



TD CH13 Les différentes familles de molécules organiques.

Fonction organique	Formule générale	Terminaison	Règle de nomenclature	Exemples
Alcool	R—OH.	ol	On remplace le e final de l'alcane correspondant par ol précédé du numéro de position du groupe hydroxyde OH. OH a priorité pour la numérotation de chaîne.	
Aldéhyde	R—CHO	...al	On remplace le e final de l'alcane correspondant par al précédé . Ce groupement se trouve toujours en bout de chaîne : pas de position à préciser	
Cétone	R ₁ -CO-R ₂one	On remplace le e final de l'alcane correspondant par one précédé du numéro de position du groupe carboxyle CO. CO a priorité pour la numérotation de chaîne.	
Acide carboxylique	RCOOH ou RCO ₂ H	Acide ...oïque	On remplace le e final de l'alcane correspondant par oïque, le nom est précédé du mot acide. Ce groupement se trouve toujours en bout de chaîne : pas de position à préciser. RCOOH a priorité pour la numérotation.	
Ester	R1 – COO-R2	oate..yle	Partie1: R1-C On remplace le e final de l'alcane correspondant par oate Partie2 : R2 On remplace le e final de l'alcane correspondant par oyle. Associer les deux noms.	
Amine	R—NH ₂	...amine	On ajoute au nom de l'alcane correspondant le motamine.	



Activité 2 Équations de combustion

Démarche d'investigation

Compétences scientifiques évaluées
• Extraire une information utile.
• Faire preuve de curiosité.

On appelle combustion la réaction entre un combustible et un comburant (en général le dioxygène). Cette réaction libère de l'énergie, utilisée entre autres dans les moteurs des voitures.

Pour commencer (question d'échauffement)

Sur le site Internet de l'Ademe (Agence de l'environnement et de la maîtrise de l'énergie), on peut trouver un schéma analogue au suivant (Fig. 1).

Soit une voiture roulant 15 000 km par an. On calcule, en fonction de son type de carburant, le coût en carburant et le rejet de CO₂ en tonne annuelle.

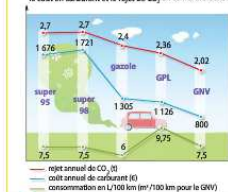


Fig. 1 Rejet de CO₂ annuel par certains carburants.

Investigation

Comment peut-on calculer la masse de CO₂ rejetée par les différents carburants ?

Quelques idées (hypothèses)



Étude de document (pochette de validation)

Le GPL, ou « gaz de pétrole liquéfié », est un mélange de butane et de propane, de masse volumique voisine de 550 kg · m⁻³. Le GNV, ou « gaz naturel véhiculé », se compose

essentiellement de méthane. Il est stocké dans des réservoirs sous une pression de 200 bars, avec une masse volumique de 0,78 kg · m⁻³. Ces deux types de carburants subissent une combustion dans le moteur (Fig. 2), ce qui permet aux voitures de se mouvoir.

Lorsque le dioxygène est en large excès, la combustion est complète : les seuls produits de la réaction sont le dioxyde de carbone et l'eau. Mais si la quantité de dioxygène devient insuffisante, il peut également se former du monoxyde de carbone et même du carbone.



Fig. 2 Les produits de la combustion sont libérés par le pot d'échappement.

1. a. Calculer la valeur de la masse de GNV consommée par an pour une voiture qui parcourt 15 000 km.

b. Écrire l'équation de la combustion complète du méthane (CH₄).

c. Calculer la valeur de la masse de CO₂ rejetée par la combustion complète de la masse de GNV calculée à la question 1. a.

2. En supposant que le GPL contient 50 % en masse de butane (C₄H₁₀) et de propane (C₃H₈), calculer la valeur de la quantité de CO₂ émise chaque année par une voiture roulant au GPL.

3. Le super 95 est un mélange de différents hydrocarbures, de formule générale C_nH_{2n+2}, de masse volumique voisine de 0,70 kg · L⁻¹.

En supposant que la combustion de ces hydrocarbures est complète, utiliser la valeur de l'émission en CO₂ annuelle pour déterminer le volume de carburant responsable de ce rejet.

4. Pour chacun des résultats obtenus aux questions 1. c. 2 et 3, comparer la valeur trouvée à celle affichée sur la figure 1. S'il y a un écart, comment peut-on l'expliquer ?

Pour conclure

1. À quelle(s) condition(s) peut-on calculer la masse de dioxyde de carbone émise par la combustion d'une masse *m* d'alcane ?

ACTIVITÉ 2

Équations de combustion

p. 203

1. a. D'après le schéma de l'ADEME, la consommation en GNV est de 7,5 m³ pour 100 km, soit 1,1 × 10³ m³ pour 15 000 km. La masse volumique du GNV étant de 0,78 kg · m⁻³, la masse demandée vaut $m(\text{GNV}) = 8,8 \times 10^2 \text{ kg} = 8,8 \times 10^5 \text{ g}$.

b. $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.

c. On assimile, comme l'affirme le document, le GNV au méthane.

D'après l'équation ci-dessus, il se forme une mole de dioxyde de carbone pour une mole de méthane. $n(\text{CH}_4) = m(\text{GNV})/M(\text{CH}_4) = 8,8 \times 10^5/16 = 5,5 \times 10^4 \text{ mol} = n(\text{CO}_2)$.

On en déduit que $m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 5,5 \times 10^4 \times 44 = 2,4 \times 10^6 \text{ g} = 2,4 \text{ t}$.

2. D'après le schéma de l'ADEME, la consommation en GPL est de 9,75 L pour 100 km, soit 1,5 × 10³ L pour 15 000 km.

Puisque la masse volumique du GPL est voisine de 550 kg · m⁻³, cela correspond à une masse de 804 kg, soit 402 kg de butane et 402 kg de propane.

L'équation de combustion complète du propane est : $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$.

On en déduit que : $n(\text{CO}_2) = 3n(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \times m(\text{C}_3\text{H}_8)/M(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \times 402 \times 10^3/44 = 2,7 \times 10^4 \text{ mol}$.

L'équation de combustion complète du butane est : $2 \text{C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$.

On en déduit que $n'(\text{CO}_2) = 4n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \times m(\text{C}_4\text{H}_{10})/M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \times 402 \times 10^3/58 = 2,8 \times 10^4 \text{ mol}$.

La quantité de matière totale en dioxyde de carbone est donc $5,5 \times 10^4 \text{ mol}$, soit une masse de 2,4 tonnes.

3. D'après le schéma, la production annuelle de CO₂ (pour 15 000 km) vaut 2,7 tonnes, soit $6,1 \times 10^4 \text{ mol}$. La conservation de la matière implique la consommation de $6,1 \times 10^4$ moles d'atomes de carbone, et du double d'atomes d'hydrogène, soit une masse de super 95 : $m(\text{super 95}) = 6,1 \times 10^4 \times (12 + 2) = 8,6 \times 10^5 \text{ g}$.

La masse volumique du super 95 étant $0,7 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$, le volume de ce carburant est de $1,2 \times 10^3 \text{ L}$ pour 15 000 km.

4. Pour la question 1, on trouve 2,4 tonnes de CO₂ au lieu de 2,02. Si la combustion n'est pas complète, la masse de CO₂ émise sera plus faible que la valeur attendue, mais ce n'est pas forcément un gain pour l'environnement, puisqu'on produit alors du monoxyde de carbone, un gaz très toxique.

Pour la question 2, on trouve 2,4 tonnes de CO₂ au lieu de 2,38. Ce résultat est tout à fait satisfaisant compte tenu du nombre de chiffres significatifs.

Pour la question 3, on trouve une consommation de $1,2 \times 10^3/150 = 8 \text{ L}$ pour 100 km, au lieu de 7,5 L.

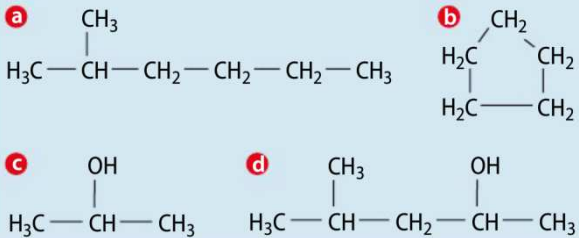
Dans tous les cas, on obtient le bon ordre de grandeur.

5. La valeur de la masse de dioxyde de carbone émise par la combustion d'une masse *m* d'alcane ne peut être calculée que si la combustion est complète.



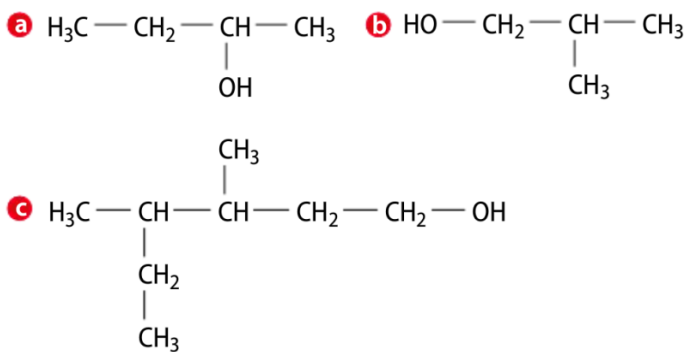
5 Nommer des alcanes et des alcools

Donner le nom des composés correspondant aux formules semi-développées suivantes.



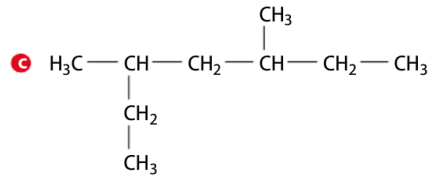
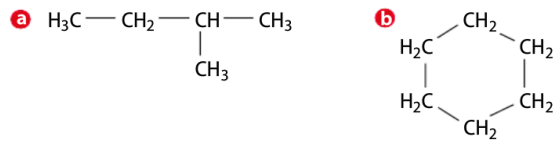
7 Nommer des alcools

Donner le nom des alcools correspondant aux formules semi-développées suivantes.



6 Nommer des alcanes

1. Donner le nom des alcanes correspondant aux formules semi-développées suivantes.



2. Comment appelle-t-on un squelette carboné du type de celui de la molécule **a** ? Même question pour la molécule **b**.

8 ★ Écriture de formules semi-développées

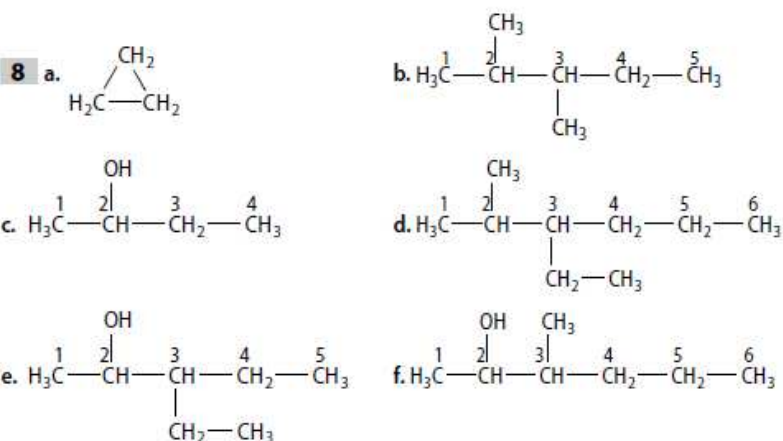
Écrire les formules semi-développées des composés correspondant aux noms suivants :

- a.** cyclopropane ; **b.** 2,3-diméthylpentane ;
c. butan-2-ol ; **d.** 3-éthyl-2-méthylhexane ;
e. 3-éthylpentan-2-ol ; **f.** 3-méthylhexan-2-ol.

6 1. **a** : 2-méthylbutane ; **b** : cyclohexane ; **c** : 3,5-diméthylheptane.

2. Un squelette carboné tel que celui de la molécule **a** est ramifié ; celui de **b** est cyclique.

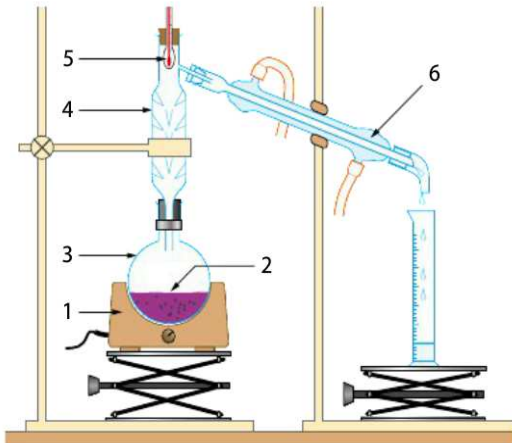
7 **a** : butan-2-ol ; **b** : 2-méthylpropanol ; **c** : 3,4-diméthylhexanol.





12 Distillation fractionnée au laboratoire

Le montage suivant peut être utilisé au laboratoire pour réaliser une distillation fractionnée.



1. Donner le nom des éléments numérotés de 1 à 6.
2. Ce dispositif est utilisé pour distiller un mélange d'hexane, d'octane et de décane.

12. 1 : chauffe-ballon ; 2 : mélange à distiller ; 3 : ballon à fond rond ; 4 : colonne de Vigreux ; 5 : thermomètre ; 6 : réfrigérant.

- a. L'hexane a la température d'ébullition la plus basse : il est le composé recueilli en premier.
- b. Il reste uniquement le décane, car l'hexane et l'octane ont des températures d'ébullition inférieures à 150 °C.

- a. Quel est le composé recueilli en premier après condensation ?
- b. On interrompt le chauffage lorsque la température en haut de la colonne vaut 150 °C. Que reste-t-il dans le ballon ?

Données. Températures d'ébullition sous pression atmosphérique : hexane : 69 °C ; octane : 126 °C ; décane : 174 °C.

27 ★ Combustion du kérosène

De nombreux moteurs d'avion utilisent des carburants à base de kérosène, mélange constitué, entre autres, d'alcane de formule brute $C_{10}H_{22}$.

1. Écrire la formule semi-développée du 2,2,4,5-tétraméthylhexane et vérifier que sa formule brute est $C_{10}H_{22}$.
2. a. Écrire l'équation ajustée correspondant à la combustion complète d'un alcane de formule brute $C_{10}H_{22}$.
b. Quelle masse de dioxyde de carbone est rejetée par la combustion complète d'un kilogramme d'alcane de formule $C_{10}H_{22}$?
3. On donne quelques caractéristiques de l'Airbus A380 :

Capacité : 525 passagers.

Contenance du réservoir : 310 000 litres de kérosène.

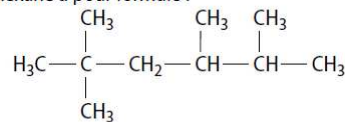
Consommation : 2,9 L de kérosène pour 100 km par passager.

Calculer la masse de dioxyde de carbone rejeté par un A380 plein au cours d'un trajet Paris-New York (6 000 kilomètres). On assimilera le kérosène à des alcanes de formule $C_{10}H_{22}$, de densité 0,70.

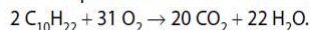


4. Selon vous, à quoi sont dues les traînées blanches laissées par les avions dans le ciel ?

- 27 1. Le 2,2,4,5-tétraméthylhexane a pour formule :



2. a. L'équation de la combustion complète d'un alcane de formule $C_{10}H_{22}$ est :



- b. $M(C_{10}H_{22}) = 142 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1 kg d'alcane de formule $C_{10}H_{22}$ correspond donc à une quantité de matière de $1\,000/142 = 7 \text{ mol}$. D'après l'équation, sa combustion complète entraîne la formation de 70 moles de CO_2 , soit 3 tonnes.

3. La consommation pour 100 km est donnée par passager. L'avion étant plein (525 passagers), il consomme $2,9 \times 525 \times 60 = 9,1 \times 10^4 \text{ L}$ pour 6 000 km.

La densité du kérosène valant 0,7, le volume calculé précédemment correspond à une masse de $6,4 \times 10^4 \text{ kg}$, soit à une quantité de matière $n = (6,4 \times 10^7/142) = 4,5 \times 10^5 \text{ mol}$.

La combustion complète du kérosène forme, d'après l'équation, une quantité de matière $n' = 4,5 \times 10^6 \text{ mol}$ de dioxyde de carbone, soit une masse $m = 2,0 \times 10^8 \text{ g} = 2,0 \times 10^2 \text{ t}$.

4. Les élèves répondront probablement que ces traînées blanches sont dues à l'eau formée lors de la combustion. En réalité, on pense que le passage de l'avion provoque la condensation en gouttes ou en cristaux de la vapeur d'eau déjà présente dans l'atmosphère. Cette eau diffuse alors fortement la lumière.



EXERCICES LES HYDROCARBURES

Exercice n° 1 :

Donner le nom des hydrocarbures suivants, indiquer pour chacun d'eux la famille d'hydrocarbure à laquelle il appartient et vérifier si la formule brute du composé correspond bien à la formule générale de la famille.

- a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ b) $\text{CH}_3\text{-}\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}\text{-CH=CH}_2$ c) $\text{CH}_3\text{-}\overset{\text{C}_2\text{H}_5}{\text{CH}}\text{=}\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}\text{-C-CH}_2\text{-CH}_3$
- d) $\text{CH}_3\text{-}\overset{\text{C}_2\text{H}_5}{\text{CH}}\text{-}\underset{\text{C}_2\text{H}_5}{\text{CH}}\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ e) $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}\text{-CH-CH}_3$ f) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-}\overset{\text{C}_2\text{H}_5}{\text{CH}}\text{-}\underset{\text{CH}_3\text{CH}_3\text{CH}_3}{\text{CH}}\text{-C-CH}_2\text{-CH}_3$

Exercice n° 2 :

Donner la formule semi-développée des hydrocarbures dont les noms suivent :

- a) 2-méthylhex-3-ène b) 2,4-diméthylpentane c) 4,5-diéthyl-3-méthyl-octane
d) heptane e) 2-méthylpent-2-ène f) 2,2-diméthylbutane
g) propène h) diméthylpropane

Exercice n° 3 :

Donner la formule semi-développée des hydrocarbures dont les noms suivent :

- a) 3-méthylbut-1-yne b) 3-éthyl-2-méthylhex-3-ène c) 4-éthylhept-1-yne
d) 3-éthyl-2-méthylpentane e) 4,5-diméthylhex-2-yne f) 2-éthyl-3,4-diméthylpent-2-ène

Exercice n° 4 :

Donner le nom des hydrocarbures suivants :

- a) $\text{CH}_3\text{-}\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}\text{=CH}_2\text{-CH-CH}_3$ b) $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}\text{-}\overset{\text{C}_2\text{H}_5}{\text{CH}}\text{-CH-CH}_3$ c) $\text{CH}_3\text{-}\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}_2\text{-CH}_2\text{-}\overset{\text{C}_2\text{H}_5}{\text{CH}}\text{-}\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}\text{-C-CH}_2\text{-CH}_3$

Exercice n° 5 :

Certains composés d'usage courant sont des hydrocarbures :

1) L'acétylène est un gaz utilisé dans les chalumeaux oxyacétylénique qui comportent une bouteille d'acétylène et une bouteille de dioxygène sous pression.

- a) Chercher l'autre nom et la formule de l'acétylène
b) La flamme du chalumeau est bleue, écrire l'équation-bilan de la combustion correspondante.
c) Quelle masse d'eau sera dégagée par la combustion de 0,5 L d'acétylène si on considère que sous pression une mole d'acétylène occupe un volume de 10 L?

2) Les liquides correcteurs portent la mention : sans trichloroéthane, contient du méthylcyclohexane
Donner la formule semi-développée de ces molécules.

3) Le gaz de ville contient du méthane. Lorsqu'il alimente une gazinière, un des deux feux qui n'a pas été nettoyé depuis longtemps produit une flamme jaune alors que l'autre produit une flamme bleue.

- a) Expliquer la cause de la couleur jaune de la flamme pour le premier feu .
b) Ecrire l'équation-bilan des deux combustions et calculer dans chaque cas le volume de dioxygène nécessaire pour brûler 200 g de méthane.
c)

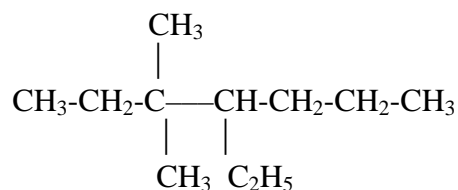
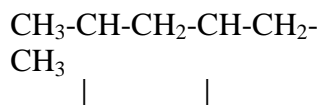
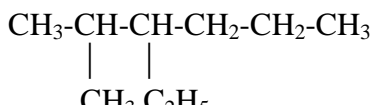
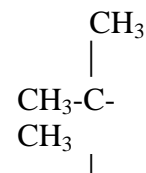
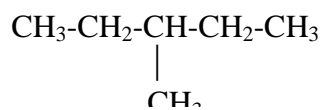
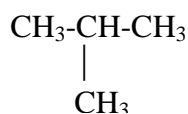
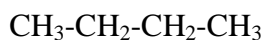


Exercice n° 6 :

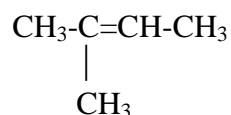
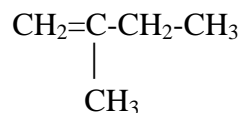
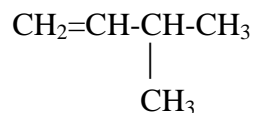
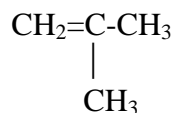
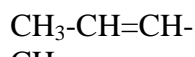
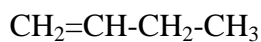
On réalise la combustion du butane en présence de dioxygène.

- 1) Comment peut-on identifier visuellement le type de combustion ?
- 2) La combustion réalisée est une combustion complète.
 - a) Donner l'équation-bilan de cette réaction.
 - b) Calculer la masse molaire du butane.
 - c) Quelle est la masse d'eau obtenue à partir de 20 grammes de butane ?
- d) Quel volume de dioxygène est nécessaire à la combustion de 500 mL de butane ?

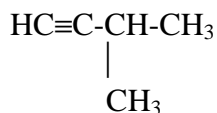
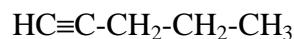
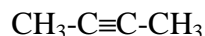
Exercice n° 7 : Nommer un alcane



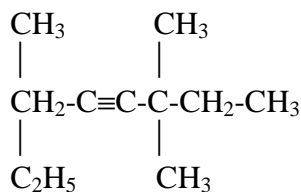
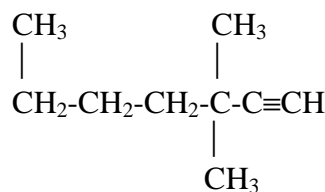
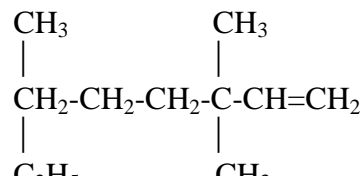
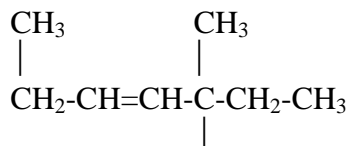
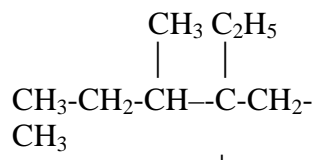
2. Nommer un alcène



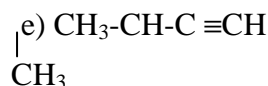
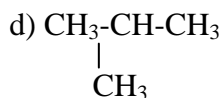
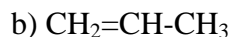
3. Nommer un alcyne



4. Divers.



1) Dans les molécules suivantes indiquer le nombre d'atomes de carbone tétravalents, tétraédriques, trigonaux, digonaux.



2) Nommer les molécules a, b, d et e.

3) Déterminer leurs masses molaires moléculaires.

Exercice n°9 :

1) Ecrire la formule semi-développée des composés suivants :

a) heptane

b) 2-méthylpent-2-ène

c) 4-éthylhept-1-yne

d) 2,2-diméthylbutane

e) 3-éthyl-2-méthylpentane

f) propène

g) 4,5-diméthylhex-2-yne

h) 3-éthyl-2-méthylhex-3-ène

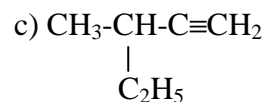
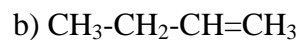
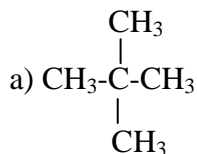
2) Indiquer leurs formules brutes et vérifier qu'elles correspondent à la formule générale du cours.

3) Représenter les molécules avec la convention de Cram.



Exercice n°10 :

1) Nommer les composés suivants :



- 2) Ecrire l'équation-bilan équilibrée de la réaction de combustion complète de chaque composé.
- 3) Calculer le volume de dioxygène produit par la combustion complète de 100 g de chaque composé.
- 4) Calculer la masse puis le volume d'eau ainsi produit.
- 5) Pour chaque molécule, rechercher la formule semi-développée d'un isomère et le nommer.

Exercice n°11 :

La combustion complète de 3,6g d'alcane produit 5,4g d'eau.

- 1) Déterminer la formule brute et la masse molaire de cet alcane.
- 2) Donner les noms et les formules semi-développées des isomères de cet alcane.

DONNEES :

Volume molaire des gaz $V_m=22,4\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$
Masse volumique de l'eau $\rho = 1000\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$



Exercices chimie organique

Feuille

Première S

Alcanes, alcènes, alcynes

Exercice 1 Le craquage

Par craquage du cyclooctane C_8H_{16} , on obtient uniquement un composé non cyclique de formule C_4H_8 .

1. Ecrire l'équation chimique du craquage réalisé.
2. Donner tous les isomères de constitution du produit de craquage.
3. Parmi ces isomères, quels sont ceux qui présentent une isomérie Z/E ? Les dessiner en faisant apparaître cette isomérie.

Exercice 2 Test à l'eau de brome

Afin de déterminer la formule brute d'un alcène X, on mesure la quantité de dibrome consommée par réaction d'addition. On observe que 2,1 g d'alcène décolorent complètement une solution contenant 8,0 g de dibrome.

1. Donner la formule générale d'un alcène.
2. Ecrire l'équation associée à la réaction d'addition.
3. La transformation a lieu dans des proportions stoechiométriques. En déduire la quantité de matière d'alcène introduit, puis sa masse molaire.
4. Donner la formule brute de X.

Données : $M(Br_2) = 160.0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(C) = 12.0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(H) = 1.0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice 3 Solvants chlorés

Le tableau ci dessous rassemble des données concernant quelques solvants chlorés.

Solvant	Formule	Température d'ébullition sous 1 bar (°C)	Production européenne en 1991 (t)
Chlorométhane	CH_3Cl	- 24	220 000
dichlorométhane	CH_2Cl_2	40,1	234 000
trichlorométhane	$CHCl_3$	61	220 000
tétrachlorométhane	CCl_4	76	250 000
1,1,2-trichloroéthylène	$Cl_2C=CHCl$	86,7	125 000
1,1,2,2-tétrachloroéthylène	$Cl_2C=CCl_2$	121,2	210 000
1,1,1-trichloroéthane	$H_3C - CCl_3$	73,8	1980

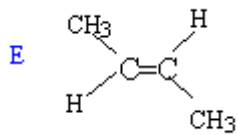
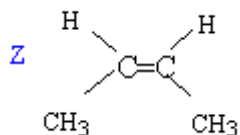
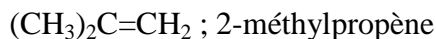
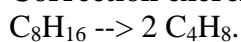
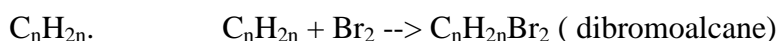


1. Donner l'état physique des solvants du tableau à 25°C et sous 1 bar.
2. Le 1,1,2,2-tétrachloroéthylène peu être fabriqué par craquage d'un mélange de 1,1,2,2-tétrachloroéthane $\text{Cl}_2\text{HC} - \text{CHCl}_2$ et de 1,1,1,2,2-pentachloroéthane $\text{Cl}_3\text{C} - \text{CHCl}_2$. Compléter les équations suivantes :
 $\text{Cl}_2\text{HC} - \text{CHCl}_2 \rightarrow \text{Cl}_2\text{C} = \text{CCl}_2 \dots\dots$
 $\text{Cl}_3\text{C} - \text{CHCl}_2 \rightarrow \text{Cl}_2\text{C} = \text{CCl}_2 \dots\dots$
3. Le chlorométhane CH_3Cl gazeux est synthétisé à 150 °C par action du chlorure d'hydrogène gazeux sur le méthanol CH_3OH gazeux, en présence d'alumine, qui sert de catalyseur. L'excès de chlorure d'hydrogène est éliminé par passage dans une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium. Le chlorométhane est ensuite séché avec de l'acide sulfurique H_2SO_4 , puis comprimé et liquéfié.
 - Ecrire l'équation chimique de la transformation du méthanol en chlorométhane.
 - Par quel type de réaction de chlorure d'hydrogène en excès est-il éliminé ? Ecrire l'équation chimique de cette transformation.
 - Calculer la quantité de matière de méthanol nécessaire à la production européenne de chlorométhane.
 - Calculer en m^3 , le volume occupé par le chlorométhane formé s'il est stocké à 25°C, sous 1 bar.

Données : $M(\text{CH}_3\text{OH}) = 32,0 \text{ g.mol}^{-1}$. $M(\text{CH}_3\text{Cl}) = 50,5 \text{ g.mol}^{-1}$. Volume molaire à 25°C sous 1 bar : $V_m = 24,0 \text{ L.mol}^{-1}$.

Exercice 4

1. A partir de la formule brute $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$, combien peut-on construire de molécules ? On utilisera les règles de l'octet et du duet pour déterminer les formules semi développées.
2. Donner la géométrie autour de chaque atome de carbone.


Exercices chimie organique
Feuille
Première S
Correction exercice 1

Correction exercice 2


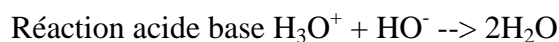
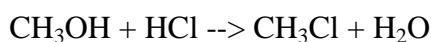
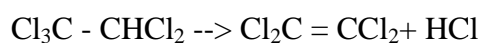
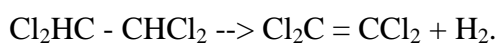
Qté matière Br_2 : $8 / 160 = 0,05 \text{ mol}$ donc $0,05 \text{ mol}$ alcène de masse molaire $12n + 2n = 14n$

Qté de matière (mol) = masse (g) / masse molaire (g/mol)

$$0,05 = 2,1 / (14n) \text{ soit } n = 3 \quad C_3H_6 \text{ soit } CH_3-CH=CH_2 \text{ (propène).}$$

Correction exercice 3

Gaz pour le chlorométhane ; liquide pour les autres à $25^\circ C$ sous 1 bar.



$$220\,000 \text{ t} = 2,2 \cdot 10^{11} \text{ grammes}$$

$$n(\text{mol}) = m(\text{g}) / M(\text{g/mol})$$

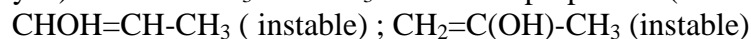
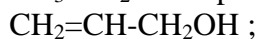
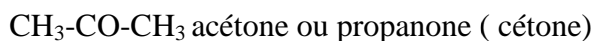
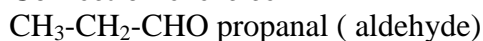
$$2,2 \cdot 10^{11} / 35,5 + 12 + 3 = 4,36 \cdot 10^9 \text{ mol}$$

$$m(\text{méthanol}) = M \cdot n$$

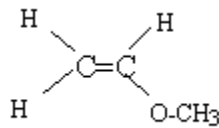
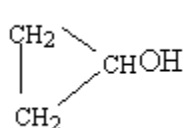
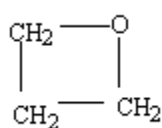
$$(12 + 4 + 16) \cdot 4,36 \cdot 10^9 = 1,39 \cdot 10^{11} \text{ g} = \underline{139\,000 \text{ t.}}$$

volume chlorométhane (L) = Qté matière (mol) fois volume molaire (L/mol)

$$4,36 \cdot 10^9 \cdot 24 = 1,05 \cdot 10^{11} \text{ L} = \underline{1,05 \cdot 10^8 \text{ m}^3}.$$

Correction exercice 4


d'autres molécules :



carbone tétraédrique (lié à 4 groupes d'atomes) : le carbone est au centre d'un tétraèdre et les quatre liaisons sont dirigées vers les sommets du tétraèdre

carbone trigonal (lié à 3 groupes d'atomes) : structure triangle plan (angles proches de 120°)