par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) de concentration $C_B = 0,5 \text{ mol/L}$. Les mesures du pH du mélange en fonction du volume de base versée sont données dans le tableau suivant :

$V_B(\text{mL})$	0	2	4	6	8	10	11	11,5	12
pH	2,6	3,2	3,6	3,9	4,2	4,6	5,2	6,3	8

$V_B(\text{mL})$	12,5	13	14	16
pH	10,5	11	11,3	11,6

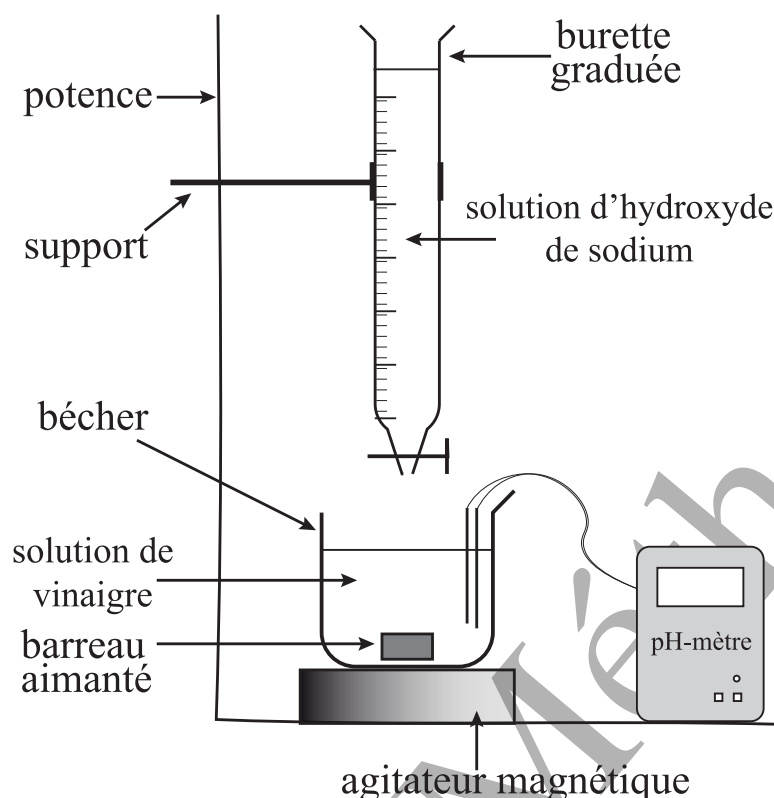
- Tracer sur le papier millimétré de la page 3 sur 3 la courbe donnant les variations [2 pts]
- Échelle : 1 cm pour 1mL et 1cm pour une unité de pH**
- Déterminer à partir de la courbe le volume de base versée V_{BE} à l'équivalence. [2 pts]
 - Déduire la concentration molaire C_A de la solution d'acide lactique. [1 pt]
 - Lorsqu'on a versé un volume $V_B = 4 \text{ mL}$ de solution d'hydroxyde de sodium, lire le pH correspondant puis déterminer les concentrations des ions hydroxyde, hydronium et lactate $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{COO}^-$ ou A^- présents dans le mélange. [3 pts]

PARTIE II : EVALUATION DES COMPÉTENCES (16 POINTS)

Des sachets d'aspirine en poudre portant tous l'étiquette "**aspirine 100 mg**" ont été livrés à un établissement scolaire. Malheureusement le nombre reçu est en deçà de celui attendu. Soucieux et enthousiastes, deux élèves Eric et Viviane, de cet établissement se proposent des défis suivants :

- Défi de Eric : synthétiser 100 g d'aspirine.
- Défi de Viviane : vérifier la masse effective d'aspirine dans un sachet de la livraison.

Schéma du dispositif

**2. Vérification de la conformité du degré du vinaigre** Actions à mener :

- écrire l'équation-bilan support du dosage,
- déterminer graphiquement V_{bE} ,
- déterminer la concentration d'acide contenu dans l'échantillon dosé,
- en déduire le degré du vinaigre ou pourcentage massique d'acide éthanoïque,
- comparer à celui porté sur l'étiquette et conclure.

3. Équation-bilan**4. Valeur de V_{bE} .** Graphiquement $V_{bE} = 26,8 \text{ mL}$ **5. Concentration d'acide contenu dans l'échantillon dosé**

À l'équivalence on a : $n_a = n_{\text{HO}^-} \Rightarrow C_a V_a = C_b V_{bE} \Rightarrow C_a = \frac{C_b V_{bE}}{V_a}$ AN : $C_a = 1,34 \text{ mol/L}$

6. Degré du vinaigre : $d = 6C_a$ AN : $d = 8,04^\circ \simeq 8^\circ$ **7. Conclusion :** l'indication portée sur l'étiquette est conforme.