

IL1PC

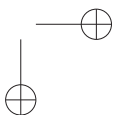
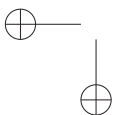


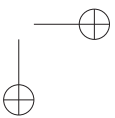
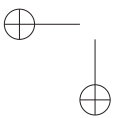
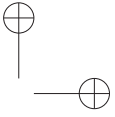
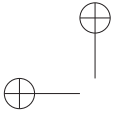
Table des matières

Première partie CHIMIE

Chap 1	Chimie organique	3
	● Cours	3
	● Interros	24
	● Corrigés	39

Première partie

CHIMIE



Chapitre

1

Chimie organique

Plan du chapitre

1. Introduction
2. Structure des entités organiques
3. Synthèse d'espèces chimiques organiques
4. Transferts thermiques, alcanes et alcools

1 Introduction

Ce chapitre couvre les bases de la chimie organique, une branche essentielle de la chimie centrée sur l'étude des composés à base de carbone.

La synthèse des espèces chimiques organiques est ensuite abordée, avec une attention particulière portée sur les mécanismes réactionnels et les méthodes de préparation en laboratoire.

Les transferts thermiques associés aux réactions organiques sont étudiés, en particulier lors d'une combustion des alcanes et des alcools. L'objectif est de relier ces concepts théoriques à des applications pratiques, tout en développant une approche méthodique pour l'étude et la manipulation des composés organiques.

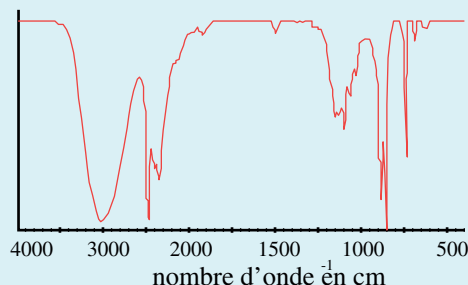
2 Structure des entités organiques

Exercice type 1

Lycée Claude Bernard, Paris

On considère une molécule de formule brute C_2H_6O .

- 1 Écrire les deux molécules isomères possibles en formule semi-développée.
- 2 À l'aide de son spectre infrarouge ci-après, identifier la molécule et la nommer. On s'aidera du tableau de la page 10.



Voir corrigé page 10

Cette section aborde la notion de groupe caractéristique, que l'on nomme aussi « groupe fonctionnel ». Ces groupes déterminent en grande partie les propriétés des molécules organiques. Il présentera la nomenclature permettant d'associer une molécule à son nom, ainsi qu'une technique permettant d'identifier certains groupes caractéristiques de chimie organique.

2.1 Structure des molécules organiques

2.1.1 - Les alcanes

2.1.1.1 - Formule et présentation

Définition 1

Un *alcane* est un *hydrocarbure* (molécule formée exclusivement de carbone et d'hydrogène) dans lequel toutes les liaisons sont simples.

Définition 2

La *formule brute* d'une molécule est une formule qui donne la composition de la molécule mais pas la disposition des atomes dans la molécule. Par exemple :

- Les *alcanes linéaires* non cycliques ont pour formule brute :



- Les *alcanes cycliques* (molécules refermées sur elles-mêmes) ont pour formule brute :

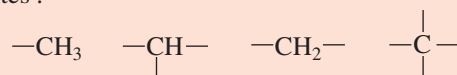


Définition 3

La *formule semi-développée* d'un alcane fait apparaître tous ses atomes (C et H), toutes les liaisons C-C, mais pas les liaisons C-H.

À RETENIR

Dans les formules semi-développées d'alcane, on ne peut rencontrer que les structures suivantes :

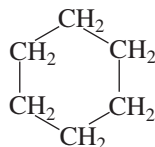


Définition 4

Un *alcane cyclique* est un alcane dont la molécule est refermée sur elle-même.

CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

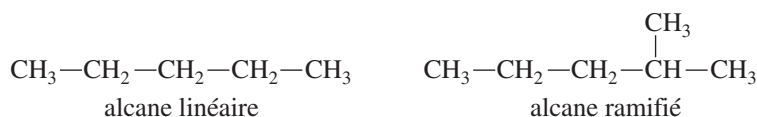
Par exemple, les formules semi-développée du cyclohexane (C_6H_{12}) s'écrivent :



Un alcane peut présenter une chaîne carbonée sur laquelle viennent se lier des substituants :



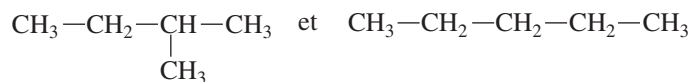
Un atome d'hydrogène de la chaîne carbonée principale est alors remplacé par ce substituant. Par exemple :



Définition 5

Deux molécules sont *isomères* si elles sont différentes, mais ont la même formule brute.

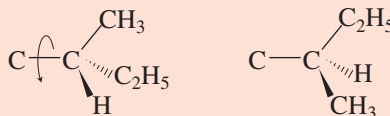
Par exemple, les molécules :



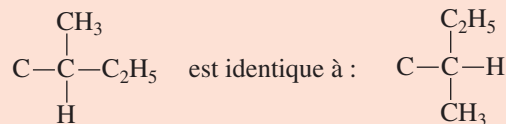
sont isomères car elles ont la même formule brute (C_5H_{12}) mais sont différentes.

⚠ ATTENTION

La libre rotation des atomes de carbone autour de la liaison C-C :



permet de présenter une même molécule sous des formes différentes :



COURS

INTERROS

CORRIGÉS

Pour distinguer les molécules différentes ou identiques, il suffit d'appliquer la règle suivante :

- deux molécules d'alcane sont différentes s'il faut rompre des liaisons pour passer de l'une à l'autre ;
- deux molécules d'alcane sont identiques si elles s'obtiennent par simple déplacement des liaisons autour d'un atome de carbone.

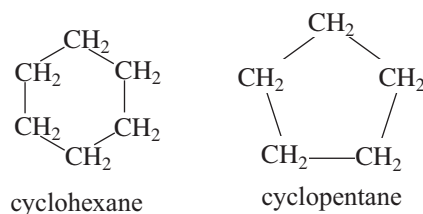
2.1.1.2 - Nomenclature

Les alcanes linéaires possèdent leurs propres noms. Il faut au moins connaître les noms des huit premiers alcanes :

CH ₄	méthane	(CH ₄)
CH ₃ -CH ₃	éthane	(C ₂ H ₆)
CH ₃ -CH ₂ -CH ₃	propane	(C ₃ H ₈)
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	butane	(C ₄ H ₁₀)
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	pentane	(C ₅ H ₁₂)
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	hexane	(C ₆ H ₁₄)
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	heptane	(C ₇ H ₁₆)
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	octane	(C ₈ H ₁₈)

Remarque : pour nommer un alcane cyclique contenant n atomes de carbone, on ajoute le préfixe *cyclo* au nom de l'alcane linéaire de même longueur.

Par exemple :



Un alcane peut être ramifié par des substituants, dont il faut au moins connaître les noms des trois premiers.

-CH ₃	méthyl	(-CH ₃)
-CH ₂ -CH ₃	éthyl	(-C ₂ H ₅)
-CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	propyl	(-C ₃ H ₇)

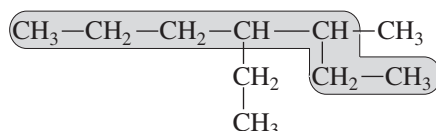
Comment nommer une molécule ?

Supposons connue la formule semi-développée d'une molécule, dont le nom peut être trouvé en appliquant les étapes de la page suivante.

CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

- 1 Rechercher la chaîne carbonée la plus longue (appelée *chaîne principale*) et nommer l'alcane linéaire correspondant.

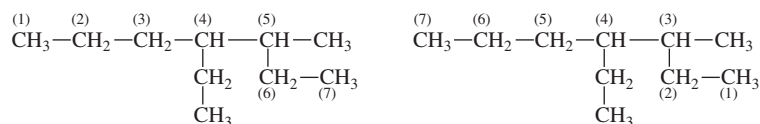
Par exemple, la chaîne principale de la molécule :



contient 7 atomes de carbone ; c'est un heptane.

- 2 Repérer les substituants et les nommer (par exemple méthyl : $-\text{CH}_3$ et éthyl : $-\text{C}_2\text{H}_5$ dans la molécule précédente).

- 3 Numérotter les atomes de carbone de la chaîne principale ; selon l'extrémité de départ, il existe deux numérotations :



- 4 Devant le nom de chaque substituant, écrire le numéro de l'atome de la chaîne principale auquel il est lié ; il peut y avoir deux séquences :

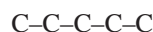
4-éthyl-5-méthyl ou 3-méthyl-4-éthyl

Additionner les nombres ainsi obtenus ($4 + 5 = 9$ et $3 + 4 = 7$). Retenir la séquence correspondant à la somme la plus petite (3-méthyl-4-éthyl) et la faire suivre du nom de la chaîne principale ; les substituants sont, en outre, classés par ordre alphabétique croissant. Par exemple :

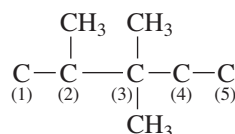
4-éthyl-3-méthylheptane

Comment représenter une molécule de nom connu ?

- 1 Représenter la chaîne principale (sans les liaisons C-H) indiquée dans le nom de l'alcane. Par exemple, dans la molécule 2,3,3-triméthylpentane, la chaîne principale comporte 5 atomes de carbone (c'est un pentane) :



- 2 Numérotter les atomes de carbone ainsi représentés (peu importe l'extrémité choisie pour démarrer cette numérotation) et placer les substituants correspondants (par exemple des groupes méthyl aux atomes de carbone n° 2, 3 et 3 représenté sur la figure suivante).



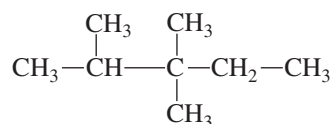
- 3 Compléter la tétravalence des atomes de carbone à l'aide des liaisons C-H (seules les structures fournies dans le rappel méthodologique de la page 4 peuvent apparaître dans la molécule).

COURS

INTERROS

CORRIGÉS

Par exemple :



2.1.2 - Groupes caractéristiques et familles fonctionnelles

Les différents types de molécules correspondent à différentes familles de molécules organiques. La partie commune à chaque famille est appelée « Groupe caractéristique ». C'est le groupe caractéristique d'une molécule organique qui va déterminer ses propriétés et sa réactivité.

Nous donnons ci-dessous le tableau des groupes caractéristiques qu'il est indispensable de connaître en classe de première et les familles chimiques auxquelles ils correspondent.

Groupe caractéristique	Nom du groupe	Nom de la famille	Suffixe
—OH	hydroxyle	alcools	-ol
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{—C—H} \end{array}$	carbonyle	aldéhydes	-al
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{—C—} \end{array}$	carbonyle	cétones	-one
$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{—C=O—H} \end{array}$	carboxyle	acides carboxyliques	acide ... -oïque

Remarque : l'atome de carbone du groupe caractéristique porte le numéro 1 dans le cas de l'acide carboxylique et de l'aldéhyde.

Notons qu'il est indispensable de savoir nommer des molécules simples possédant un seul groupe caractéristique.

2.2 Identification par spectroscopie infrarouge

2.2.1 - Nombre d'onde

On appelle nombre d'onde l'inverse de la longueur d'onde. Il correspond ainsi au nombre de longueurs d'onde (nombre de crêtes ou creux) par unité de longueur.

En spectroscopie infrarouge on a coutume de noter ν le nombre d'onde. Pour ne pas le confondre avec la fréquence, le nombre d'onde sera noté σ et exprimé en cm^{-1} .

Notons qu'en toute rigueur cette notion n'est pas au programme, mais la plupart des lycées proposent des exercices dans lesquels figure le nombre d'onde en abscisse des spectres infrarouges.

Exemple : Calculons le nombre d'onde correspondant à une longueur d'onde $\lambda = 900 \text{ nm}$ (située dans l'infrarouge proche). On a :

$$\sigma = \frac{1}{900 \times 10^{-9}} = 1,11 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}.$$

On convertit cette valeur en cm^{-1} en remarquant qu'il y a cent fois moins de longueur d'onde dans un centimètre que dans un mètre :

$$\sigma = 1,11 \cdot 10^4 \text{ cm}^{-1}.$$

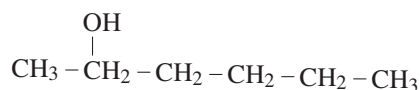
Remarque : entre nombre d'onde σ et fréquence (notée f ici pour éviter toute confusion) on remarque que l'on a la relation :

$$f = c\sigma.$$

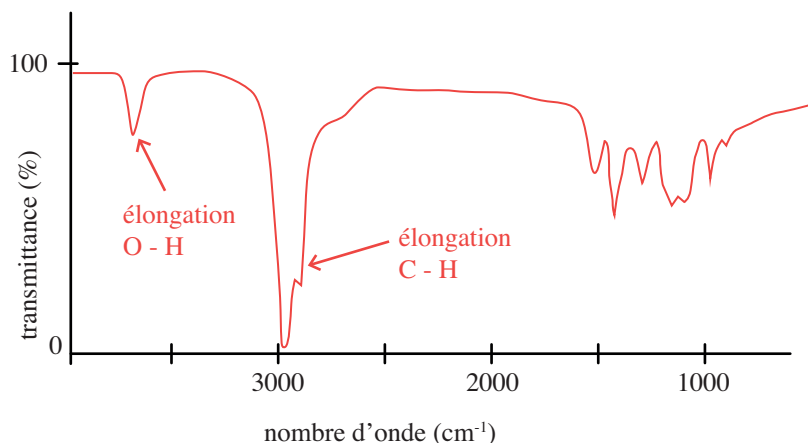
La fréquence et le nombre d'onde ne diffèrent donc que d'une constante (la célérité de la lumière).

2.2.2 - Lecture d'un spectre infrarouge

On considère la molécule d'hexan-2-ol, ayant respectivement pour formule semi-développée :



On représente sur la figure page suivante le spectre infrarouge de cette molécule. On y voit apparaître des pics qui indiquent que la transmittance est bien plus faible pour certaines valeurs de σ . Ces pics correspondent donc à une absorbance plus forte. Les photons de cette énergie ont été absorbés car ils permettent des modes de vibration de liaisons bien particulières.



On remarque que le sens de l'abscisse a été inversé sur ce graphe (elle croît vers la gauche, ce qui signifie que l'énergie des photons croît vers la gauche). On y voit deux bandes autour des nombres d'onde $\sigma \approx 2\,900 - 3\,000\text{ cm}^{-1}$ et $\sigma \approx 3\,600 - 3\,700\text{ cm}^{-1}$. La première bande est caractéristique de la fréquence de vibration en élongation de la liaison C–H, alors que la seconde est caractéristique de la fréquence de vibration en élongation de la liaison O–H. De manière peu surprenante, la bande des liaisons C–H est nettement plus marquée, puisqu'une molécule d'hexan-2-ol comporte 14 liaisons C–H pour une liaison O–H.

En général, le spectre infrarouge de composés organiques fait apparaître des bandes à des nombres d'onde caractéristiques des groupes présents dans le composé. On indique dans le tableau ci-après les domaines de fréquence de vibration en élongation des liaisons les plus courantes.

Le tableau page suivante, qui n'est pas à connaître par cœur, permet d'identifier les liaisons présentes dans les différents groupements caractéristiques.

Ainsi que l'on peut le voir dans ce tableau, les nombres d'onde sont tous supérieurs à une limite basse d'environ $1\,500\text{ cm}^{-1}$. Au-dessous de cette valeur, les spectres infrarouges des composés organiques présentent une allure beaucoup plus complexe, avec de nombreuses bandes plus étroites, qui résultent de vibrations de déformations (en général moins « énergétiques ») que les vibrations en élongation, et de vibrations en élongation entre atomes massifs (C–C, C–O).

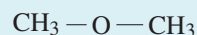
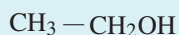
On a coutume de dire que la région du spectre $\sigma > 1\,500\text{ cm}^{-1}$ constitue le domaine des groupes fonctionnels, bien séparés et identifiables, tandis que la région de plus basse énergie constitue le domaine des « empreintes digitales », plus difficilement interprétables mais caractéristique d'un composé donné.

Type de composé	Liaison	Nombre d'onde (cm^{-1})
alcane	C–H	2 800 – 3 100
alcools	O–H	3 500 – 3 700 (libre)
alcools	O–H	3 200 – 3 500 (liaisons hydrogène)
acides carb., aldéhydes, cétones	C=O	1 700 – 1 730

➔ Solution de l'exercice type 1

Lycée Claude Bernard, Paris

- 1 Les deux formules semi-développées possibles sont :



- 2 Nous voyons sur le tableau de la page 10 que la liaison O–H donne une bande large vers $3\,200 - 3\,700\text{ cm}^{-1}$, que l'on retrouve sur le spectre du composé. La molécule correspond donc à celle contenant une liaison O–H, c'est-à-dire la première molécule donnée à la réponse précédente. Il s'agit de l'éthanol.

Voir énoncé page 3

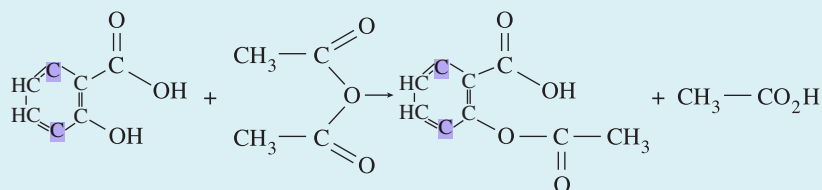
3 Synthèse d'espèces chimiques organiques

Exercice type 2

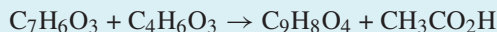
D'après baccalauréat S 2003 (Amérique du Sud)

On prépare de l'aspirine (de formule $C_9H_8O_4$) en faisant réagir de l'acide salicylique (de formule $C_7H_6O_3$) sur de l'anhydride éthanoïque (de formule $C_4H_6O_3$). Dans un ballon bien sec, on introduit 20,0 g d'acide salicylique, 24,0 mL d'anhydride éthanoïque mesurés à l'éprouvette graduée et quelques gouttes d'acide sulfurique concentré. On réalise un montage de chauffage à reflux et on chauffe le mélange réactionnel au bain-marie à 60°C pendant une vingtaine de minutes.

Après 20 minutes de chauffage, on sort le ballon du bain-marie sans couper la circulation d'eau puis on introduit par le haut du réfrigérant 20 mL d'eau distillée destinés à hydrolyser l'excès d'anhydride acétique puis, quand l'ébullition cesse, 50 mL d'eau distillée glacée. Les cristaux d'aspirine précipitent dans le ballon. Après séparation des cristaux, on mesure la masse expérimentale d'aspirine obtenue : $m_{\text{exp}} = 21,5 \text{ g}$. L'équation de la réaction modélisant cette transformation est indiquée page suivante.



ou encore, avec les formules brutes :



- 1 Expliquer en quoi consiste un montage à reflux en précisant l'utilité de ce dispositif.
- 2 En quoi le fait que l'eau ajoutée soit glacée est-il important ?
- 3 Quelle technique peut être utilisée pour séparer les cristaux formés ?
- 4 Calculer la masse théorique m_{th} d'aspirine que l'on peut obtenir en considérant cette transformation comme totale.
- 5 Quel est le rendement de cette synthèse ?
- 6 Quelle technique permet de vérifier la pureté de l'aspirine ainsi synthétisée ?

Données :

- $M(\text{C}) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Masse volumique de l'anhydride éthanoïque : $\rho = 1,08 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

Voir corrigé page 17

COURS

INTERROS

CORRIGÉS

L'objectif de cette section est de mettre en évidence les différentes étapes d'une synthèse organique ainsi que de présenter les différentes stratégies pour isoler un des produits de la manière la plus efficace possible. Il aborde également une notion très importante : la notion de rendement d'une synthèse.

3.1 La synthèse des produits

La synthèse de substances chimiques n'est pas toujours évidente. Un protocole expérimental permet donc d'explicitier les différentes étapes indispensables pour synthétiser la substance dans de bonnes conditions. Le protocole doit décrire, dans l'ordre chronologique, l'ensemble des étapes à réaliser pour créer la nouvelle substance chimique, puis pour l'isoler du mélange initial, et enfin la purifier afin de n'obtenir dans l'état final, que la molécule souhaitée. C'est seulement à l'issue de cette dernière étape qu'il sera possible de déterminer le rendement de la synthèse, qui sera un indicateur de l'efficacité de la technique mise en œuvre.

3.1.1 - Les différents composés du milieu réactionnel

Une synthèse organique met en jeu les différents composés suivants :

- Les réactifs, qui sont les composés qui rentrent dans l'équation-bilan de la réaction. Dans certains cas, l'un des réactifs correspond à une molécule beaucoup plus massive que les autres. On parle de substrat.
- Le solvant : c'est une espèce chimique qui dissout les réactifs et leur permet d'être en contact. Il n'intervient pas dans le bilan de la réaction.
- Fréquemment, un catalyseur : c'est une espèce chimique n'intervenant pas dans l'équation bilan de la réaction, mais dont la présence accélère la réaction.

Enfin, dès que la réaction commence, les produits de celle-ci apparaissent dans le milieu réactionnel.

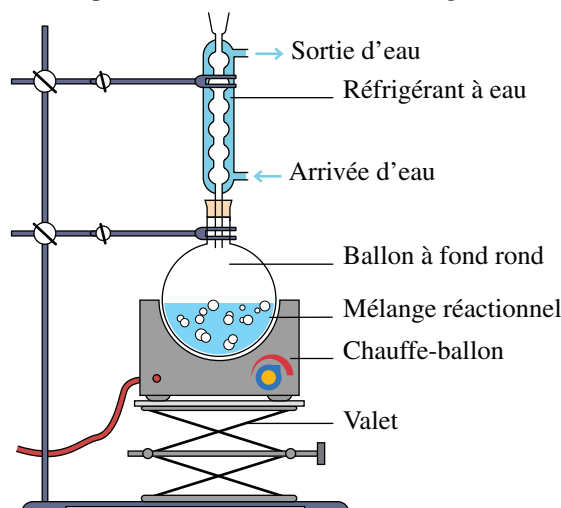
3.1.2 - Le chauffage à reflux

Pour que la réaction chimique puisse avoir lieu, (ou se fasse plus rapidement) il est souvent nécessaire de chauffer le milieu réactionnel. On place ainsi le mélange à chauffer dans un ballon que l'on chauffe grâce à un chauffe-ballon.

Pour éviter la perte de matière par évaporation lors du chauffage, on utilise généralement un réfrigérant. Il s'agit d'un long tube en verre que l'on place au dessus du ballon. L'air autour du tube étant moins chaud que les vapeurs, celles-ci vont se liquéfier sur les parois du tube puis retomber dans le ballon. On parle alors de réfrigérant à air.

Si les températures d'ébullition sont largement dépassées dans le ballon, il est alors nécessaire de refroidir davantage pour que les vapeurs puissent se liquéfier.

On utilise alors un réfrigérant à eau : un premier tube dans lequel les vapeurs circulent est entouré d'un second tube dans lequel on fait circuler de l'eau froide afin d'augmenter la capacité de refroidissement du réfrigérant.



3.2 Les techniques d'extraction et de purification

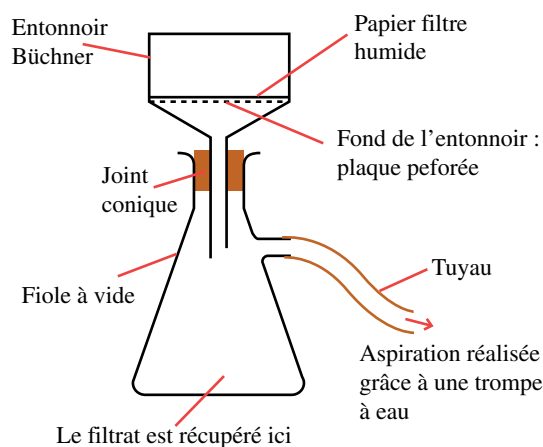
Une fois synthétisé, il faut arriver à isoler le produit souhaité du milieu réactionnel.

S'il est minoritaire par rapport aux autres substances présentes, on parle d'extraction. En revanche, s'il est largement majoritaire, et qu'il ne s'agit plus que d'éliminer les impuretés restantes, on parle de purification.

Dans les deux cas, il s'agit donc de mettre en œuvre une technique de séparation de deux (ou plusieurs) substances.

3.2.1 - Filtration

Si l'une des substances à séparer est solide et l'autre liquide, la séparation pourra se faire grâce à une filtration simple ou une filtration sous vide. Cette dernière est réalisée grâce à un entonnoir de type « Büchner » placé sur une fiole à vide. Une aspiration est créée grâce à une pompe ou à une trompe à eau afin de réaliser une filtration plus rapide et efficace qu'une filtration simple.



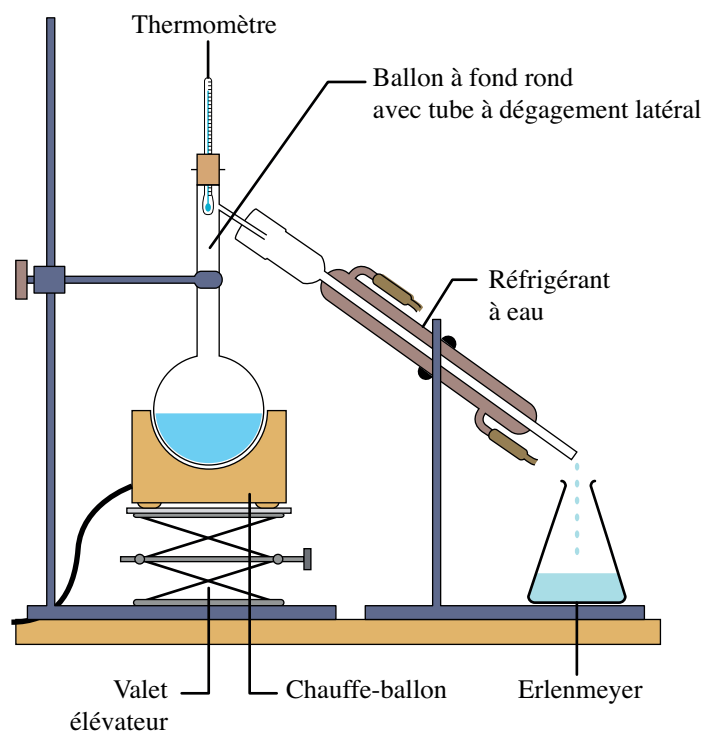
COURS

INTERROS

CORRIGÉS

3.2.2 - La distillation

Si les deux espèces sont à l'état liquide, on peut réaliser une distillation fractionnée. Cette technique utilise le fait que les liquides d'un mélange ont des températures d'ébullition différentes. Dans une colonne de distillation, on a ainsi une série de plateaux à différentes hauteurs, sur lesquels se condensent les liquides du mélange initial. Au fur et à mesure que l'on s'élève dans la colonne, on trouve des composés de plus en plus volatils. En l'absence d'azéotrope, on retrouve le composé le plus volatil en tête de colonne (un azéotrope est un mélange de liquides qui bout à température fixe, tout en gardant une composition constante ; on ne peut donc pas séparer ses constituants par distillation).

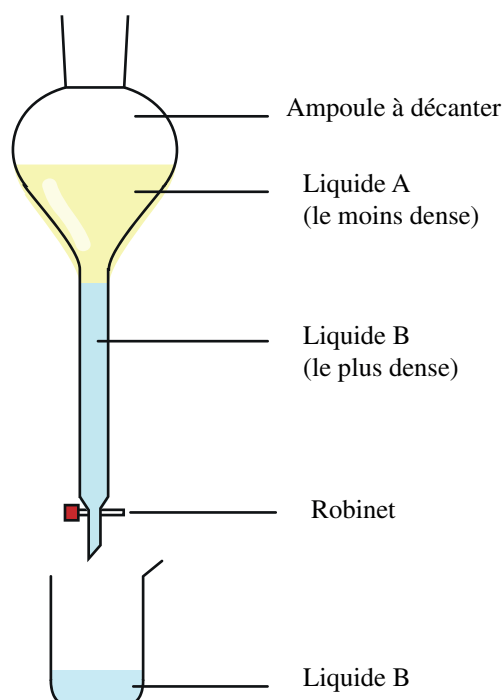


Remarquons que s'il s'agit d'impuretés dissoutes dans un liquide, la distillation simple (figure ci-dessus) permettra de purifier le liquide qui se vaporisera en laissant les impuretés au fond du ballon.

3.2.3 - L'extraction par solvant

Si l'une des substances est dissoute dans l'autre, il est possible d'utiliser la technique de l'extraction par solvant (également appelée extraction liquide-liquide). Le principe est d'ajouter au mélange initial un liquide non miscible dans lequel la substance à extraire est bien plus soluble que dans le solvant initial.

On récupère ensuite ce solvant extracteur grâce à une ampoule à décanter : après avoir laissé le mélange au repos un certain temps, il se crée deux phases : la plus dense en bas et la moins dense en haut.



Remarque : le bouchon est retiré lors de la décantation dans une ampoule à décanter afin de faciliter la séparation des deux phases.

Une fois la phase utile récupérée, il reste à évacuer le solvant extracteur (généralement par évaporation) afin de recueillir le produit souhaité.

3.2.4 - La cristallisation

Si l'une des substances est dissoute dans l'autre, il est parfois possible d'utiliser une autre technique : La cristallisation. Cela consiste à jouer sur un paramètre du milieu réactionnel pour diminuer la solubilité du produit que l'on souhaite extraire. Les deux principaux paramètres sont :

- la température : la solubilité d'un produit diminue généralement lorsque la température diminue ;
- l'acidité du milieu : la modification de l'acidité du milieu (par ajout d'un acide ou d'une base convenablement choisie) peut favoriser la précipitation de l'espèce à isoler.

On est alors ramené à une séparation solide-liquide qui peut être réalisée avec une filtration classique ou sous vide (grâce à un filtre Büchner).

COURS

INTERROS

CORRIGÉS

3.2.5 - La recristallisation

Surtout utilisée en temps que purification, la recristallisation va permettre d'éliminer des impuretés qui auraient été piégées lors de la cristallisation du produit à isoler. On chauffe le milieu réactionnel pour dissoudre le mélange « solide + impuretés », puis on refroidit à nouveau le mélange afin d'obtenir une recristallisation. Si les impuretés sont davantage solubles à froid que le solide à isoler, la méthode sera particulièrement efficace. Il suffira de filtrer pour récupérer le solide ainsi purifié.

3.3 Identification des produits

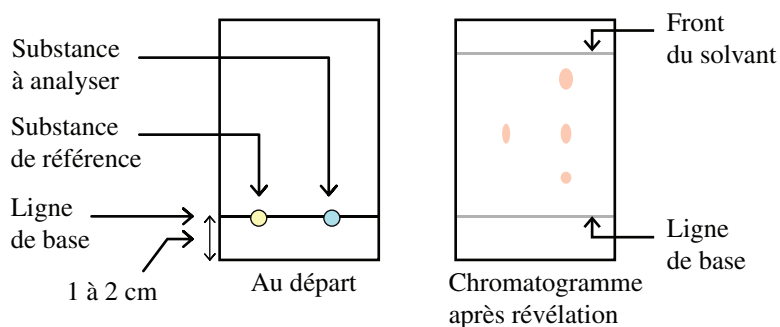
Une fois le produit synthétisé, plusieurs techniques permettent de l'identifier ainsi que de vérifier sa pureté.

3.3.1 - Par mesure d'une propriété physico-chimique

Il est possible d'identifier un solide grâce à sa température de fusion. On utilise pour cela un banc Kofler. Si le produit n'est pas pur, cela aura une influence sur la température de fusion du solide.

3.3.2 - Par chromatographie

Dans les techniques de chromatographie, les composés sont entraînés par une phase mobile (éluant) qui se déplace par rapport à une surface fixe. Chaque composé est entraîné à une vitesse différente, ce qui permet, après migration, de les séparer les uns des autres. On peut ainsi comparer le produit à une substance de référence afin de l'identifier et de vérifier leur pureté.



Par exemple, le chromatogramme ci-dessus permet de voir que l'on a bien synthétisé le produit correspondant à la substance de référence (il existe une tache au bon niveau) mais que cette substance n'est pas pure (il apparaît plus de taches que pour la référence).

3.3.3 - Par analyse spectrale

Il est également possible d'identifier les substances présentes dans l'état final par des analyses spectrales. Les spectroscopies visible et infrarouge ont été présentées dans les paragraphes précédents. Notons qu'il existe d'autres types de spectroscopie qui ne sont pas au programme de la classe de première : la spectroscopie par résonance magnétique nucléaire (RMN) ou la spectrométrie de masse par exemple.

3.4 Rendement d'une synthèse

On définit le rendement r d'une réaction comme la fraction de la masse de produit réellement obtenue par la masse de produit théorique :

$$r = \frac{\text{masse de produit obtenue}}{\text{masse de produit théorique}}$$

Le rendement permet de quantifier l'efficacité de la technique de synthèse mise en œuvre. Sa valeur ne peut jamais être supérieure à 1 (de par sa définition).

⚠ ATTENTION

Le rendement est souvent exprimé à l'aide d'un pourcentage. Il est alors normal d'avoir un chiffre supérieur à 1 !

➡ Solution de l'exercice type 2

D'après baccalauréat S 2003 (Amérique du Sud)

- 1 Le chauffage permet d'accélérer la réaction tandis que le reflux permet d'éviter une perte de matière par vaporisation.
- 2 L'eau glacée va diminuer la température du mélange, ce qui aura pour conséquence de diminuer la solubilité de l'aspirine. Cela favorisera donc la cristallisation.
- 3 Il est possible de séparer les cristaux formés de la phase liquide par filtration ou par filtration sous pression réduite (avec une fiole à vide et un Büchner).
- 4 On évalue les quantités de matière des réactifs mises en jeu, puis on dresse un tableau d'avancement. Au préalable, il nous faut calculer les masses molaires des réactifs et produits, donc établir leur formule brute. Celle de l'acide salicylique est $C_7H_6O_3$, donc sa masse molaire est :

$$M_{ac} = 7 \times 12 + 6 + 3 \times 16 = 138 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Celle de l'anhydride éthanóique est $C_4H_6O_3$, et sa masse molaire est : $M_{an} = 102 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Enfin, celle du produit qui nous intéresse, l'acide acétylsalicylique (aspirine) est $C_9H_8O_4$, aussi sa masse molaire est : $M_{as} = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

COURS

INTERROS

CORRIGÉS

➔ Solution de l'exercice type 2 (suite)

D'après baccalauréat S 2003 (Amérique du Sud)

Pour évaluer la masse m_{an} d'anhydride éthanoïque introduite, il nous faut utiliser la relation :

$$m_{\text{an}} = \rho v = 1,08 \times 24,0 = 25,9 \text{ g},$$

où v est le volume d'anhydride éthanoïque introduit. On en déduit la quantité de matière correspondante :

$$n_{\text{an}} = \frac{m_{\text{an}}}{M_{\text{an}}} = \frac{25,9}{102} = 0,254 \text{ mol}.$$

La quantité de matière initiale en acide salicylique est :

$$n_{\text{ac}} = \frac{m_{\text{ac}}}{M_{\text{ac}}} = \frac{20}{138} = 0,145 \text{ mol}.$$

On peut donc dresser le tableau d'avancement suivant, où l'avancement est en moles :

Instant	$\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$	+	$\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$	→	$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$	+	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$
Initial	0,145		0,254		0		0
Interm.	$0,145 - x$		$0,254 - x$		x		x
Final	0		0,109		0,145		0,145

On lit sur ce tableau que l'anhydride éthanoïque est en excès. Le réactif limitant est donc l'acide salicylique, et l'avancement maximal est $x_{\text{max}} = 0,145 \text{ mol}$. On peut théoriquement obtenir 0,145 mol d'aspirine, qui représentent une masse :

$$m_{\text{th}} = 0,145 \times 180 = 26,1 \text{ g}.$$

5 Le rendement de la réaction est donc :

$$r = \frac{m_{\text{exp}}}{m_{\text{th}}} = \frac{21,5}{26,1} \approx 82 \text{ \%}.$$

6 Il est possible de vérifier la pureté de l'aspirine synthétisée grâce à une chromatographie sur couche mince (CCM).

Voir énoncé page 11

4 Transferts thermiques, alcanes et alcools

Exercice type 3

Lycée Colbert, Lorient

On chauffe 200 mL de bouillon, contenu dans une casserole, en brûlant du gaz butane. Dans cet exercice, on se propose d'évaluer la quantité de butane consommée par le cuisinier étourdi qui a laissé évaporer tout le bouillon.

CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

Exercice type 3 (suite)

Lycée Colbert, Lorient

- 1 Donner la formule développée de la molécule de butane. Préciser la nature des liaisons et leur nombre.
- 2 Définir l'énergie moyenne d'une liaison C-H et la chaleur molaire de dissociation de la molécule de butane.
- 3 Écrire l'équation-bilan de la combustion complète du butane dans le dioxygène.
- 4 Définir, puis calculer, la chaleur molaire de combustion Q_0 du butane, l'eau étant obtenue à l'état gazeux.

Données :

- quelques énergies de liaison :

$$\begin{array}{l|l} E_{\text{H-H}} = 436 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} & E_{\text{O-H}} = 463 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ E_{\text{O=O}} = 498 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} & E_{\text{C=O}} = 803 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ E_{\text{C-C}} = 344 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} & E_{\text{C=C}} = 615 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ E_{\text{C-H}} = 415 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} & \end{array}$$

Voir corrigé page 22

Cette section a pour but d'expliquer comment l'énergie stockée dans la matière organique peut être libérée afin d'être convertie en une autre forme d'énergie (en particulier en chaleur).

4.1 Transferts thermiques

4.2 Combustion des alcanes et des alcools

4.2.1 - Réaction de combustion

Définition 6

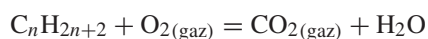
La combustion complète d'un alcane ou d'un alcool est sa réaction vive avec $\text{O}_{2(\text{gaz})}$, pour donner $\text{CO}_{2(\text{gaz})}$ et H_2O (l'eau pouvant se présenter à l'état gazeux ou à l'état liquide).

Dans la suite nous ne traiterons que de combustions complètes.

4.2.1.1 - Équation de combustion des alcanes

Pour équilibrer l'équation de combustion d'un alcane (linéaire) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, il suffit :

- d'écrire qu'il s'agit d'une réaction avec le dioxygène qui produit CO_2 et H_2O :

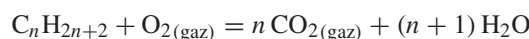


COURS

INTERROS

CORRIGÉS

- d'équilibrer les éléments hydrogène et carbone directement à droite de l'équation :



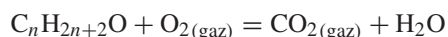
- d'équilibrer ensuite les $n \times 2 + (n+1) = 3n+1$ atomes d'oxygène du membre de droite avec les molécules $\text{O}_{2(\text{gaz})}$ du membre de gauche :



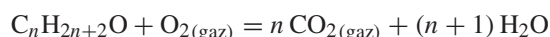
4.2.1.2 - Équation de combustion des alcools

De même, pour équilibrer l'équation-bilan de combustion d'un alcool (linéaire) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$, il suffit :

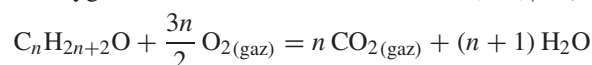
- d'écrire la nature de la réaction : action du dioxygène sur l'alcool pour produire H_2O et CO_2 :



- d'équilibrer les éléments carbone et hydrogène en agissant directement sur le membre de droite :



- d'équilibrer les $2n + (n+1) = 3n+1$ atomes d'oxygène du membre de droite en agissant sur la quantité de O_2 du membre de gauche (attention à ne pas oublier qu'un atome d'oxygène est contenu dans la molécule $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$) :



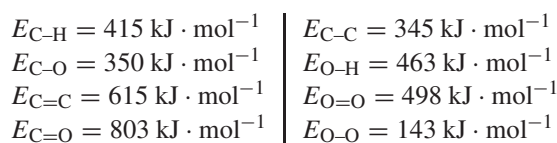
4.2.2 - Énergie libérée

4.2.2.1 - Chaleur de combustion

Définition 7

L'énergie de liaison $E_{\text{A-B}}$ est l'énergie qu'il faut fournir à des molécules gazeuses pour rompre une mole de leurs liaisons A-B.

Les principales énergies de liaisons sont connues (et seront rappelées au cours des exercices) :



⚠ ATTENTION

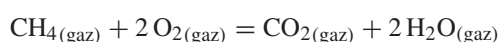
Il sera toujours nécessaire d'écrire la formule développée complète d'une molécule pour identifier toutes les liaisons. Par exemple, l'énergie d'une double liaison $\text{O}=\text{O}$ vaut ni $E_{\text{O-O}}$ ni $2 E_{\text{O-O}}$!

Définition 8

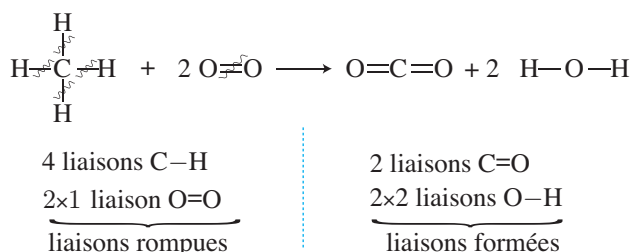
La *chaleur de combustion* d'un alcane ou d'un alcool est l'énergie Q_{comb} qu'il faut fournir à une mole d'alcane ou d'alcool pour effectuer sa transformation complète en $\text{CO}_2(\text{gaz})$ et H_2O .

Pour calculer Q_{comb} , lorsque tous les produits et réactifs sont gazeux, il faut :

- écrire l'équation-bilan équilibrée de la réaction de combustion, dans laquelle le coefficient stœchiométrique de l'alcane ou de l'alcool vaut 1. Par exemple, pour la combustion du méthane :



- écrire les formules développées des produits et réactifs pour recenser les liaisons qui se rompent et celles qui se forment. Par exemple :



- appliquer la relation :

$$Q_{\text{comb}} = \sum E_{\text{liaisons rompues}} - \sum E_{\text{liaisons formées}} \quad (2)$$

Par exemple :

$$Q_{\text{comb}}(\text{CH}_4) = (4E_{\text{C-H}} + 2E_{\text{O=O}}) - (2E_{\text{C=O}} + 4E_{\text{O-H}}).$$

Remarque : certains auteurs définissent la chaleur de combustion comme étant l'énergie Q_{lib} libérée lors de la combustion d'une mole d'alcane ou d'alcool. La définition adoptée précédemment pour Q_{comb} respecte cependant la convention thermodynamique selon laquelle une énergie est positive lorsqu'elle est reçue par un système et négative lorsqu'elle est libérée. Ces deux définitions sont quand même compatibles, à condition d'écrire :

$$Q_{\text{lib}} = -Q_{\text{comb}}.$$

4.2.2.2 - Énergie libérée

Pour calculer l'énergie libérée au cours de la combustion d'un alcool ou d'un alcane :

- 1 Calculer les quantités initiales de matière.
- 2 Dresser un tableau d'avancement de la réaction de combustion. En déduire la valeur de l'avancement x_f en fin de réaction.
- 3 Calculer la chaleur de combustion Q_{comb} (ou Q'_{comb}) par la méthode exposée précédemment.

COURS

INTERROS

CORRIGÉS

- 4 L'énergie libérée au cours de la combustion vaut alors :

$$E_{\text{libérée}} = -Q_{\text{comb}} \times x_f \text{ (en joule).}$$

4.3 Combustion et environnement

A l'heure actuelle, les combustions sont très utilisées pour fournir de l'énergie. Les moteurs thermiques équipent encore une large majorité des véhicules. La combustion des hydrocarbures issus de l'industrie pétrolière présente un double inconvénient :

- Le pétrole n'est pas une ressource renouvelable et les réserves mondiales s'épuisent donc petit à petit.
- La combustion du pétrole produit du CO_2 , ce qui contribue à augmenter la production de gaz à effet de serre.

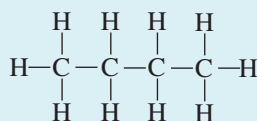
Pour tenter de résoudre ces problèmes, plusieurs pistes sont envisagées :

- Les biomolécules, qui sont extraites à partir de ressources renouvelables (agro-ressources) peuvent être utilisées dans le domaine énergétique. Ils permettent d'obtenir des molécules de substitution (biodiesel ou biogaz) qui pourraient remplacer les hydrocarbures classiques. En ce qui concerne la production de gaz à effet de serre, notons que la combustion de ces molécules produit tout même du CO_2 , mais que du CO_2 a été consommé pour faire pousser les végétaux utilisées pour produire ces molécules. Il faut donc prendre en compte ces deux aspects pour mesurer l'impact environnement réel.
- Les moteurs électriques permettent de limiter la production de CO_2 . Toutefois, d'un point de vue environnemental, il ne faut pas oublier de prendre en compte l'ensemble du cycle de vie du véhicule pour pouvoir faire un bilan objectif (techniques de production de l'électricité nécessaire à la recharge, production et recyclage des batteries, etc).

➡ Solution de l'exercice type 3

Lycée Colbert, Lorient

- 1 Le butane, de formule brute C_4H_{10} , a pour formule développée :



Cette molécule contient :

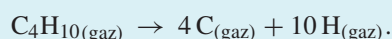
3 liaisons C-C et 10 liaisons C-H. (3)

- 2 L'énergie moyenne d'une liaison C-H est l'énergie qu'il faut apporter à une mole de liaisons C-H composant une espèce gazeuse, pour les dissocier en atomes de carbone et d'hydrogène.

➔ Solution de l'exercice type 3 (suite)

Lycée Colbert, Lorient

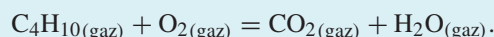
La chaleur molaire de dissociation de la molécule de butane est la chaleur qu'il faut fournir à une mole de butane gazeux pour rompre toutes les liaisons covalentes :



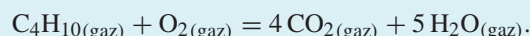
Cette chaleur s'exprime en fonction l'énergie de toutes les liaisons rompues :

$$Q_{\text{dissociation}} = 3E_{\text{C-C}} + 10E_{\text{C-H}}.$$

- 3** La combustion du butane consiste en sa réaction avec le dioxygène pour produire le dioxyde de carbone (CO_2) et de l'eau (H_2O) :



- Cette équation peut être équilibrée à l'égard du carbone et de l'hydrogène en agissant directement sur le membre de droite :

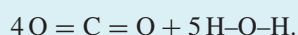


- Ainsi, le membre de droite présente $4 \times 2 + 5 = 13$ atomes d'oxygène, que l'on doit retrouver dans le membre de gauche, sous forme O_2 :



- 4** L'équation-bilan précédente (4) montre qu'au cours de cette transformation :

- des liaisons sont rompues : outre les trois liaisons C-C et les 10 liaisons C-H évoquées à la question 1, les $\frac{13}{2} = 6,5$ liaisons $\text{O}=\text{O}$ sont également détruites.
- des liaisons sont formées en même temps que sont obtenus :



Il s'agit de $4 \times 2 = 8$ liaisons $\text{C}=\text{O}$ et $5 \times 2 = 10$ liaisons $\text{O}-\text{H}$.

La chaleur molaire de combustion du butane (Q_0) désigne l'énergie thermique absorbée par le milieu réactionnel lorsque l'avancement de la réaction (4) augmente d'une unité.

Cette énergie s'évalue à l'aide des énergies des liaisons formées et rompues :

$$\begin{aligned} Q_0 &= \sum E_{\text{liaisons rompues}} - \sum E_{\text{liaisons formées}} \\ &= (3E_{\text{C-C}} + 10E_{\text{C-H}} + 6,5E_{\text{O=O}}) - (8E_{\text{C=O}} + 10E_{\text{O-H}}) \\ &= (3 \times 344 + 10 \times 415 + 6,5 \times 498) - (8 \times 803 + 10 \times 463) \\ &\Rightarrow Q_0 = -2,64.10^3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}. \end{aligned}$$

Voir énoncé page 18

COURS

INTERROS

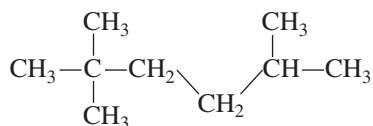
CORRIGÉS

1 QCM Testez vos connaissances

15 min

Corrigé
p. 39

1 La formule semi-développée :



correspond à la formule brute :

a C_9H_{18}

b C_9H_{20}

c C_8H_{18}

d C_8H_{16}

2 La molécule précédente s'appelle :

a le 2,5,5-triméthylhexane ;

b le 2,2,5-triméthylhexane ;

c le 2,4,4-triméthylpentane ;

d le 2,2-diméthylpentane.

3 Le 1,1-diméthylcyclohexane a pour formule brute :

a C_6H_{12}

b C_8H_{18}

c C_8H_{16}

d C_6H_{14}

4 Le 2-méthyl-2-éthylpropane :

a a pour formule semi-développée : $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{C}_2\text{H}_5 \\ | \\ \text{C}_2\text{H}_5 \end{array}$

b a pour formule brute : C_4H_{16} ;

c a plutôt pour nom : 2-éthyl-2-méthylpropane ;

d s'appelle plutôt le 2,2-diméthylbutane.

5 Parmi les formules suivantes quelle est celle qui correspond à un alcool ?

e $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$

f $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{CH}_3$

g $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{O}$

h $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

6 L'hexanol a pour formule brute :

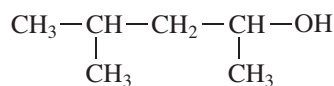
a $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}$

b $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}$

c $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}$

d $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}$

7 La molécule, de formule semi-développée



s'appelle :

a le 1,3-diméthylbutan-1-ol ;

b le 2,4-diméthylbutan-2-ol ;

c le 4-méthylpentan-2-ol ;

d le 3-méthylhexan-2-ol.

CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

COURS

INTERROS

CORRIGÉS

- 8** Quel est le bon ordre concernant les étapes d'une synthèse organique ?
- ☐ **e** Extraction, réaction chimique, purification, calcul du rendement ;
 - ☐ **f** Réaction chimique, extraction, purification, calcul du rendement ;
 - ☐ **g** Calcul du rendement, extraction, purification, réaction chimique ;
 - ☐ **h** Extraction, purification, réaction chimique, calcul du rendement.
- 9** Un catalyseur :
- ☐ **a** Intervient dans l'équation bilan de la réaction ;
 - ☐ **b** Est globalement consommé au cours de la réaction ;
 - ☐ **c** Est globalement produit au cours de la réaction ;
 - ☐ **d** Permet d'accélérer la réaction.
- 10** Laquelle de ces techniques ne peut pas être utilisée en tant que technique de séparation ?
- ☐ **a** La distillation fractionnée ;
 - ☐ **b** Le chauffage à reflux ;
 - ☐ **c** La filtration ;
 - ☐ **d** La chromatographie.
- 11** Le rendement d'une synthèse :
- ☐ **a** Peut être supérieur à 1
 - ☐ **b** Correspond au rapport de la masse de produit que l'on peut théoriquement obtenir à la masse réellement obtenue.
 - ☐ **c** Ne peut jamais être supérieur à 100%
 - ☐ **d** Est compris entre -1 et 1
- 12** Une ampoule à décanter permet de :
- ☐ **a** séparer deux liquides miscibles de même densité ;
 - ☐ **b** séparer deux liquides non miscibles de même densité ;
 - ☐ **c** séparer deux liquides miscibles de densités différentes ;
 - ☐ **d** séparer deux liquides non miscibles de densités différentes.

Structure des entités organiques

2 Nomenclature des alcanes



5 min

Corrigé
p. 41

Lycée Saint-Sernin, Toulouse

Représenter la formule semi-développée du 2,2,3-triméthylbutane et celle du 3-méthyl-3-éthylpentane.

Ces molécules sont-elles isomères ?

INTERROS

3 Nomenclature des alcools



5 min

Corrigé
p. 41

Lycée Sainte-Marie, Antony

La formule brute $C_4H_{10}O$ peut-elle représenter le méthylpropan-1-ol ? le butan-2-ol ?

Justifier la réponse.

4 Nomenclature des alcanes

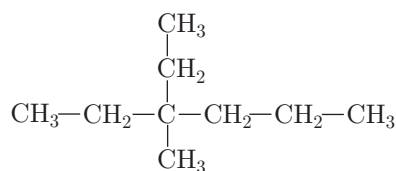
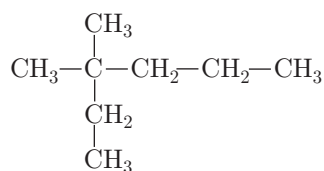


5 min

Corrigé
p. 42

Lycée Saint-Sernin, Toulouse

Nommer les molécules suivantes :



5 Alcanes et alcools



5 min

Corrigé
p. 43

Lycée Guynemer, Compiègne

Au laboratoire, les étiquettes de deux bouteilles *A* et *B* d'alcanes sont partiellement déchirées. On peut lire sur la bouteille *A* : $\theta_{\text{éb}} = 69^\circ\text{C}$ et sur la bouteille *B* : $\theta_{\text{éb}} = 36^\circ\text{C}$ (sous la pression de 1 bar). D'autre part, on lit les noms « pentane » et « hexane » sur les morceaux d'étiquette arrachés.

Que contient la bouteille *A* ? la bouteille *B* ? Justifier.

6 Identification d'arômes



5 min

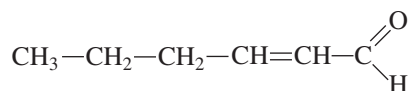
Corrigé
p. 43

Lycée Amyot, Melun

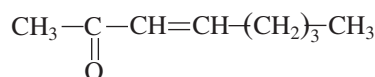
Certains arômes sont dus aux molécules ci-dessous.

Pour chacun de ces composés, identifier les fonctions présentes dans leurs molécules et préciser la classe des fonctions alcools.

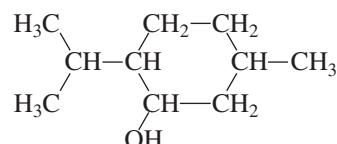
1 Dans la tomate :



2 Dans le champignon :

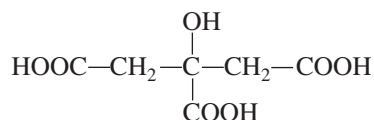


3 Dans la menthe :



CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

4 Dans le citron :



7 Nomenclature des alcanes



10 min

→ Corrigé
p. 44

Institut Notre-Dame, Meudon

Nommer les alcanes suivants :



8 Nomenclature des alcools



10 min

→ Corrigé
p. 45

Lycée Edgar Quinet, Bourg-En-Bresse

Chercher toutes les formules semi-développées des alcools de formule brute $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ et préciser leur nom.

9 Nomenclature des alcools

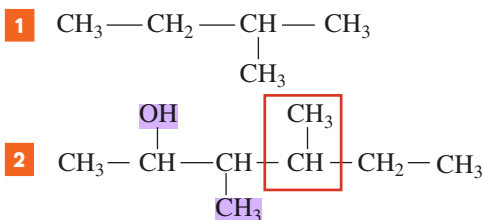


10 min

→ Corrigé
p. 47

Institut Notre-Dame, Meudon

Donner le nom et la formule brute des alcools suivants :



10 Alcanes et alcools

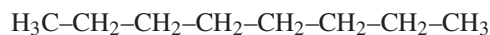


10 min

→ Corrigé
p. 47

Lycée Victor Hugo, Colomiers

La température d'ébullition de l'alcane représenté ci-dessous vaut 126°C :



L'octan-1-ol a une température d'ébullition, sous pression atmosphérique, de 195°C .

- 1 Donner la formule semi-développée de cet alcool.
- 2 Quelles interactions assurent la cohésion de cet alcool à l'état liquide ? Les représenter.

COURS

INTERROS

CORRIGÉS

INTERROS

- 3 Justifier le fait que l'alcane représenté ci-dessus est plus volatil que l'octan-1-ol.
- 4 Cet alcool est-il miscible dans l'eau ? Justifier la réponse.

11 Nomenclature des alcools

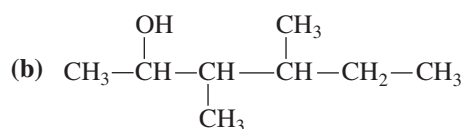
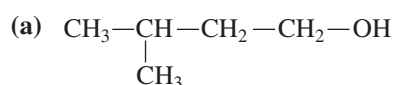


10 min

Corrigé
p. 48

Lycée Lacordaire, Marseille

- 1 Donner le nom et la formule brute des alcools suivants :



- 2 Quelle est la formule semi-développée et le nom de l'alcool dont la formule brute est $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$?

12 Nomenclature

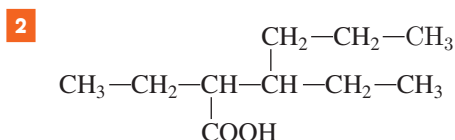
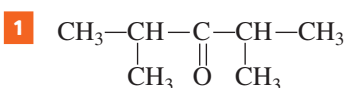


10 min

Corrigé
p. 49

Lycée Rousseau, Montmorency

Donner le nom des composés suivants :



13 Nomenclature

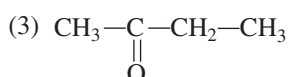
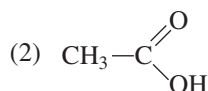
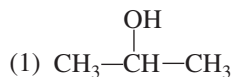


10 min

Corrigé
p. 50

Lycée Notre-Dame-Des-Minimes, Lyon

Nommer les molécules suivantes.



CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

14 Nomenclature

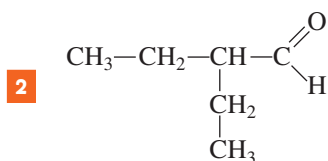
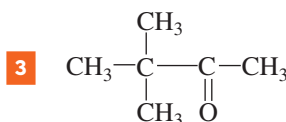
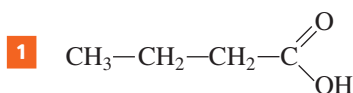


10 min

Corrigé
p. 50

Lycée Bouchardon, Chaumont

Quelle est la famille et le nom des composés suivants ?



15 Composés oxygénés

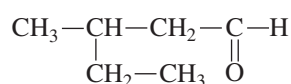


15 min

Corrigé
p. 51

Lycée Claude Bernard, Paris

1 Donner le nom de la molécule de formule :



2 Donner la formule du groupe caractéristique des aldéhydes. Ce groupe peut-il être ailleurs qu'en bout de chaîne ?

3 Même question avec le groupe caractéristique des cétones.

4 Donner les formules semi-développées du méthylpropanal et la butanone.

Donner ensuite les formules brutes. Ces deux molécules sont-elles des isomères ?

5 Donner la formule semi-développée puis la formule brute de l'acide 2,3-diméthylbutanoïque.

16 Alcanes et alcools



15 min

Corrigé
p. 52

Lycée Alexandre Dumas, Saint-Cloud

La masse molaire moléculaire d'un alcane A vaut $M_A = 72,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1 Rappeler la formule brute générale d'un alcane.

2 En déduire la formule brute de l'alcane A.

3 Rappeler la définition du groupe de mots « alcanes isomères ».

4 Donner la formule semi-développée et le nom des trois isomères de l'alcane A.

5 Attribuer, en justifiant la réponse, les températures d'ébullition suivantes à chacun des trois isomères précédents : 9°C ; 25°C ; 36°C .

Données : $M_{\text{H}} = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M_{\text{C}} = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

COURS

INTERROS

CORRIGÉS

Synthèse d'espèces chimiques organiques

17 Analyse d'une boisson



5 min

Corrigé
p. 53

Lycée Colbert, Lyon

On utilise la technique de la chromatographie sur couche mince pour analyser une boisson gazeuse, et la même boisson en version *light*, où le goût sucré provient d'un édulcorant de synthèse, l'aspartame. Sur la même couche, on réalise également la chromatographie d'un échantillon de saccharose et d'un échantillon d'aspartame. On admettra que l'aspartame a un rapport frontal supérieur à celui du saccharose.

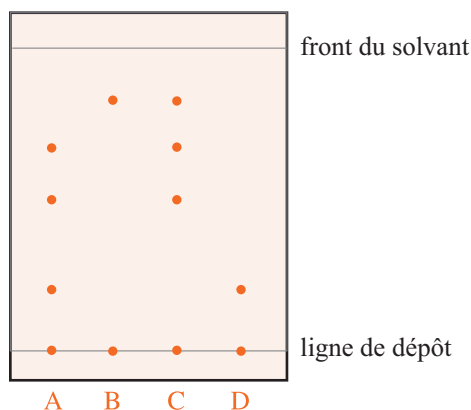


Figure 1.1 – Chromatogramme décrit dans l'énoncé.

- 1 Identifier les échantillons de A à D sur la figure ci-dessus.
- 2 Donner une estimation du rapport frontal de l'aspartame et du saccharose.

18 Choix d'un éluant



5 min

Corrigé
p. 54

Lycée Jean-Baptiste Say, Paris

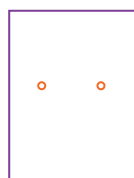
diéthyléthane

hexane

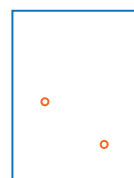
acétone



A B



A B



A B

Figure 1.2 – A et B sont élués par différents solvants.

CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

On désire identifier deux espèces A et B dans des échantillons, par chromatographie sur couche mince. On pratique des essais avec des éluants différents, sur des échantillons contenant soit l'espèce A, soit l'espèce B. Les résultats sont montrés à la figure 1.2. Quel est le meilleur éluant et pourquoi ?

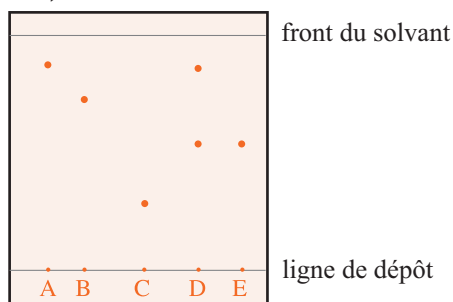
19 Chromatographie sur couche mince



10 min

Corrigé
p. 54

Lycée Florent-Schmitt, Saint-Cloud



On réalise la chromatographie sur couche mince d'un sirop de fraise. On dépose une goutte de ce sirop sur la ligne de dépôt, ainsi que des gouttes de différents colorants :

- le bleu patenté E131 ($R_f = 0,4$);
- la tartrazine E102 ($R_f = 0,9$);
- l'azorubine E122 ($R_f = 0,75$);
- et le rouge cochenille E124 ($R_f = 0,6$).

On obtient le chromatogramme ci-dessus.

- 1 On a oublié de noter à quelle solution correspond chaque point du dépôt A, B, C, D et E. Identifiez-les en justifiant votre démarche.
- 2 Quels sont les colorants contenus dans ce sirop de fraise ?

20 Synthèse de l'acétate d'éthyle



15 min

Corrigé
p. 55

D'après Bac Pondichéry 2014

L'acétate d'éthyle est un liquide utilisé comme solvant pour les vernis à ongles et certaines colles, en raison de sa faible nocivité et de sa volatilité importante, il est aussi utilisé dans l'industrie agroalimentaire dans certains arômes fruités.

La synthèse de l'acétate d'éthyle est facilement réalisable au laboratoire. Un exemple de protocole expérimental est décrit ci-dessous :

- Étape 1 : dans un ballon de 100 mL, introduire un mélange équimolaire de 0,10 mol d'acide acétique et 0,10 mol d'éthanol. Y ajouter 0,5 mL d'acide

COURS

INTERROS

CORRIGÉS

INTERROS

sulfurique concentré ($\text{H}_2\text{SO}_{4(l)}$) et quelques grains de pierre ponce. Porter le mélange à ébullition dans un dispositif de chauffage à reflux pendant 30 minutes.

- Étape 2 : laisser refroidir le mélange réactionnel à l'air ambiant puis dans un bain d'eau froide. Verser le contenu du ballon dans une ampoule à décanter contenant environ 50 mL d'eau salée. Agiter prudemment quelques instants en dégazant régulièrement, puis éliminer la phase aqueuse.
- Étape 3 : ajouter alors à la phase organique 60 mL d'une solution aqueuse d'hydrogénocarbonate de sodium ($\text{Na}^+_{(aq)} + \text{HCO}_3^-_{(aq)}$) de concentration molaire $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Laisser dégazer et décanter puis éliminer la phase aqueuse. Recueillir la phase organique dans un bécher. Sécher cette phase avec du chlorure de calcium anhydre puis filtrer. Recueillir le filtrat dans un erlenmeyer propre et sec.

Une synthèse réalisée au laboratoire en suivant ce protocole a permis d'obtenir un volume de filtrat égal à 5,9 mL.

1 Réaction de synthèse.

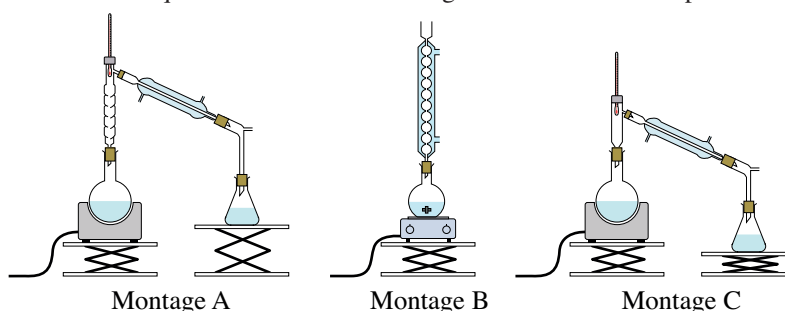
La synthèse de l'acétate d'éthyle est modélisée par la réaction d'équation : $\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$.

Identifier, en justifiant votre réponse, les fonctions chimiques des molécules organiques intervenant dans les réactifs de la réaction de synthèse.

2 Protocole expérimental.

- (a) Parmi les montages suivants, justifier celui qu'il convient de choisir pour l'étape 1.

Pourquoi les deux autres montages ne conviennent-ils pas ?



- (b) Proposer un titre pour nommer chacune des trois étapes du protocole.

3 Déterminer la valeur du rendement de la synthèse en expliquant la méthode mise en œuvre.

- Données :
- Masses molaires : $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{C}) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 - Masse volumique de l'acétate d'éthyle : $\rho = 0,925 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

21 Synthèse de l'acide pentanoïque



30 min

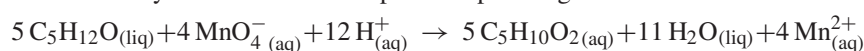
Corrigé
p. 56

Lycée Victor Hugo, Colomiers

L'acide pentanoïque (aussi appelé acide valérique car présent dans la valériane), de formule $\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}$ (ou $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$) peut être synthétisé par oxydation du pentan-1-ol de formule $\text{C}_4\text{H}_9\text{CH}_2\text{OH}$ (ou $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$) par les ions permanganate MnO_4^- .

Cette synthèse se réalise en milieu aqueux acidifié, à partir d'un volume $V_1 = 12 \text{ mL}$ de pentan-1-ol et d'un volume $V_2 = 200 \text{ mL}$ d'une solution de permanganate de potassium ($\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}$) de concentration $C_2 = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

On chauffe ce mélange à reflux pendant quelques minutes. L'équation de la réaction d'oxydation de cet alcool par l'ion permanganate est :



Données :

- Masses volumiques μ_i et masses molaires M_i :

Pentan-1-ol	$\mu_1 = 0,80 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$	$M_1 = 88,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
Permanganate de potassium		$M_2 = 158,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
Acide pentanoïque	$\mu_3 = 0,93 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$	$M_3 = 102,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- 1 Quelle est la classe du pentan-1-ol ?
- 2 Exprimer puis calculer la quantité de matière initiale n_1 de pentan-1-ol.
- 3 Montrer, par un calcul littéral puis numérique, que la quantité de matière initiale d'ions permanganate en solution est $n_2 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$.
- 4 Dresser et compléter, par des expressions littérales, le tableau d'avancement de cette synthèse. On rappelle qu'ici, l'eau et les ions H^+ sont en excès.
- 5 Identifier le réactif limitant. Justifier par un calcul.
- 6 Exprimer puis calculer la quantité de matière théorique $n_{\text{théo}}$ d'acide pentanoïque qui peut être formée.
- 7 En déduire l'expression puis la valeur de la masse théorique $m_{\text{théo}}$ d'acide pentanoïque qui peut être formée.
- 8 L'expérience réalisée fournit une masse expérimentale $m_{\text{exp}} = 8,4 \text{ g}$ d'acide pentanoïque. Exprimer puis calculer le rendement ρ de cette synthèse.

COURS

INTERROS

CORRIGÉS

INTERROS

22 Suivi de synthèse



20 min

Corrigé
p. 57

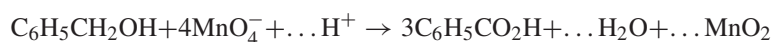
Lycée Notre-Dame de Sion, Paris



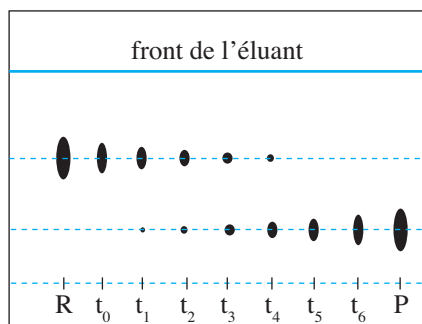
Retrouvez le corrigé de cet exercice en vidéo.

L'acide benzoïque $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$ est un conservateur présent dans de nombreux produits alimentaires.

- 1 La synthèse de l'acide benzoïque s'effectue en chauffant à reflux un mélange d'alcool benzylique $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{OH}$ et d'ions permanganate MnO_4^- en présence d'ions hydrogène. Compléter les coefficients stœchiométriques manquants de l'équation chimie de cette synthèse :



- 2 Pour suivre l'évolution de cette transformation chimique, on réalise plusieurs CCM du mélange réactionnel : elles indiquent l'avancée de la réaction. Toutes les quinze minutes, une faible quantité de mélange réactionnel est prélevée et déposée sur une plaque de CCM. Au bout d'une heure et demie, la plaque est mise à éluer puis révélée. L'alcool benzylique et l'acide benzoïque sont deux espèces chimiques solubles dans l'éluant choisi.



- (a) Décrire l'état initial du système chimique étudié.
(b) D'après la CCM, que dire de l'évolution de la quantité de l'espèce chimique R au cours du temps ?
(c) À partir de quel instant peut-on déceler la présence du produit dans le mélange ?
(d) Est-il nécessaire d'attendre une heure et demie pour arrêter le chauffage ?

23 L'indigo



30 min

Corrigé
p. 58

Lycée Fénélon Sainte Marie, Paris

L'indigo est l'un des plus anciens pigments connus et il reste aujourd'hui très employé notamment dans la fabrication de certains jeans.

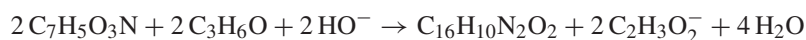
CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

COURS

INTERROS

CORRIGÉS

L'indigo, de formule brute $C_{16}H_{10}N_2O_2$ peut être synthétisé à partir du 2-nitrobenzaldéhyde $C_7H_5O_3N_{(s)}$, d'acétone $C_3H_6O_{(l)}$ et d'ions hydroxyde $HO^-_{(aq)}$ selon la réaction suivante :



L'ion $C_2H_3O_2^-$ est l'ion éthanoate.

La synthèse est réalisée avec une masse $m = 1,00$ g de 2-nitrobenzaldéhyde solide. Un volume $V = 10$ mL d'acétone et un volume $V_s = 5,0$ mL d'une solution aqueuse contenant des ions hydroxyde de concentration $c_s = 2,0 \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

- 1 Quels sont les réactifs et les produits de la réaction ?
- 2 Calculer les quantités de matière initiales n_1 de 2-nitrobenzaldéhyde et n_2 d'ions hydroxyde.
- 3 Montrer que la quantité de matière initiale d'acétone est égale à $n_3 = 0,181$ mol.
- 4 Écrire littéralement le tableau d'avancement de la transformation, puis déterminer les quantités de matière de chaque espèce chimique à l'état final.
- 5 Déterminer la masse d'indigo théoriquement synthétisable.
- 6 En réalité, on mesure une masse de 0,59 g. Quel est le rendement de la synthèse ainsi réalisée.

Données :

- Masses molaires :
 $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(N) = 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$,
 $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{Indigo}) = 262 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Masse volumique de l'acétone :
 $\rho_3 = \rho(C_3H_6O) = 1,05 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

Transferts thermiques, alcanes et alcools

24 Combustion d'un alcane



15 min

Corrigé
p. 59

Lycée Marceau, Chartres

Dans un laboratoire de thermochimie, une masse $m = 1,50$ g d'octane est brûlée dans un bombe calorimétrique de capacité thermique totale $C = 26,50 \text{ kJ} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$.

Lors de la réaction, la température de l'ensemble :
{calorimètre + accessoires + eau} s'élève de $\Delta\theta = 2,73^\circ\text{C}$.

- 1 Écrire l'équation-bilan de cette combustion.
- 2 Quel volume de dioxygène pur faut-il introduire dans le calorimètre pour opérer dans les conditions stœchiométriques sachant que $V = n \cdot V_m$?

INTERROS

3 Déterminer la chaleur Q reçue par l'ensemble :
{calorimètre + accessoires + eau}.

4 En déduire :

- (a) la chaleur de combustion Q_r de l'octane ;
- (b) son pouvoir calorifique P.C. en $\text{kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$.

Données :

- masses molaires : $M_H = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M_C = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- volume molaire des gaz dans les conditions de travail : $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

25 Combustion des alcanes



20 min

Corrigé
p. 61

Lycée Guy de Maupassant, Colombes

On brûle complètement, dans le dioxygène, une masse m_1 d'un alcane A non cyclique. On recueille une masse $m_2 = 13,2 \text{ g}$ de dioxyde de carbone et une quantité de matière $n_3 = 0,350 \text{ mol}$ d'eau.

- 1 Écrire l'équation chimique de la combustion complète d'un alcane ayant n atomes de carbone.
- 2 Calculer la quantité de matière n_2 de dioxyde de carbone produit.
- 3 En déduire la valeur de n et la formule brute de A (on utilisera un tableau d'avancement pour répondre à cette question).

Données :

- $M_H = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $M_C = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $M_O = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

26 Combustion du propane



20 min

Corrigé
p. 62

Lycée Félix Faure, Beauvais

Déterminer la chaleur de combustion complète du propane (C_3H_8) (l'eau étant obtenue à l'état gazeux).

Données : énergies moyennes de liaison :

$$\begin{aligned} E_{\text{C-C}} &= 348 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} & E_{\text{C-H}} &= 412 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ E_{\text{O=O}} &= 496 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} & E_{\text{C=O}} &= 804 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ E_{\text{O-H}} &= 463 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

27 Combustion du méthane



20 min

Corrigé
p. 62

Lycée Rosa Parks, Montgeron

- 1 Écrire l'équation-bilan de la combustion complète du méthane.
- 2 On appelle *pouvoir calorifique* (P.C.) d'un combustible la quantité de chaleur dégagée lors de la combustion complète de $1,00 \text{ kg}$ de combustible ; son unité est le $\text{kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$.

CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

- (a) Calculer la chaleur de la réaction de combustion complète du méthane dans le dioxygène, les produits obtenus lors de cette combustion étant gazeux.
- (b) En déduire la valeur du pouvoir calorifique du méthane.

Données :

- masses molaires de l'hydrogène et du carbone :

$$M_H = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M_C = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- énergies de liaison :

$$\begin{array}{ll} E_{C-H} = 410 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} & E_{O=O} = 494 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ E_{C=O} = 803 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} & E_{O-H} = 462 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{array}$$

28 Bougie



30 min

Corrigé
p. 64

Institut Notre-Dame, Meudon

On introduit une bougie allumée, de masse $m = 3,52 \text{ g}$, dans un flacon de volume $V = 500 \text{ mL}$ rempli d'air. On ferme alors le flacon et on constate que la bougie s'éteint rapidement.

La bougie est constituée de paraffine, molécule de formule brute $C_{25}H_{52}$.

L'air est constitué, en volume, de 20% de dioxygène.

- 1 Écrire l'équation chimique de la combustion de la bougie, si l'on considère que la réaction produit du dioxyde de carbone et de l'eau. L'observation permet-elle de préciser le réactif limitant ?
- 2 Quelles sont les quantités de matière des réactifs avant toute réaction ?
- 3 Dresser le tableau d'avancement de la réaction.
- 4 En déduire la masse de paraffine brûlée.

Données :

- volume molaire des gaz : $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- masses molaires du carbone et de l'oxygène :

$$M_C = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M_O = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- relation entre volume d'un gaz V , quantité de matière n de ce gaz et volume molaire V_m :

$$V_m = \frac{V}{n}, \text{ avec } V_m \text{ en } \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} ;$$

$$V \text{ en L} ;$$

$$n \text{ en mol}.$$

COURS

INTERROS

CORRIGÉS

Spectroscopie

29 Spectroscopie infra rouge

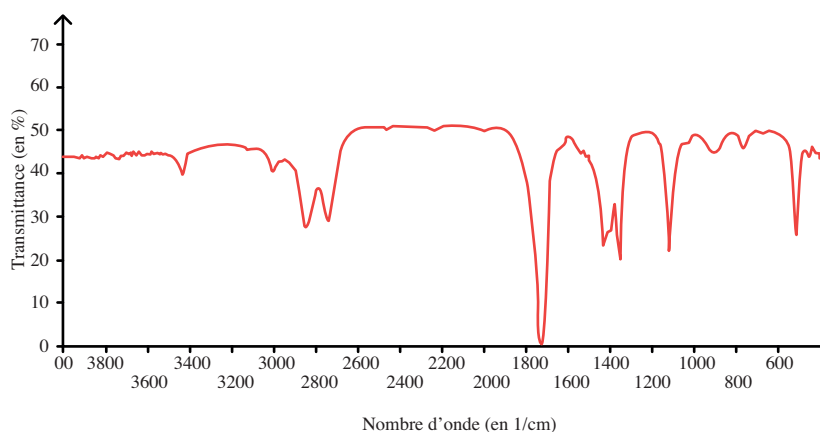


10 min

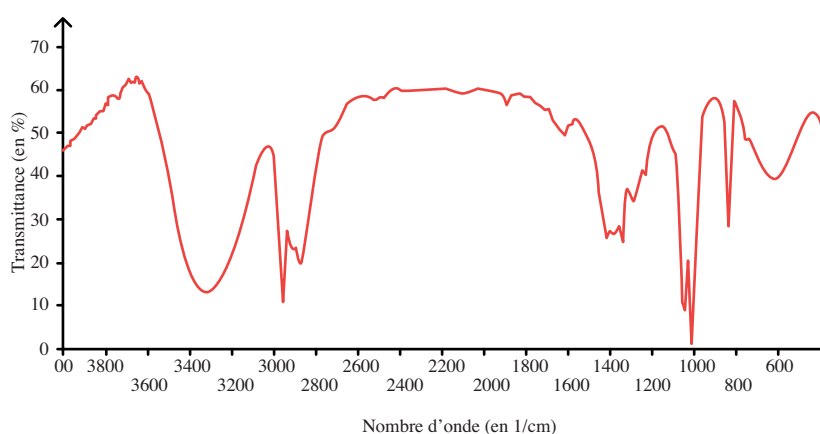
Corrigé
p. 66

On se propose d'étudier la structure et les fonctions organiques des molécules d'éthanol et d'éthanal en spectroscopie infra rouge.

- 1 Représenter en formule semi développée les deux molécules étudiées et encadrer leur groupes caractéristiques.
- 2 Nommer les groupes fonctionnels des deux molécules.
- 3 En utilisant les données spectroscopiques page 10, associer les spectres IR suivant à la molécule correspondante.



Spectroscopie Infrarouge en phase liquide. Spectre IR1.



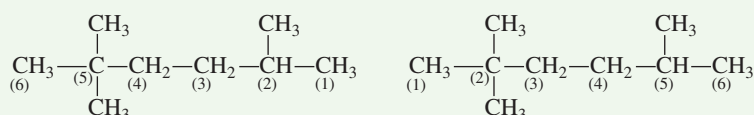
Spectroscopie Infrarouge en phase liquide. Spectre IR2.

CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

1 **QCM** Testez vos connaissances

Énoncé
p. 24

- Après comptage, il y a 9 atomes de carbone et 20 atomes d'hydrogène. Cette molécule a donc pour formule brute : C_9H_{20} (réponse **b**).
- La molécule précédente présente une chaîne principale à 6 atomes de carbone ; c'est un hexane.

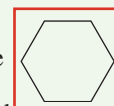


Trois groupes méthyl ($-CH_3$) sont fixés à la chaîne principale sur les atomes de carbone 2,5,5 ou 2,2,5 selon le sens de parcours de la chaîne principale. La comparaison des sommes :

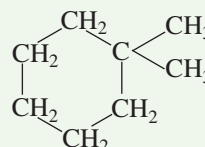
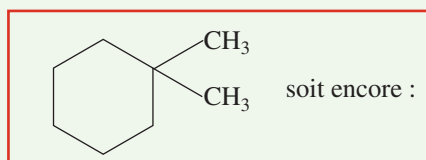
$$2 + 5 + 5 = 12 > 2 + 2 + 5 = 9$$

indique que la molécule s'appelle alors le 2,2,5-triméthylhexane (réponse **b**).

- Le 1,1-diméthylcyclohexane est une molécule de cyclohexane

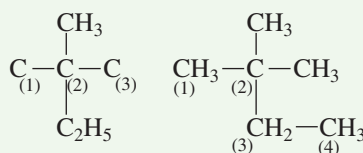


dans laquelle deux atomes d'hydrogène ont été substitués par des groupes méthyl ($-CH_3$) :



Cette molécule a donc pour formule brute : C_8H_{16} (réponse **c**).

- La chaîne principale du 2-méthyl-2-éthylpropane doit présenter 3 atomes de carbone (c'est un propane) sur lesquels viennent se lier des groupes méthyl ($-CH_3$) et éthyl ($-C_2H_5$) :



La formule brute de cette molécule est donc : C_6H_{14} .

Cependant, la chaîne principale de cette molécule comporte plutôt 4 atomes de carbone (c'est un butane) ; l'atome de carbone (2) porte en outre deux substituants méthyl. C'est pourquoi cette molécule s'appelle plutôt :

le 2,2-diméthylbutane (réponse **d**).

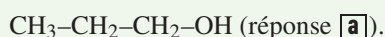
COURS

INTERROS

CORRIGÉS

CORRIGÉS

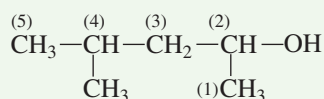
- 5 Un alcool est une molécule comportant au moins une liaison —OH et des liaisons C—H et C—C (ce qui exclut les liaisons C=O et C—O—C). Par conséquent, l'alcool est la molécule de formule semi-développée :



- 6 L'hexanol est un alcool comportant $n = 6$ atomes de carbone ; sa formule brute est alors :



- 7 La molécule proposée possède 5 atomes de carbone sur sa chaîne principale ; il s'agit alors d'un pentanol :



Le groupe —OH étant lié à l'atome de carbone (2), il s'agit d'un pentan-2-ol, qui présente un groupe méthyl (—CH_3) sur l'atome de carbone (4). C'est pourquoi cette molécule s'appelle finalement :

le 4-méthylpentan-2-ol (réponse [c]).

- 8 Les étapes d'une synthèse organique ont lieu dans l'ordre suivant : Réaction chimique (pour former les produits)
Extraction (pour récupérer le produit intéressant)
Purification (pour purifier le produit à isoler)
Calcul du rendement (pour évaluer l'efficacité de la synthèse). (réponse [b]).
- 9 Un catalyseur permet d'accélérer une réaction chimique sans intervenir dans le bilan. À la fin de la réaction, il est présent dans les mêmes quantités qu'au début (réponse [d]).
- 10 Le chauffage à reflux n'est pas une technique de séparation. Il est utilisé pour réaliser la synthèse d'une substance chimique (réponse [b]). La chromatographie sur couche mince ne peut pas être utilisée comme technique de séparation, en revanche une chromatographie sur colonne permet de séparer différents constituants.
- 11 Le rendement d'une synthèse correspond au rapport entre la masse de produit réellement obtenue et la masse que l'on peut théoriquement obtenir (et non l'inverse). Il est compris entre 0 et 1 et ne peut jamais être supérieur à 100%. La bonne réponse est donc la réponse [c].
- 12 Une ampoule à décanter permet de séparer deux liquides non miscibles de densité différentes (réponse [d]).

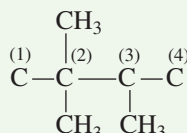
CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

2 Nomenclature des alcanes

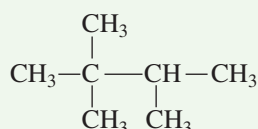
Énoncé
p. 25

Lycée Saint-Sernin, Toulouse

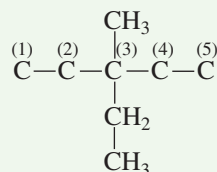
La chaîne principale du 2,2,3-triméthylbutane comporte 4 atomes de carbone, tandis que trois groupes méthyle (CH_3-) sont liés aux atomes de carbone (2) et (3) :



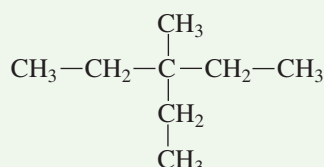
Complétée avec les atomes d'hydrogène qui assurent la tétravalence du carbone, la formule de cette molécule devient :



Quant au 3-méthyl-3-éthylpentane, sa chaîne principale comporte 5 atomes de carbone, dont le troisième est lié à un groupe éthyl ($-\text{CH}_2-\text{CH}_3$) et à un groupe méthyl ($-\text{CH}_3$) :



En complétant à nouveau avec des atomes d'hydrogène, on obtient la formule semi-développée :



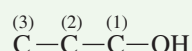
Les deux molécules précédentes ont des formules brutes respectives C_7H_{16} et C_8H_{18} différentes, en raison de quoi elle ne sont pas isomères.

3 Nomenclature des alcools

Énoncé
p. 26

Lycée Sainte-Marie, Antony

- 1 Le méthylpropan-1-ol est un alcool dont la chaîne principale contient 3 atomes de carbone (c'est un propanol), dont le premier est lié au groupe $-\text{OH}$:

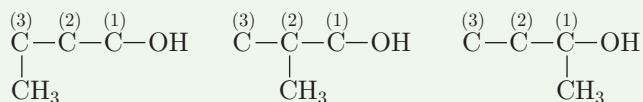


COURS

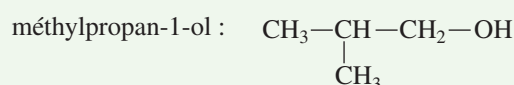
INTERROS

CORRIGÉS

Le substituant méthyl ($-\text{CH}_3$) peut donc *a priori* occuper trois positions :

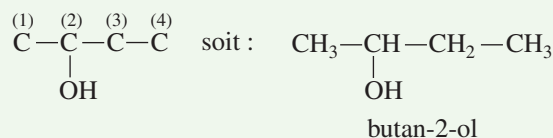


La première et la troisième configurations sont impossibles car elles rallongeraient la chaîne carbonée principale : avec 4 atomes de carbone, il s'agirait alors d'un butanol. Donc, seule la deuxième formule convient (CH_3 —lié à l'atome de carbone 2), à laquelle s'ajoutent des atomes d'hydrogène qui assurent la tétravalence de chaque atome de carbone :



Cette formule semi-développée montre que la formule brute $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ peut représenter le méthylpropan-1-ol.

- 2** Le butan-2-ol est un alcool dont la chaîne principale (non ramifiée) comporte 4 atomes de carbone (c'est un butanol), le deuxième de ces atomes étant lié à un groupe $-\text{OH}$:



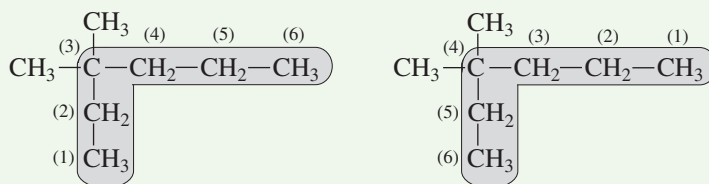
Cette molécule peut donc aussi être représentée par la formule brute $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

4 Nomenclature des alcanes

Énoncé
p. 26

Lycée Saint-Sernin, Toulouse

- 1** La chaîne hydrocarbonée la plus longue du premier alcane proposé possède 6 atomes de carbone :

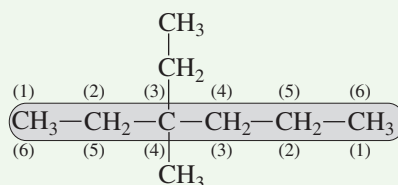


Il s'agit donc d'un hexane, substitué par deux groupes méthyl ($-\text{CH}_3$). Selon le sens dans lequel sont numérotés les atomes de carbone, les deux groupes méthyl sont localisés sur l'atome de carbone (3) ou (4). Il peut donc s'agir du 3,3-diméthylhexane ou du 4,4-diméthylhexane. Or, puisque la somme $3 + 3 = 6$ est inférieure à $4 + 4 = 8$, on retient comme nom :

le 3,3-diméthylhexane.

CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

- 2** La plus longue chaîne hydrocarbonée du deuxième alcane possède également 6 atomes de carbone :



Il s'agit donc d'un hexane ramifié par un groupe méthyl ($-\text{CH}_3$) et par un groupe éthyl ($-\text{CH}_2-\text{CH}_3$). Selon le sens adopté pour la numérotation des atomes de carbone de la chaîne principale, ces deux groupes sont liés à l'atome de carbone (3) ou (4). En choisissant la plus petite de ces valeurs, cette molécule est nommée :

le 3-éthyl-3-méthylhexane.

Remarque : les groupes éthyl et méthyl sont énoncés dans l'ordre alphabétique de leurs initiales.

5 Alcanes et alcools

Énoncé
p. 26

Lycée Guynemer, Compiègne

L'hexane, de formule brute C_6H_{14} , possède une masse molaire plus importante que celle du pentane (de formule brute C_5H_{12}) :

$$M_{\text{hexane}} > M_{\text{pentane}}$$

Or, plus la masse molaire d'un alcane est importante, plus sa température d'ébullition est élevée. C'est pourquoi on peut associer les grandeurs suivantes :

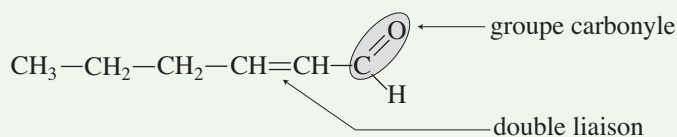
hexane $\theta_{\text{éb}} = 69^\circ\text{C}$ bouteille A
pentane $\theta_{\text{éb}} = 36^\circ\text{C}$ bouteille B

6 Identification d'arômes

Énoncé
p. 26

Lycée Amyot, Melun

- 1** Dans l'arôme de tomate



se trouvent :

- un groupe carbonyle $\text{C}=\text{O}$, caractéristique des aldéhydes ;
- une double liaison $-\text{CH}=\text{CH}-$ caractéristique des alcènes.

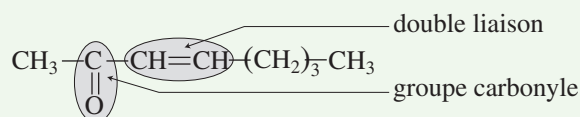
COURS

INTERROS

CORRIGÉS

CORRIGÉS

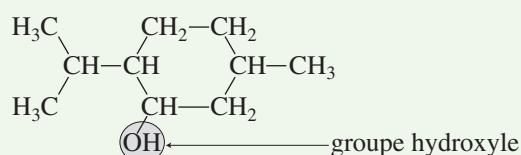
- 2 La molécule responsable de l'arôme de champignon :



comporte :

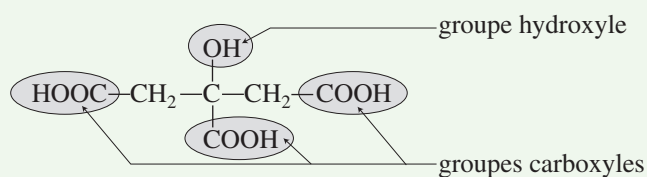
- une double liaison $\text{CH}=\text{CH}$ caractéristique des alcènes ;
- un groupe carbonyle CO caractéristique des cétones.

- 3 Dans l'arôme de menthe :



se trouve un groupe hydroxyle OH caractéristique des alcools. Puisque l'atome de carbone lié à ce groupe est aussi lié à deux autres atomes de carbone, l'alcool est secondaire.

- 4 La molécule présente dans le citron :



possède 3 groupes carboxyles et 1 groupe hydroxyle.

- 3 groupes carboxyles :



caractéristiques des acides carboxyliques ;

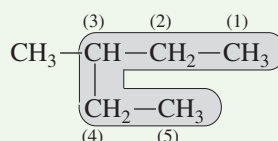
- 1 groupe hydroxyle (OH) caractéristique des alcools. Or, l'atome de carbone lié à ce groupe est aussi lié à 3 autres atomes de carbone, en conséquence de quoi l'alcool correspondant est tertiaire.

7 Nomenclature des alcanes

Énoncé
p. 27

Institut Notre-Dame, Meudon

- 1 La chaîne hydrocarbonée principale du premier alcane comporte 5 atomes de carbone, auquel cas il s'agit d'un pentane : voir illustration page suivante.



CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

COURS

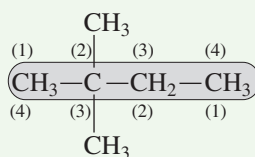
INTERROS

CORRIGÉS

Quel que soit le sens choisi pour numéroté les atomes de carbone de cette chaîne principale, le substituant méthyl ($-\text{CH}_3$) est lié à l'atome (3) ; cette molécule s'appelle :

le 3-méthylpentane.

- 2** La chaîne principale du deuxième alcane comporte 4 atomes de carbone ; c'est donc un butane :

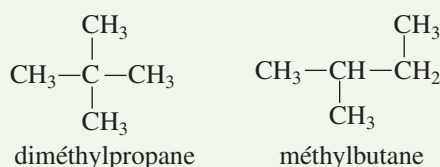


Deux groupes méthyl ($-\text{CH}_3$) sont liés au même atome de carbone de cette chaîne, numéroté 2 ou 3 selon le sens de parcours de la chaîne principale. Cette molécule peut donc être le 2,2-diméthylbutane ou le 3,3-diméthylbutane. Or, puisque $2 + 2 = 4 < 3 + 3 = 6$, on retient plutôt le premier nom : le 2,2-diméthylbutane.

- 3** La chaîne carbonée principale de la troisième molécule est composée de 3 atomes de carbone ; c'est un propane, sur lequel sont liés deux groupes méthyl ($-\text{CH}_3$). C'est pourquoi cette molécule s'appelle :

le diméthylpropane.

Remarque : la numérotation des atomes de la chaîne principale est ici superflue car, si l'un des substituants méthyl se trouvait sur un autre atome de carbone que le n°2, cette chaîne s'agrandirait et l'alcane serait un butane :



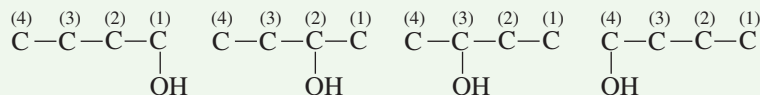
8 Nomenclature des alcools

→ Énoncé
p. 27

Lycée Edgar Quinet, Bourg-En-Bresse

Les alcools de formule brute $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ peuvent présenter :

- une chaîne principale à 4 atomes de carbone (il s'agit alors d'un butanol), sur laquelle vient se lier le groupe $-\text{OH}$ caractéristique des alcools :

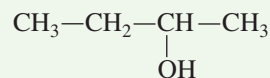


Les deux dernières structures étant équivalentes aux deux premières, il reste finalement deux formules possibles :

CORRIGÉS

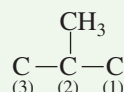


butan-1-ol

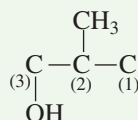
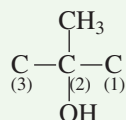
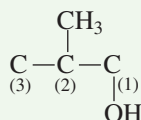


butan-2-ol

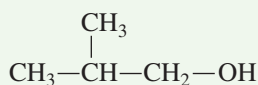
- une chaîne principale à 3 atomes de carbone (il s'agit alors d'un propanol), sur laquelle le quatrième atome de carbone vient se lier sous forme de groupe méthyle ($-\text{CH}_3$) :



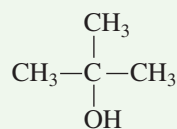
Ce groupe ne peut se lier qu'à l'atome de carbone n°2, sans quoi la chaîne carbonée principale posséderait 4 atomes de carbone. Ainsi, le groupe $-\text{OH}$, caractéristique des alcools, peut se lier *a priori* à trois atomes de carbone :



Or, la première structure est équivalente à la troisième, de sorte que seulement deux molécules de propanol peuvent correspondre à la formule brute $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$:



méthylpropan-1-ol



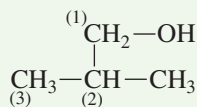
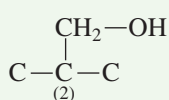
méthylpropan-2-ol

Remarque : dans les noms des deux molécules précédentes, la position du groupe méthyl n'a pas été précisée, sans quoi on aurait écrit :

2-méthylpropan-1-ol et 2-méthylpropan-2-ol.

Cependant, cette précision aurait été superflue car le groupe méthyl ($-\text{CH}_3$) ne peut pas être lié à un autre atome de carbone (n°1 ou n°3) sans augmenter la longueur de la chaîne principale.

Remarque : on aurait pu envisager aussi une liaison $-\text{OH}$ sur le substituant méthyl porté par le deuxième atome de carbone :



Dans ce cas, la chaîne principale serait devenue la chaîne à 3 atomes de carbone qui porte le groupe $-\text{OH}$; il s'agirait du méthylpropan-1-ol déjà recensé.

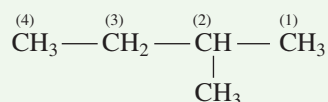
CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

9 Nomenclature des alcools

Énoncé
p. 27

Institut Notre-Dame, Meudon

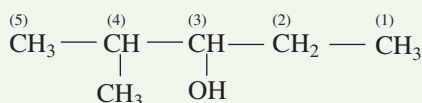
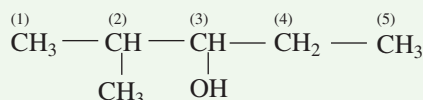
- 1 Dans cet hydrocarbure, la chaîne carbonée principale comporte 4 atomes de carbone (c'est un butane), dont le deuxième est lié à un groupe méthyl ($-\text{CH}_3$) :



C'est pourquoi cette molécule s'appelle : le 2-méthylbutane.

Remarque : la position du groupe méthyl n'a pas à être précisée, c'est pourquoi cette molécule s'appelle en fait le méthylbutane.

- 2 La chaîne carbonée principale de cet alcool comporte 5 atomes de carbone et, quel que soit le sens choisi pour la numérotation de ces atomes, le groupe $-\text{OH}$ est lié à l'atome de carbone n°3 ; il s'agit d'un pentan-3-ol :

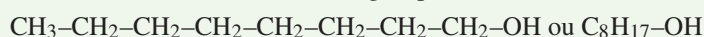


10 Alcanes et alcools

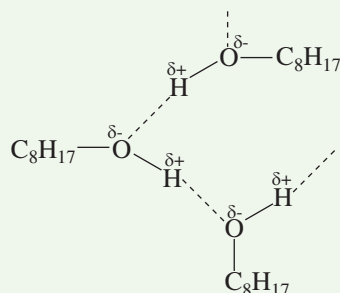
Énoncé
p. 27

Lycée Victor Hugo, Colomiers

- 1 La molécule d'octan-1-ol est un alcool qui possède 8 atomes de carbone (d'où provient la racine *octa* dans le nom de la molécule) dont le premier (ou le dernier) de la chaîne est lié au groupe $-\text{OH}$:



- 2 La différence d'électronégativité entre l'oxygène et l'hydrogène provoque, sur la liaison $\text{O}-\text{H}$, un déplacement des électrons statistiquement favorable à l'oxygène (qui se voit pourvu d'une charge formelle δ^- négative, tandis que l'hydrogène est chargé positivement). Des liaisons $\text{O} \cdots \text{H}$ intermoléculaires, appelées *liaisons hydrogène*, s'établissent entre les molécules d'alcool, assurant la cohésion du liquide.



COURS

INTERROS

CORRIGÉS

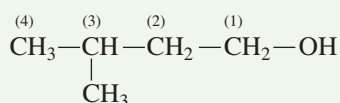
- 3 L'alcane (octane) et l'alcool présentent des chaînes carbonées de même longueur (8 atomes de carbone). En revanche, l'alcool peut établir des liaisons hydrogène qui sont inaccessibles à l'alcane. C'est pourquoi la cohésion de l'alcool, sous forme liquide, est mieux assurée que celle de l'alcane qui se vaporise ainsi plus facilement (sa température d'ébullition : 126°C est inférieure à celle de l'alcool : 195°C).
- 4 La présence du groupe -OH devrait assurer à l'alcool une bonne solubilité dans l'eau. Cependant, la chaîne carbonée comportant 8 atomes de carbone présente un encombrement stérique important : la chaîne hydrocarbonée ($\text{C}_8\text{H}_{17}\text{-}$) hydrophobe (non miscible à l'eau) masque la « tête » hydrophile -OH de la molécule. La molécule, sans être totalement insoluble, présente une faible miscibilité dans l'eau (sa solubilité dans l'eau vaut en fait $0,54 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ à 25°C).

11 Nomenclature des alcools

➔ Énoncé
p. 28

Lycée Lacordaire, Marseille

- 1 • Commençons par numérotter la chaîne principale de cet alcool :

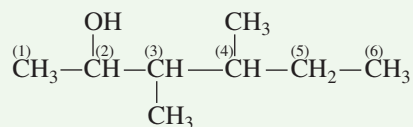


Elle possède 4 atomes de carbone (c'est un butanol) dont le premier atome est lié au groupe -OH (il s'agit donc d'un butan-1-ol). En outre, le groupe méthyl (-CH_3) est lié à l'atome de carbone n°3 de la chaîne principale. C'est pourquoi cette molécule s'appelle le :

3-méthylbutan-1-ol.

Remarque : la numérotation des atomes de carbone composant la chaîne principale commence par l'atome de carbone le plus près du groupe -OH .

- Numérotions la formule semi-développée de la molécule :



La chaîne principale comportant 6 atomes de carbone, cette molécule est un hexanol. Et, puisque la numérotation des atomes de carbone de la chaîne principale commence par l'atome le plus proche du groupe -OH :

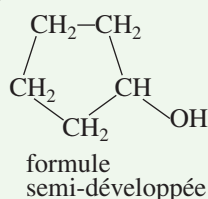
- ce groupe est lié à l'atome de carbone n°2 ; l'alcool est un hexan-2-ol ;

CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

- deux groupes méthyl ($-\text{CH}_3$) sont liés aux atomes de carbone n°3 et n°4 en conséquence de quoi cette molécule s'appelle :

le 3,4-diméthylhexan-2-ol.

- 2** La formule brute $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$, que l'on peut aussi écrire $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$, avec $n = 5$, est caractéristique des alcools cycliques (ici le cycle comporte $n = 5$ atomes de carbone) :



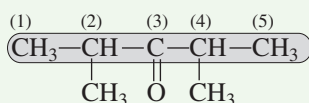
Cet alcool s'appelle donc le cyclopentanol.

12 Nomenclature

Énoncé
p. 28

Lycée Rousseau, Montmorency

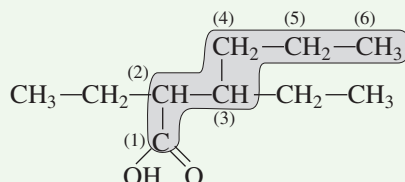
- 1** La molécule possède un groupe carbonyle ($-\text{CO}-$) caractéristique des cétones, sur la chaîne principale, qui comporte 5 atomes de carbone ; c'est une pentanone.



Quelle que soit l'extrémité de la chaîne principale choisie pour démarrer la numérotation des atomes de carbone, le groupe carbonyle est porté par l'atome de carbone n°3 ; il s'agit d'une pentan-3-one, dont les atomes de carbone n°2 et n°4 sont chacun liés à un groupe méthyl. Par conséquent, cette molécule s'appelle :

la 2,4-diméthylpentan-3-one.

- 2** La molécule proposée possède un groupe carboxyle $-\text{COOH}$, caractéristique des acides carboxyliques, dont l'atome de carbone détermine le début de la numérotation des 6 atomes de carbone qui composent la chaîne principale ; il s'agit d'un acide hexanoïque :



Ce faisant, les atomes de carbone n°2 et n°3 sont chacun liés à un groupe éthyl ($-\text{CH}_2-\text{CH}_3$), en raison de quoi la molécule s'appelle :

l'acide 2,3-diéthylhexanoïque.

COURS

INTERROS

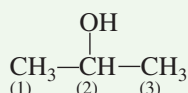
CORRIGÉS

13 Nomenclature

Énoncé
p. 28

Lycée Notre-Dame-Des-Minimes, Lyon

- *Molécule (1)* – Cette molécule possède le groupe –OH caractéristique des alcools ; comme elle possède 3 atomes de carbone, il s’agit d’un propanol. Enfin, le groupe –OH est lié à l’atome de carbone n°2 de la chaîne principale (quelle que soit l’extrémité choisie pour démarrer cette numérotation) :



C’est pourquoi cette molécule est le propan-2-ol.

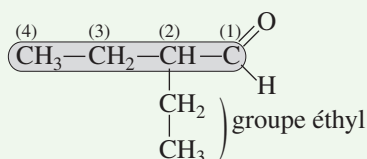
- *Molécule (2)* – Le groupe –COOH est caractéristique des acides carboxyliques. Notamment, celui-ci comporte deux atomes de carbone, il s’appelle donc l’acide éthanoïque.
- *Molécule (3)* – Cette molécule comporte le groupe carbonyle (–CO–) caractéristique des cétones. Comme sa chaîne principale est composée de 4 atomes de carbone, il s’agit de la butanone.
- *Molécule (4)* – Le groupe carbonyle –CHO caractérise les aldéhydes. Notamment, puisque cette molécule possède 4 atomes de carbone, elle s’appelle : le butanal.

14 Nomenclature

Énoncé
p. 29

Lycée Bouchardon, Chaumont

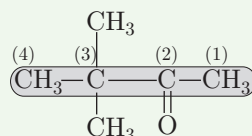
- 1 Le groupe carboxyle –COOH est caractéristique des acides carboxyliques. Or, puisque la chaîne principale de cette molécule comporte 4 atomes de carbone, elle s’appelle : l’acide butanoïque.
- 2 La chaîne principale de la molécule proposée par l’énoncé comporte un groupe carbonyle (–CHO) caractéristique des aldéhydes et 4 atomes de carbone. Par conséquent c’est un butanal :



La numérotation de cette chaîne démarrant par l’atome de carbone du groupe carbonyle, un groupe éthyl (–CH₂–CH₃) apparaît lié à l’atome de carbone n°2. Il s’ensuit que cette molécule s’appelle : le 2-éthylbutanal.

- 3 La molécule présente un groupe carbonyle (–CO–) caractéristique des cétones et sa chaîne principale comporte 4 atomes de carbone ; c’est donc une butanone (préciser la position du groupe carbonyle est superflu puisque cette position est unique) – Voir schéma page suivante.

CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1



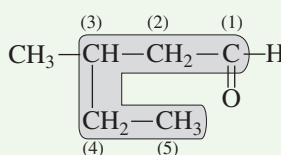
En démarrant la numérotation des atomes de carbone de la chaîne principale au plus près du groupe carbonyle, deux groupes méthyl ($-\text{CH}_3$) apparaissent liés à l'atome de carbone n°3. Par suite, cette molécule est :
la 3,3-diméthylbutanone.

15 Composés oxygénés

➔ Énoncé
p. 29

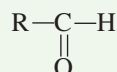
Lycée Claude Bernard, Paris

- 1 La molécule proposée présente un groupe carbonyle ($-\text{CHO}$) caractéristique des aldéhydes, lequel groupe définit l'extrémité à partir de laquelle sont numérotés les 5 atomes de carbone de la chaîne principale (c'est un pentanal) :

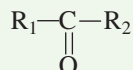


Un groupe méthyl ($-\text{CH}_3$) apparaît ainsi lié à l'atome de carbone n°3, en conséquence de quoi cette molécule s'appelle :
le 3-méthylpentanal.

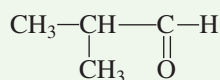
- 2 Le groupe caractéristique des aldéhydes est le groupe carbonyle ($-\text{CHO}$) qui ne peut être localisé qu'en bout de chaîne :



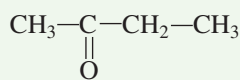
- 3 En revanche, les cétones sont caractérisées par le groupe carbonyle $-\text{CO}-$ qui ne peut pas être situé en bout de chaîne :



- 4 Le méthylpropanal et la butanone ont pour formules semi-développées :



méthylpropanal



butanone

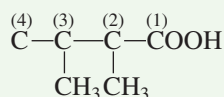
Ces molécules, bien que différentes, possèdent la même formule brute $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$; ce sont des isomères.

COURS

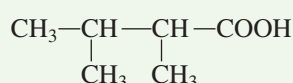
INTERROS

CORRIGÉS

- 5 L'acide 2,3-diméthylbutanoïque présente un groupe carboxyle ($-\text{COOH}$), caractéristique des acides carboxyliques. Ce groupe définit le début de la numérotation des 4 atomes de carbone qui composent la chaîne principale (ce qu'indique la racine *butan*) :



Deux groupes méthyl ($-\text{CH}_3$) sont alors liés aux atomes de carbone n°2 et n°3, tandis que des liaisons $\text{C}-\text{H}$ complètent la tétravalence des atomes de carbone.



Cette molécule a donc pour formule brute :



16 Alcanes et alcools

Énoncé
p. 29

Lycée Alexandre Dumas, Saint-Cloud

- 1 La formule brute d'un alcane composé de n atomes de carbone s'écrit : $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.

- 2 La masse molaire d'un tel alcane vaut alors :

$$M = n M_{\text{C}} + (2n + 2) M_{\text{H}} = n \times 12 + (2n + 2) \times 1 = 14n + 2.$$

Appliquée à l'alcane A, cette relation devient :

$$14n + 2 = M_A = 72 \Rightarrow 14n = 72 - 2 = 70 \Rightarrow n = 5$$

auquel cas cet alcane a pour formule brute C_5H_{12} .

- 3 Deux alcanes sont isomères s'ils possèdent la même formule brute ($\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$), mais sont différents par la longueur de la chaîne hydrocarbonée principale ou par la position des substituants sur cette chaîne.

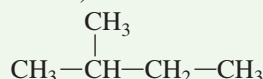
- 4 Plusieurs alcanes isomères possèdent la même formule brute C_5H_{12} :

- l'alcane non substitué, dont la chaîne carbonée comporte 5 atomes de carbone :



qui s'appelle le pentane.

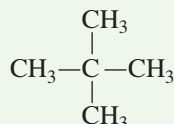
- l'alcane dont la chaîne carbonée comporte 4 atomes de carbone (il s'agit alors d'un butane). Le groupe méthyle porteur du cinquième atome de carbone ne peut alors qu'être lié au deuxième atome de carbone de la chaîne principale (s'il était lié au troisième, il redonnerait la même molécule et s'il était lié au premier, la chaîne principale porterait 5 atomes de carbone) :



CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

Cet isomère s'appelle alors le méthylbutane (la position du groupe méthyle étant unique, la préciser devient superflu).

- l'alcane dont la chaîne carbonée principale ne comporte que 3 atomes de carbone (il s'agit d'un propane), dont le deuxième est lié à deux groupes méthyle ($-\text{CH}_3$) :



Puisque la position de ces groupes est unique (sans quoi la chaîne carbonée principale posséderait 4 atomes de carbone), sa précision est superflue dans le nom de l'alcane : le diméthylpropane.

- 5** Pour une masse molaire donnée, plus une molécule possède de substituants (ici des groupes méthyle $-\text{CH}_3$), plus sa température d'ébullition est basse. C'est pourquoi on peut attribuer les températures d'ébullition aux différents isomères de formule brute C_5H_{12} :

molécule	nombre de substituants	$\theta_{\text{éb}}$
pentane	0	36°C
méthylbutane	1	25°C
diméthylpropane	2	9°C

17 Analyse d'une boisson

Énoncé
p. 30

Lycée Colbert, Lyon

- 1** Les échantillons qui donnent lieu à une seule tache sont ceux des espèces chimiques que l'on cherche à identifier, qui sont le saccharose et l'aspartame. Ils correspondent donc chacun à l'un ou l'autre des échantillons B et D. L'échantillon B se retrouve plus loin de la ligne de dépôt que l'échantillon D, donc il a un plus grand rapport frontal. L'échantillon B correspond donc à l'aspartame, et l'échantillon D au saccharose. Cela nous permet d'identifier les boissons : celle qui contient du saccharose (donc la boisson normale) est la A, et la C est la version *light*. En résumé :

(A) boisson normale (B) aspartame (C) boisson *light* (D) saccharose

- 2** Il s'agit d'estimer la distance du front du solvant à la ligne de dépôt, ainsi que les distances dont ont migré l'aspartame et le saccharose. En mesurant sur la figure 1.1, on trouve les valeurs indiquées suivantes :

La distance H parcourue par le solvant vaut : $H \approx 40$ mm. La distance dont a migré l'aspartame est $h_{\text{aspartame}} \approx 33$ mm, et la distance dont a migré le saccharose est $h_{\text{saccharose}} \approx 8$ mm.

COURS

INTERROS

CORRIGÉS

On en déduit les rapports frontaux :

(a) de l'aspartame :

$$R_f = \frac{h_{\text{aspartame}}}{H} = \frac{33}{40} \approx 0,83.$$

(b) du saccharose :

$$R_f = \frac{h_{\text{saccharose}}}{H} = \frac{8}{40} = 0,2.$$

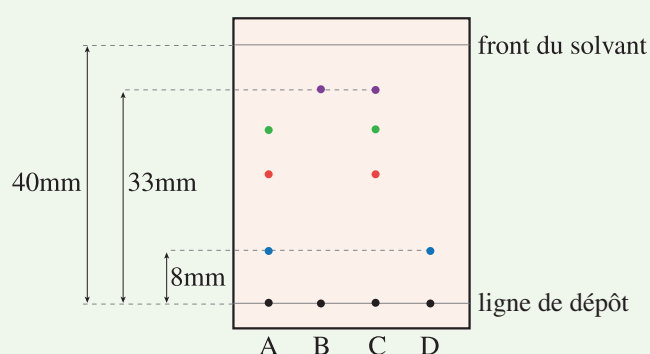


Figure 1.3 – Distances parcourues par le solvant et les différentes espèces.

18 Choix d'un éluant

Lycée Jean-Baptiste Say, Paris

Énoncé
p. 30

Le meilleur éluant dépend des espèces que l'on souhaite mettre en évidence. Dans le cas présent, c'est celui qui va permettre le mieux de les séparer. Les espèces ont un rapport frontal très petit (et comparable) dans le diéthyléthane, donc celui-ci n'est pas du tout adapté. Elles sont bien mieux entraînées par l'hexane, mais leur rapport frontal est comparable, donc l'hexane ne permet pas de bien les séparer. L'acétone est le solvant le mieux adapté, puisque les deux espèces y ont un rapport frontal nettement différent.

19 Chromatographie sur couche mince

Lycée Florent-Schmitt, Saint-Cloud

Énoncé
p. 31

- 1 Le point de dépôt D donne plusieurs taches. Il ne peut donc pas correspondre à un colorant pur. Il s'agit donc du point de dépôt du sirop de fraise. Les autres points correspondent aux quatre colorants. Le point le plus proche du front du solvant correspond à celui qui a un rapport frontal R_f le plus élevé, et celui qui est le plus proche de la ligne de dépôt à celui qui a le rapport frontal le plus petit. On peut donc ainsi identifier

CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

chacun des points en fonction des R_f donnés dans l'énoncé. On obtient le chromatogramme suivant (figure 1.4).

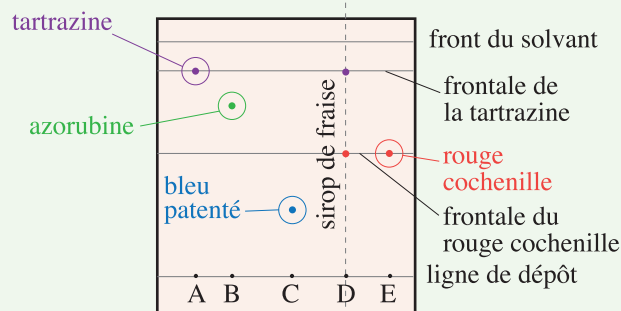


Figure 1.4 – Illustration relative à la question 1.

- 2 On constate que le sirop de fraise a donné deux taches, l'une à l'ordonnée de la tartrazine, l'autre à l'ordonnée du rouge cochenille, donc le sirop de fraise contient ces deux colorants (E102 et E124). On peut également conclure que le sirop de fraise *ne contient pas* les colorants E122 et E131 (azorubine et bleu patenté), et ne contient pas d'autres colorants que ceux pour lesquels on a fait un test, sans quoi on verrait apparaître d'autres taches sur la ligne du sirop de fraise.

20 Synthèse de l'acétate d'éthyle

Énoncé
p. 31

D'après Bac Pondichéry 2014

- 1 Les fonctions chimiques intervenant sont :
- COOH , groupement carboxyle, caractéristique des acides carboxyliques,
 - -OH , groupement hydroxyle, caractéristique des alcools.
- 2 (a) Seul le montage B représente un dispositif de chauffage à reflux : un ballon surmonté d'un réfrigérant à eau.
- Les autres montages représentent une distillation simple (montage C) et une distillation fractionnée (montage B). Or il ne s'agit pas ici de séparer des constituants mais de chauffer le milieu réactionnel sans perte de matière.
- (b) Étape 1 : Étape de synthèse.
Étape 2 : Étape de séparation.
Étape 3 : Étape de purification.
- 3 Par définition, le rendement η est le rapport de la quantité d'acétate d'éthyle réellement produite lors de la synthèse (n_{prod}) à la quantité maximale d'acétate d'éthyle que l'on peut produire (n_{max}) :

$$\eta = \frac{n_{\text{prod}}}{n_{\text{max}}}$$

COURS

INTERROS

CORRIGÉS

On trouve n_{prod} à partir du volume produit V , de la masse volumique ρ et de la masse molaire M de l'acétate d'éthyle :

$$n_{prod} = \frac{\rho \times V}{M}$$

avec $M = 4 \times M(C) + 8 \times M(H) + 2 \times M(O)$

$$M = 4 \times 12 + 8 \times 1 + 2 \times 16 = 88 \text{ g.mol}^{-1}.$$

D'où :

$$n_{prod} = \frac{0,925 \times 5,9}{88} = 6,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

Comme les réactifs sont introduits dans les proportions stœchimétriques, $n_{max} = 0,1 \text{ mol.}$

Le rendement de la réaction vaut donc :

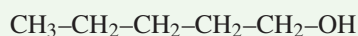
$$\eta = \frac{0,062}{0,1} = 62\%.$$

21 Synthèse de l'acide pentanoïque

Énoncé
p. 33

Lycée Victor Hugo, Colomiers

- 1 La formule semi-développée du pentan-1-ol :



montre que l'atome de carbone porteur du groupe --OH ne possède qu'une seule liaison C--C , ce qui le classe parmi les alcools primaires.

- 2 Un volume $V_1 = 12 \text{ mL}$ de pentan-1-ol présente une masse m_1 qui définit sa masse volumique :

$$\mu_1 = \frac{m_1}{V_1} \Rightarrow m_1 = \mu_1 V_1 = 0,8 \times 12 = 9,6 \text{ g de pentan-1-ol.}$$

Cet échantillon contient donc une quantité de matière n_1 telle que :

$$m_1 = n_1 M_1 \Rightarrow n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{9,6}{88,0} = 0,11 \text{ mol.}$$

- 3 Un volume $V_2 = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$ de solution de permanganate de potassium de concentration $C_2 = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ contient une quantité de matière n_2 telle que :

$$C_2 = \frac{n_2}{V_2} \Rightarrow n_2 = C_2 V_2 = 0,5 \times 0,2 = 0,1 \text{ mol d'ions } \text{MnO}_4^- \text{(aq).}$$

- 4 La connaissance de la composition initiale du milieu réactionnel permet de dresser le tableau d'avancement de la réaction :

	pentan-1-ol		ac. pentanoïque	
	$5 \text{ C}_5\text{H}_{12}\text{O(liq)} + 4 \text{ MnO}_4^- \text{(aq)} + 12 \text{ H}^+$		$\rightarrow 11 \text{ H}_2\text{O(liq)} + 5 \text{ C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2 \text{(aq)} + 4 \text{ Mn}^{2+} \text{(aq)}$	
$x = 0$	n_1	n_2	0	0
$x \neq 0$	$n_1 - 5x$	$n_2 - 4x$	$5x$	$4x$

CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

COURS

INTERROS

CORRIGÉS

6 D'après ce tableau :

- le pentan-1-ol disparaît lorsque l'avancement x prend une valeur x_1 telle que :

$$n_1 - 5x_1 = 0 \Rightarrow x_1 = \frac{n_1}{5} = \frac{0,11}{5} = 2,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol};$$

- les ions permanganate disparaissent lorsque l'avancement prend une valeur x_2 telle que :

$$n_2 - 4x_2 = 0 \Rightarrow x_2 = \frac{n_2}{4} = \frac{0,1}{4} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}.$$

Le réactif limitant (ou introduit en défaut) est celui qui disparaît le premier, c'est-à-dire pour la plus petite des deux valeurs x_1 et x_2 , en l'occurrence x_1 ici. Donc le pentan-1-ol est le réactif limitant.

7 D'après ce qui précède, la réaction cesse lorsque l'avancement prend la valeur $x_1 = 2,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$. La quantité d'acide pentanoïque qui peut théoriquement être formée vaut alors :

$$n_{\text{théo}} = 5x_1 = 5 \times 2,2 \cdot 10^{-2} = 0,11 \text{ mol}.$$

8 La quantité de matière précédente peut être associée à la masse :

$$m_{\text{théo}} = n_{\text{théo}} \times M_3 = 0,11 \times 102,0 = 11 \text{ g d'acide pentanoïque}.$$

9 Puisque la réaction produit seulement une masse $m_{\text{exp}} = 8,4 \text{ g}$ d'acide pentanoïque, son rendement ρ est défini par :

$$\rho = 100 \times \frac{m_{\text{exp}}}{m_{\text{théo}}} = 100 \times \frac{8,4}{11} \Rightarrow \rho = 76\%.$$

22 Suivi de synthèse

➔ Énoncé
p. 34

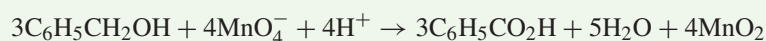


Lycée Notre-Dame de Sion, Paris

1 On commence par équilibrer les éléments qui ne figurent que dans un seul réactif et un seul produit. C'est le cas :

- de l'élément carbone (C), qui ne figure que dans l'alcool benzylique (côté réactifs) et dans l'acide benzoïque (côté produits);
- de l'élément manganèse (Mn), qui ne figure que dans les ions permanganate (côté réactifs) et dans le dioxyde de manganèse (côté produits). Comme chaque molécule d'acide benzoïque et chaque molécule d'alcool benzylique possède sept atomes de carbones, on voit qu'il faut ajouter le coefficient stœchiométrique 3 devant l'alcool benzylique. De la même manière on voit qu'il faut ajouter le coefficient stœchiométrique 4 devant le dioxyde de manganèse. Il nous faut également ajouter le coefficient stœchiométrique 4 devant les ions H^+ , de telle manière que la charge totale des réactifs et des produits soit la même (à savoir ici zéro). Une fois que ceci est fait on doit finalement équilibrer la quantité de matière en atomes d'hydrogène et d'oxygène, en

ajustant le coefficient stœchiométrique de l'eau H_2O dans les produits. On voit que celui-ci doit être égal à cinq, pour que l'on ait 28 atomes d'hydrogène de part et d'autre, et 19 atomes d'oxygène. On obtient en définitive :



- 2 À l'état initial, le système ne contient que les réactifs de la réaction. On voit ainsi, par une lecture verticale à t_0 , que le chromatogramme est identique à celui du réactif pur, donné par une lecture verticale au-dessus de « R ».
- 3 Le temps augmente lorsqu'on se déplace vers la droite sur le chromatogramme ($t_0 < t_1 < t_2 < t_3 < t_4 < t_5 < t_6$). On voit qu'au cours du temps, la tache correspondant au réactif R (ligne supérieure) devient plus ténue, jusqu'à disparaître : la quantité de réactif diminue au cours du temps.
- 4 On peut déceler la présence de produit dans le mélange à la date t_1 : une lecture verticale du chromatogramme à cette date montre une tache ténue ayant le rapport frontal du produit.
- 5 Une heure et demie correspond à six fois quinze minutes, soit la date t_6 . On voit que le réactif n'est plus décelable dès la date t_5 , il n'est donc pas nécessaire d'attendre une heure et demie pour arrêter le chauffage : une heure et quinze minutes suffisent pour rendre le réactif indécélable.

23 L'indigo

Énoncé
p. 34

Lycée Fénelon Sainte Marie, Paris

- 1 Les réactifs sont le 2-nitrobenzaldéhyde, l'acétone et les ions hydroxyde. Les produits sont l'indigo, les ions éthanoate et l'eau.
- 2 La masse molaire du 2-nitrobenzaldéhyde est :

$$M_1 = 7 \text{ M(C)} + 5 \text{ M(H)} + 3 \text{ M(O)} + \text{M(N)}$$

$$M_1 = 7 \times 12 + 5 \times 1 + 3 \times 16 + 14 = 151 \text{ g.mol}^{-1}.$$

On en déduit $n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{1}{151} = 6,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}.$

En ce qui concerne les ions hydroxyde :

$$n_2 = C_s \times V_s$$

$$n_2 = 2 \times 5 \cdot 10^{-3} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}.$$
- 3 La masse molaire de l'acétone est :

$$M_3 = 3 \text{ M(C)} + 6 \text{ M(H)} + \text{M(O)}$$

$$M_3 = 3 \times 12 + 6 \times 1 + 16 = 58 \text{ g.mol}^{-1}.$$

La masse d'acétone se calcule à partir du volume et de la masse volumique :

$$m_3 = \rho_3 \cdot V = 1,05 \times 10 = 10,5 \text{ g}.$$

CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

COURS

INTERROS

CORRIGÉS

On en déduit la quantité initiale d'acétone :

$$n_3 = \frac{m_3}{M_3}$$

$$n_3 = \frac{10,5}{58} = 1,8 \cdot 10^{-1} \text{ mol.}$$

4 Le tableau d'avancement s'écrit :

	$2 \text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3\text{N} + 2 \text{C}_3\text{H}_6\text{O} + 2 \text{HO}^- \rightarrow \text{C}_{16}\text{H}_{10}\text{N}_2\text{O}_2 + 2 \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^- + 4 \text{H}_2\text{O}$					
$x = 0$	n_1	n_3	n_2	0	0	SOLVANT
$x \neq 0$	$n_1 - 2x$	$n_3 - 2x$	$n_2 - 2x$	x	$2x$	SOLVANT

Tous les réactifs interviennent dans les mêmes proportions stœchiométriques. Le réactif limitant est donc celui présent en plus petite quantité : c'est le 2-nitrobenzaldéhyde.

$$\text{On en déduit } x_{\max} = \frac{n_1}{2} = 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

On en déduit les quantités de matière de chaque espèce dans l'état final :

$$n(\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3\text{N}) = 0 \text{ mol (réactif limitant)}$$

$$n(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = 1,8 \cdot 10^{-1} - 2 \times 3,3 \cdot 10^{-3} = 1,7 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

$$n(\text{HO}^-) = 1,0 \cdot 10^{-2} - 2 \times 3,3 \cdot 10^{-3} = 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{Indigo}) = 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-) = 2 \times 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 6,6 \cdot 10^{-3}.$$

L'eau est utilisée comme solvant.

5 On peut en déduire la masse maximale théorique de cette synthèse :

$$m(\text{Indigo}) = n(\text{Indigo}) \times m(\text{Indigo})$$

$$m(\text{Indigo}) = 3,3 \cdot 10^{-3} \times 262 = 8,7 \cdot 10^{-1} \text{ g}$$

6 Le rendement η de cette synthèse est : $\eta = \frac{0,59}{8,7 \cdot 10^{-1}} = 68\%.$

24 Combustion d'un alcane

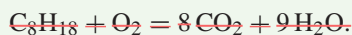
Énoncé
p. 35

Lycée Marceau, Chartres

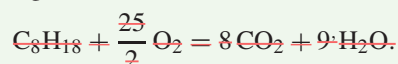
1 La combustion de l'octane (C_8H_{18}) consiste en sa réaction avec le dioxygène O_2 , pour produire du dioxyde de carbone et de l'eau :



Cette équation doit être équilibrée à l'égard du carbone et de l'hydrogène, en agissant directement sur le membre de droite :



Le membre de droite de cette équation contient alors $8 \times 2 + 9 = 25$ atomes d'oxygène qui doivent se retrouver sous forme de molécules O_2 dans le membre de gauche :



CORRIGÉS

- 2 La masse molaire de l'octane valant :

$$M = 8 M_C + 18 M_H = 8 \times 12 + 18 \times 1 = 114 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

une masse $m = 1,50 \text{ g}$ contient une quantité de matière :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1,5}{114} \approx 1,32 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

L'évolution de la combustion de cette quantité d'octane en présence de $n_0 \text{ mol}$ de dioxygène peut être décrite à l'aide du tableau d'avancement suivant :

	$\text{C}_8\text{H}_{18} + \frac{25}{2} \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 9 \text{H}_2\text{O}$			
$x = 0$	n	n_0	0	0
$x \neq 0$	$n - x$	$n_0 - 12,5 x$	$8x$	$9x$

Les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques s'ils disparaissent simultanément du milieu réactionnel, c'est-à-dire si l'avancement prend, en fin de réaction, une valeur x_f telle que :

$$n_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = n - x_f = 0 \Rightarrow x_f = n \approx 1,32 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

et :

$$\begin{aligned} n_{\text{O}_2} = n_0 - 12,5 x_f = 0 &\Rightarrow n_0 = 12,5 \times x_f \approx 12,5 \times 1,32 \cdot 10^{-2} \\ &\Rightarrow n_0 \approx 0,165 \text{ mol de O}_2. \end{aligned}$$

Il a donc fallu introduire, dans le calorimètre, un volume de dioxygène :

$$V_{\text{O}_2} = n_0 \times V_m = 0,165 \times 24 \Rightarrow V_{\text{O}_2} \approx 3,96 \text{ L de O}_2.$$

- 3 L'ensemble {calorimètre + accessoire + eau}, de capacité thermique C , voit sa température varier de $\Delta\theta$ après avoir reçu une chaleur :

$$Q = C \times \Delta\theta = 26,5 \cdot 10^3 \times 2,73 \approx 72,4 \cdot 10^3 \text{ J}.$$

- 4 (a) La quantité $n = 1,32 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ d'octane a libéré la quantité d'énergie E_{lib} qui a permis à la température de l'ensemble de s'élever de $\Delta\theta$. Par conséquent, en l'absence de pertes thermiques, l'énergie E_{lib} a été intégralement récupérée par l'ensemble :

$$E_{\text{lib}} = Q = 72,4 \cdot 10^3 \text{ J}.$$

La chaleur de combustion Q_r de l'octane vérifie alors :

$$\begin{aligned} E_{\text{lib}} &= -n \times Q_r \Rightarrow Q_r = -\frac{E_{\text{lib}}}{n} = -\frac{72,4 \cdot 10^3}{1,32 \cdot 10^{-2}} \\ &\Rightarrow Q_r \approx -5\,481 \cdot 10^3 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} = -5,48 \cdot 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}. \end{aligned}$$

CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

(b) La masse $m = 1,5 \text{ g} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$ d'octane a libéré l'énergie E_{lib} , en conséquence de quoi le pouvoir calorifique de l'octane est défini par :

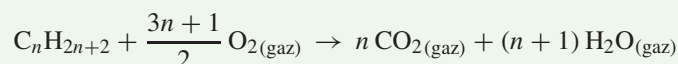
$$\begin{aligned} \text{P.C.} &= \frac{E_{\text{lib}}}{m} = \frac{72,4 \cdot 10^3}{1,5 \cdot 10^{-3}} \\ \Rightarrow \text{P.C.} &\approx 4,8 \cdot 10^7 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1}. \end{aligned}$$

25 Combustion des alcanes

Énoncé
p. 36

Lycée Guy de Maupassant, Colombes

- 1 Pour établir la formule générale de combustion d'un alcane non cyclique, il suffit d'exploiter l'algorithme développé à la page 20 et qui conduit à :



- 2 La masse molaire du dioxyde de carbone étant :

$$M_{\text{CO}_2} = M_{\text{C}} + 2 M_{\text{O}} = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

la masse $m_2 = 13,2 \text{ g}$ de $\text{CO}_{2(\text{gaz})}$ contient la quantité de matière n_2 telle que :

$$m_2 = n_2 M_{\text{CO}_2} \Rightarrow n_2 = \frac{m_2}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{13,2}{44} = 0,30 \text{ mol.}$$

- 3 En notant n_0 et n_1 les quantités de matière initiales en alcane et en dioxygène, le tableau d'avancement de la réaction s'écrit :

	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2} + \frac{3n+1}{2} \text{O}_{2(\text{gaz})} \rightarrow n \text{CO}_{2(\text{gaz})} + (n+1) \text{H}_2\text{O}_{(\text{gaz})}$			
$x = 0$	n_0	n_1	0	0
$x_f \neq 0$	$n_0 - x_f$	$n_1 - \frac{3n+1}{2} x_f$	$n_2 = n x_f$	$n_3 = (n+1) x_f$

À la fin de la réaction, l'avancement prend alors une valeur x_f qui détermine les quantités de matière de dioxyde de carbone et d'eau :

$$\begin{aligned} \begin{cases} n_3 = (n+1) x_f \\ n_2 = n x_f \end{cases} &\Rightarrow \frac{n_3}{n_2} = \frac{n+1}{n} = 1 + \frac{1}{n} \\ &\Rightarrow \frac{1}{n} = \frac{n_3}{n_2} - 1 = \frac{0,35}{0,3} - 1 = \frac{0,05}{0,3} \\ &\Rightarrow n = \frac{0,3}{0,05} = 6. \end{aligned}$$

Par conséquent, la formule brute de A est : C_6H_{14} .

COURS

INTERROS

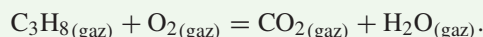
CORRIGÉS

26 Combustion du propane

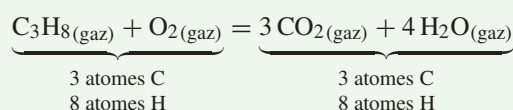
Énoncé
p. 36

Lycée Félix Faure, Beauvais

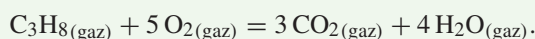
Déterminons, au préalable, l'équation de la réaction de combustion du propane dans le dioxygène, qui produit du dioxyde de carbone ($\text{CO}_{2(\text{gaz})}$) et de la vapeur d'eau ($\text{H}_2\text{O}_{(\text{gaz})}$) :



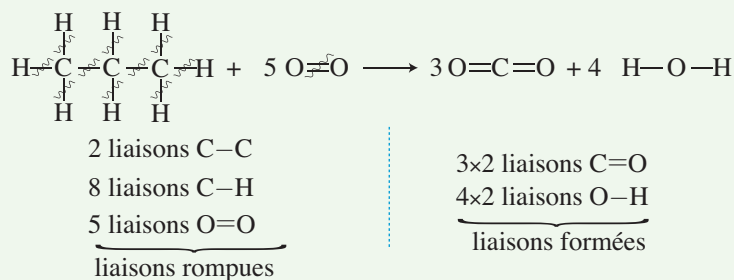
- Cette équation doit être équilibrée à l'égard des éléments carbone et hydrogène, en agissant directement sur le membre de droite :



- Le membre de droite présente alors $3 \times 2 + 4 = 10$ atomes d'oxygène, que l'on doit retrouver sous forme de molécules O_2 :



Recensons alors les liaisons formées et les liaisons rompues au cours de ce processus :



La chaleur de réaction vaut alors :

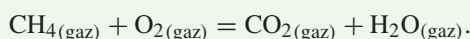
$$\begin{aligned} Q_r &= \sum E_{\text{liaisons rompues}} - \sum E_{\text{liaisons formées}} \\ &= (8 E_{\text{C-H}} + 2 E_{\text{C-C}} + 5 E_{\text{O=O}}) - (6 E_{\text{C=O}} + 8 E_{\text{O-H}}) \\ &= (8 \times 412 + 2 \times 348 + 5 \times 496) - (6 \times 804 + 8 \times 463) \\ &\Rightarrow Q_r = -2,03.10^3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}. \end{aligned}$$

27 Combustion du méthane

Énoncé
p. 36

Lycée Rosa Parks, Montgeron

- La combustion du méthane (CH_4) consiste en sa réaction avec le dioxygène pour former du dioxyde de carbone et de l'eau :



CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

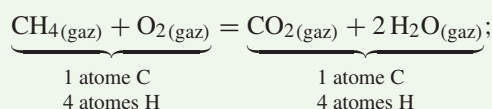
COURS

INTERROS

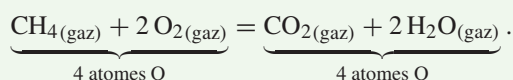
CORRIGÉS

Pour équilibrer cette réaction :

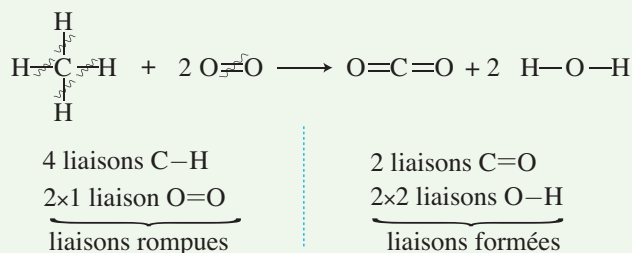
- on équilibre, à l'aide de $\text{CO}_{2(\text{gaz})}$ et de $\text{H}_2\text{O}_{(\text{gaz})}$, pour les éléments C et H :



- le membre de droite de cette équation contient alors $2 + 2 \times 1 = 4$ atomes d'oxygène que l'on doit retrouver dans le membre de gauche :



- 2 (a)** La chaleur de la réaction de combustion du méthane s'obtient après un recensement des liaisons rompues et des liaisons formées au cours de la réaction mentionnée précédemment (car le coefficient stœchiométrique qui accompagne CH_4 vaut 1) :



La chaleur de réaction vaut alors :

$$\begin{aligned} Q_r &= \sum E_{\text{liaisons rompues}} - \sum E_{\text{liaisons formées}} \\ &= (4 E_{\text{C-H}} + 2 E_{\text{O=O}}) - (2 E_{\text{C=O}} + 4 E_{\text{O-H}}) \\ &= (4 \times 410 + 2 \times 494) - (2 \times 803 + 4 \times 462) \\ &\Rightarrow Q_r = -826 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}. \end{aligned}$$

- (b)** La masse molaire du méthane valant :

$$M_{\text{CH}_4} = M_{\text{C}} + 4 M_{\text{H}} = 12 + 4 \times 1 = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

une masse $m = 1 \text{ kg} = 1\,000 \text{ g}$ de méthane contient une quantité de matière n telle que :

$$m = n \times M_{\text{CH}_4} \Rightarrow n = \frac{m}{M_{\text{CH}_4}} = \frac{1\,000}{16} = 62,5 \text{ mol}.$$

Le tableau d'avancement de la réaction :

	$\text{CH}_{4(\text{gaz})} + 2 \text{O}_{2(\text{gaz})} = \text{CO}_{2(\text{gaz})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{gaz})}$			
$x = 0$	n	n_0	n_1	n_2
$x \neq 0$	$n - x$	$n_0 - 2x$	$n_1 + x$	$n_2 + 2x$
x_f	0	$n_0 - 2x_f$	$n_1 + x_f$	$n_2 + 2x_f$

montre qu'à l'issue de la combustion complète de n mol de méthane, l'avancement de la réaction prend une valeur x_f telle que :

$$n - x_f = 0 \Rightarrow x_f = n = 62,5 \text{ mol.}$$

Par conséquent, la combustion de 1 kg de méthane dégage l'énergie :

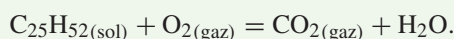
$$\begin{aligned} E_{\text{lib}} &= -x_f \times Q_r = 62,5 \times 826.10^3 \\ \Rightarrow \text{P.C.} &= E_{\text{lib}} \approx 5,16.10^4 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}. \end{aligned}$$

28 Bougie

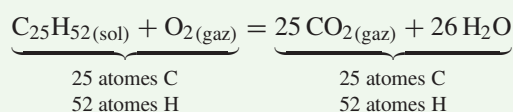
→ Énoncé
p. 37

Institut Notre-Dame, Meudon

- 1 La combustion de la paraffine consiste en une réaction entre $\text{C}_{25}\text{H}_{52(\text{sol})}$ et le dioxygène $\text{O}_{2(\text{gaz})}$, qui produit de l'eau et du dioxyde de carbone :



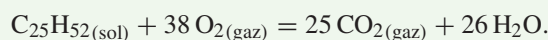
- Cette équation doit être équilibrée à l'égard des éléments carbone et hydrogène :



- À droite de cette équation apparaissent :

$$25 \times 2 + 26 = 76 \text{ atomes d'oxygène.}$$

Ces atomes se retrouvent dans le membre de gauche de l'équation, qui devient alors :



L'expérience révèle que la combustion s'arrête alors qu'il reste de la bougie (de la paraffine). Par conséquent, le réactif limitant est le dioxygène.

- 2 • La masse molaire de la paraffine ($\text{C}_{25}\text{H}_{52}$) vaut :

$$M_p = 25 \times M_C + 52 \times M_H = 25 \times 12 + 52 \times 1 = 352 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Donc, un morceau de paraffine de masse $m = 3,52 \text{ g}$ contient une quantité de matière n_p de paraffine telle que :

$$m = n_p \times M_p \Rightarrow n_p = \frac{m}{M_p} = \frac{3,52}{352} \Rightarrow n_p = 0,01 \text{ mol de } \text{C}_{25}\text{H}_{52}.$$

CHIMIE ORGANIQUE • CHAP. 1

COURS

INTERROS

CORRIGÉS

- Le volume de dioxygène V_{O_2} contenu dans l'air ne représente que 20% de ce volume d'air V_{air} :

$$V_{O_2} = \frac{20}{100} \times V_{air} = 0,2 \times V_{air}$$

de sorte qu'un volume $V_{air} = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$ d'air contient :

$$V_{O_2} = 0,2 \times 0,5 = 0,1 \text{ L de } O_2.$$

Par conséquent, ce volume contient une quantité de matière n_{O_2} en dioxygène, donnée par le volume molaire des gaz :

$$V_{O_2} = n_{O_2} \times V_m \Rightarrow n_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_m} = \frac{0,1}{24}$$

$$\Rightarrow n_{O_2} \approx 4,17.10^{-3} \text{ mol.}$$

- 3** Bien qu'on ignore les quantités initiales de dioxyde de carbone et d'eau (on les notera n_1 et n_2), le tableau d'avancement de la réaction s'écrit :

	$C_{25}H_{52}(sol) + 38 O_{2(gaz)} = 25 CO_{2(gaz)} + 26 H_2O$			
$x = 0$	n_p	n_{O_2}	n_1	n_2
$x \neq 0$	$n_p - x$	$n_{O_2} - 38x$	$n_1 + 25x$	$n_2 + 26x$
x_f	$n_p - x_f$	0	$n_1 + 25x_f$	$n_2 + 26x_f$

Puisque le dioxygène est le réactif limitant, la réaction cesse dès que l'avancement x prend une valeur x_f qui assure la consommation totale de O_2 :

$$n_{O_2} - 38x_f = 0 \Rightarrow x_f = \frac{n_{O_2}}{38} = \frac{4,17.10^{-3}}{38} \approx 1,10.10^{-4} \text{ mol.}$$

- 4** Le tableau d'avancement ci-dessus montre que, lorsque l'avancement prend la valeur x_f , la quantité de paraffine brûlée correspond justement à x_f . Donc la masse de paraffine brûlée vaut :

$$\Delta m_p = x_f \times M_p = 1,10.10^{-4} \times 352 \Rightarrow \Delta m_p \approx 3,87.10^{-2} \text{ g.}$$

29 Spectroscopie infra rouge

Énoncé
p. 38

- 1** Formules semi-développées.

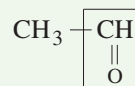
La racine éthane nous indique un squelette carboné constitué de 2 atomes de carbone et les suffixes -ol et -al nous indique respectivement les groupes alcool et aldéhyde.

CORRIGÉS

Éthanol :



Éthanal :



- 2** Pour l'éthanol, le groupe fonctionnel est l'hydroxyle (famille : alcool), et pour l'éthanal, le groupe fonctionnel est le carbonyle (famille : aldéhyde).
- 3** Le spectre IR2 montre une bande large et intense autour de $3\,300\text{ cm}^{-1}$ qui caractérise le groupe hydroxyle de l'éthanol.

Le spectre IR1 montre une bande fine et intense autour de $1\,700\text{ cm}^{-1}$ qui caractérise le groupe carbonyle de l'éthanal.