

Combustion

Activité 1 : Quels carburants pour demain ?

Carburants et biocarburants

La plupart des véhicules actuels sont munis de moteurs thermiques ; ces moteurs utilisent la combustion de carburants comme source d'énergie (gazole, essences, GPL ...).

La combustion de ces molécules libère un gaz à effet de serre : le dioxyde de carbone (CO₂)

Par ailleurs, ces combustibles d'origine fossile ne sont pas renouvelables à l'échelle humaine. Outre les recherches menées dans le domaine de la motorisation électrique des véhicules, les physiciens et les chimistes travaillent sur les biocarburants qui font partie des sources énergétiques renouvelables.

Document 1 : Les carburants non renouvelables

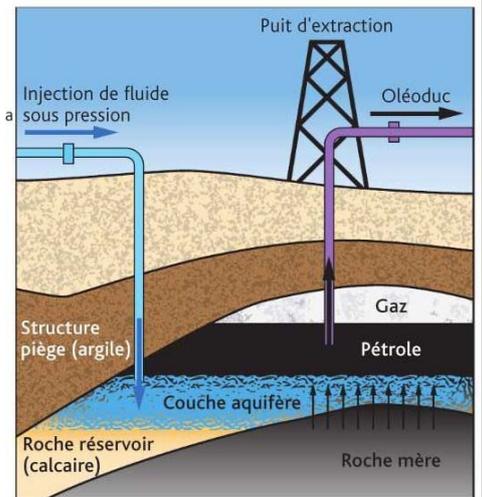
L'extraction du pétrole

L'injection sous pression d'eau ou de vapeurs additionnées de produits chimiques pour baisser l'adhérence du pétrole à la roche permet d'extraire 50 % maximum du pétrole d'un gisement.

Par différence de densité, le gaz, le pétrole et la couche aquifère se séparent dans la roche-réservoir.

Le pétrole contenu dans la roche mère remonte jusqu'à une couche de roche poreuse sur montée d'une couche imperméable.

Le pétrole exploité aujourd'hui s'est formé il y a 20 à 350 millions d'années, à partir d'algues et de plancton qui se déposaient au fond des océans pour former avec les boues des couches de sédiments riches en matières organiques. Une lente transformation des boues, à des températures de 65 °C à 120 °C sous forte pression, a permis la formation de roches (roches mères) imprégnées d'un mélange complexe d'hydrocarbures : le pétrole. **Non renouvelable à notre échelle de temps, la source de cette énergie fossile est limitée.**



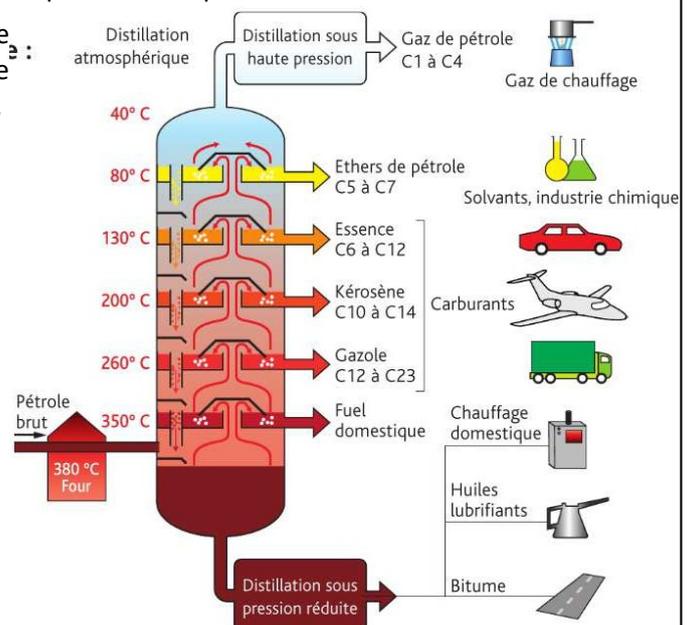
Le raffinage du pétrole

Le pétrole contient plusieurs milliers d'hydrocarbures linéaires et cycliques différents. Pour les séparer, on utilise le fait que la température d'ébullition des hydrocarbures augmente avec leur nombre d'atomes de carbone. Le raffinage du pétrole permet de séparer par actions de distillation les carburants que nous utilisons pour les transports.

La distillation des alcanes gazeux à température ordinaire s'effectue à pression supérieure à la pression atmosphérique, et celle des hydrocarbures les plus lourds s'effectue à pression réduite.

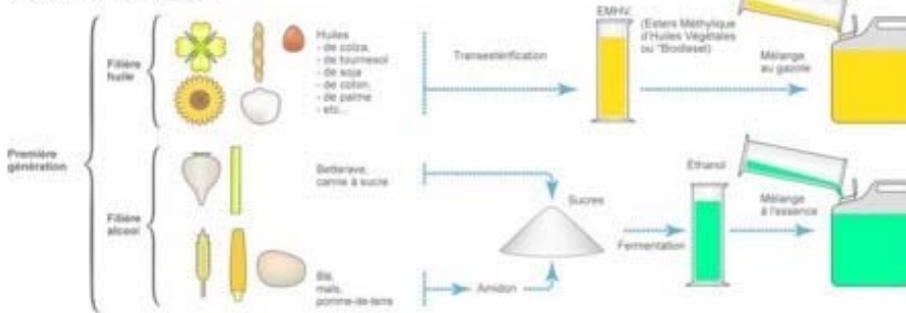
Des transformations ont lieu ensuite :

- Le craquage catalytique permet de convertir les huiles les plus lourdes en produits plus légers (gaz, essence) en cassant les molécules à haute température et en présence de catalyseurs.
- L'isomérisation permet d'améliorer l'indice d'octane des essences par transformation d'alcane linéaires en isomères ramifiés.
- L'hydrotraitement permet d'éliminer le soufre et l'azote contenus dans les hydrocarbures (sources de pollution atmosphérique).



1^{ère} génération : Ces carburants sont actuellement distribués.

Les filières classiques

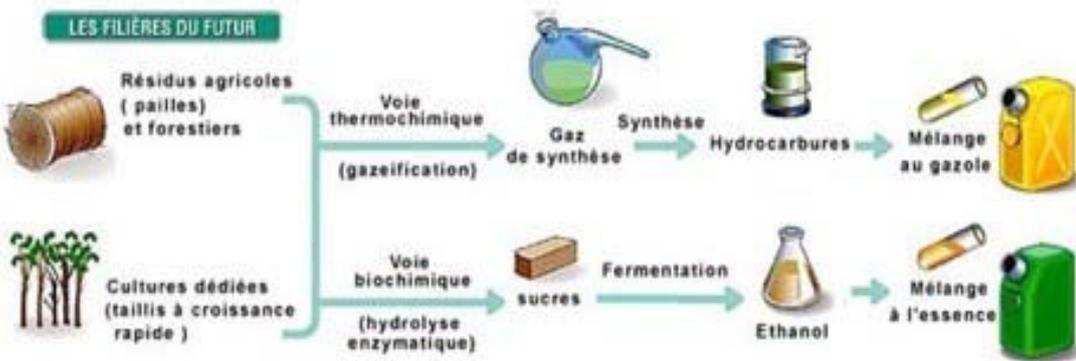


L'éthanol est ajouté aux essences. Ces carburants sont commercialisés sous l'appellation :

- SP 95 E10 (contient 10 % d'éthanol)
- E85 contient 85 % d'éthanol : ce carburant ne convient qu'aux véhicules équipés d'une motorisation Flex-Fuel.

Problèmes : Il est difficilement admissible de transformer des denrées alimentaires en carburants quand une partie de la population mondiale souffre de malnutrition. Par ailleurs ces productions poussent à augmenter les surfaces agricoles et accélèrent la déforestation de notre planète et l'acidification des sols.

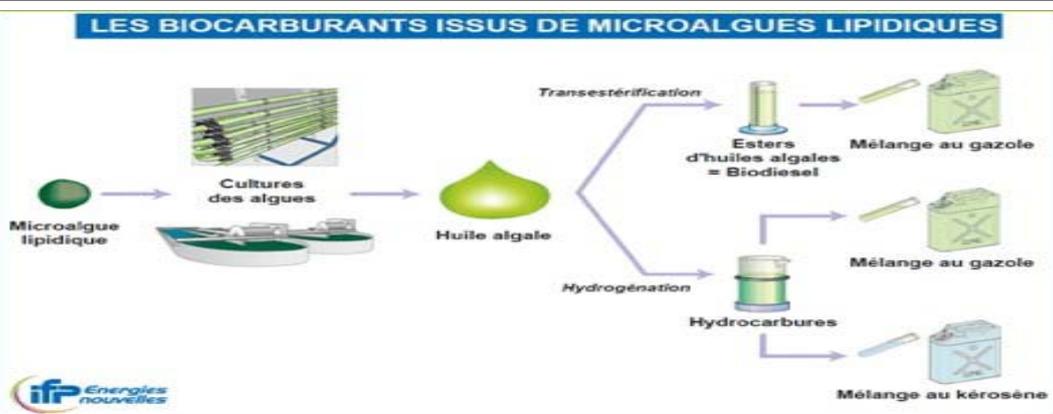
2^{ème} génération : Ces carburants sont actuellement en phase expérimentale.



On reprend les mêmes protocoles de mélanges que dans le cas précédent.

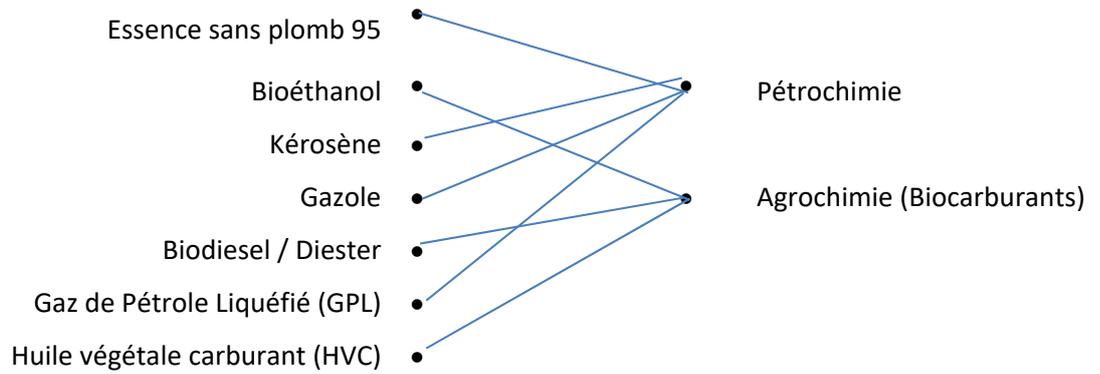
Avantages par rapport aux biocarburants de première génération : ils sont fabriqués, en partie, à partir de déchets agricoles ou industriels.

3^{ème} génération : Ces carburants sont actuellement à l'étude.



Certaines microalgues ont la capacité de stocker des lipides (huiles), avec un rendement qui pourrait être 20 fois supérieur à celui du colza. De plus, certaines souches d'algues pourraient produire directement de l'éthanol ou du dihydrogène.

1. Associer à chaque carburant son origine :



2. Classer dans un tableau les avantages et les inconvénients des 2 types de carburants :

	NON RENOUVELABLE	RENOUVELABLE
AVANTAGE	Ressource en quantité limité	Sources non limité par un stock
INCONVÉNIENTS	Rapidement disponible	Prends de l'espace de culture Consomme de l'

Bilan :

Un carburant fossile est un **carburant** non **renouvelable** extrait

D'un gisement situé dans la croute terrestre.

Les principaux carburants fossiles sont **le pétrole, le gasoil, l'essence et le fuel.**

Un biocarburant est un **carburant.**, provenant de la

Culture de céréale.

Les principaux biocarburants sont **bioéthanol** et le **E85**

Les Carburants

Activité 2 : La combustion : Réaction chimique exothermique

Rappels

Une combustion est une **réaction** nécessitant un **combustible**, un **comburant** et une **énergie d'activation**.

Le comburant le plus répandu est **le dioxygène de l'air**

Lors de la combustion complète d'un...**combustible**. il se forme toujours de **L'eau et du dioxyde de carbone**.

**Équation de la réaction de combustion**

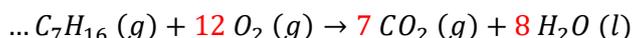
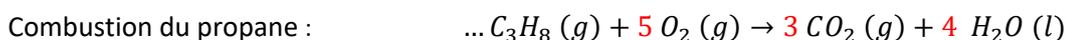
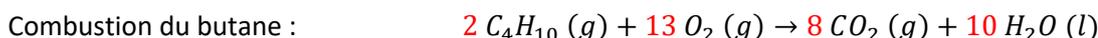
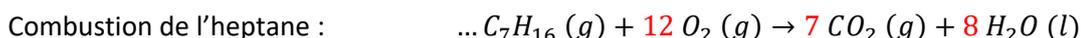
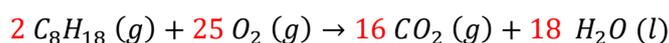
L'**équation de réaction** permet de rendre compte des réactifs et des produits tout en permettant de déterminer des quantités de matière.

Au cours d'une transformation chimique, il y a conservation des éléments chimiques. On modélise la réaction chimique par une équation :

RÈGLES D'ÉCRITURE D'UNE ÉQUATION DE RÉACTION CHIMIQUE

- ① Écrire les formules des réactifs séparées par le signe « + »
- ② Indiquer par une flèche () le sens d'évolution de la transformation chimique
- ③ Écrire à droite de la flèche les formules des produits séparées par le signe « + »
- ④ Exprimer la conservation des éléments (en nature et en nombre) en plaçant devant chaque formule des coefficients les plus simples possible. Cela s'appelle **équilibrer** une équation chimique.
Remarque : quand le coefficient est égal à 1, on ne l'écrit pas.
- ⑤ Indiquer à droite de chaque formule entre parenthèses l'état physique de l'espèce chimique considérée : (s) solide ; (l) liquide ; (g) gazeux ; (aq) ion en solution aqueuse.

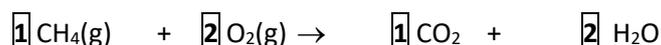
Exemple : Équilibrer l'équation de réaction de la combustion de l'heptane (un des constituants de l'essence):

**1. Équilibrer les équations suivantes :****2. Écrire l'équation équilibrée de la combustion complète de l'iso-octane de formule C_8H_{18} .**

À quoi sert une équation de réaction ?

À permettre de calculer des quantités de matière de produit (parfois de réactifs) à partir de la masse de réactifs.

Nouvelle signification de l'équation chimique :



L'équation chimique donne les proportions dans lesquelles se fait la transformation chimique. Les proportions sont données par les coefficients placés devant chaque espèce chimique.

Ainsi pour la transformation chimique étudiée, chaque fois qu'...**1**..molécule de méthane est mélangée à ...**2**.. molécules de dioxygène, il se forme ...**2**.. molécules d'eau , **1**.. molécule de ...**dioxyde**... de ...**carbone**.

De la même façon, à chaque fois qu'.....**1**..mole de méthane est mélangée à ...**2**....mole de dioxygène, il se forme ...**2**.. mole d'eau , ...**1**.. mole de **dioxyde** de **carbone**.

Une réaction chimique s'arrête lorsque l'un des réactifs a disparu, ce réactif est appelé **réactif limitant**.

Dans le cas d'une combustion le réactif limitant est le carburant : le dioxygène présent dans l'air est en excès.

Application :

Quelle masse de dioxyde de carbone fabrique-t-on lorsque l'on brûle 250 g de butane C_4H_{10} ?

Étapes à utiliser pour résoudre la question :

1. Équation bilan de la combustion.



2. Déterminer la quantité de matière de butane qui va réagir. ($M(\text{C}) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

ASTUCE : Dans un 1^{er} temps, calculer la masse molaire du butane $M(\text{C}_4\text{H}_{10})$, puis en déduire la quantité de matière de butane $n(\text{C}_4\text{H}_{10})$ grâce à la relation : $M = \frac{m}{n}$

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \times M(\text{C}) + 10 \times M(\text{H}) = 4 \times 12,0 + 10 \times 1,0 = 58,0 \text{ g/mol}$$

$$M = \frac{m}{n} \quad \rightarrow \quad n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = \frac{m}{M} = \frac{250}{58,0} = 4,31 \text{ mol}$$

3. En déduire la quantité de matière de dioxyde de carbone formée.

Grâce à l'équation bilan, on voit que pour chaque molécule de butane brûlé, il y a 4 fois plus de molécule de dioxyde de carbone produite. Ainsi : $n(\text{CO}_2) = 4 \times n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \times 4,31 = 17,24 \text{ mol}$

4. Déterminer la masse de dioxyde de carbone. ($M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

$$M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) = 12,0 + 2 \times 16,0 = 44,0 \text{ g/mol}$$

$$M = \frac{m}{n} \quad \rightarrow \quad m(\text{CO}_2) = M \times n = 44,0 \times 17,24 = 758,6 \text{ g}$$

Remarque : on peut aussi déterminer le volume de gaz formé. Dans ce cas le volume molaire est donné, ce volume dépend de la température et de la pression, dans des conditions normales $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

5. Déterminer le volume de dioxyde de carbone $V(\text{CO}_2)$ formé dans l'application précédente.

Grâce à son unité, on peut déterminer la relation entre le volume molaire et le volume :

$$V_m = \frac{V}{n} \quad \rightarrow \quad V = V_m \times n = 24 \times 17,24 = 413,8 \text{ L}$$

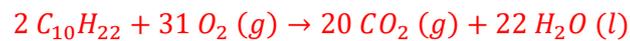
Combustion

Activité 2 : Combustion du kérosène

Un réacteur d'avion de chasse brûle du kérosène en grande quantité et expulse une grande quantité d'air et de gaz brûlés pour créer la poussée de l'avion de chasse. Le kérosène est un mélange d'hydrocarbures contenant des alcanes (C_nH_{2n+2}) de formule chimique allant de $C_{10}H_{22}$ à $C_{14}H_{30}$.

Les données techniques du mirage 2000, fleuron de l'industrie aéronautique militaire française indique que, à régime moyen, le réacteur central du mirage 2000 consomme 0,128 kg de hexane de formule chimique $C_{10}H_{22}$ chaque seconde !

1. Écrire la réaction de combustion de l'hexane avec le dioxygène de l'air comme comburant.



2. Calculer la masse molaire de l'hexane $M(C_{10}H_{22})$. ($M(C) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(H) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

$$M(C_{10}H_{22}) = 10 \times M(C) + 22 \times M(H) = 10 \times 12,0 + 22 \times 1,0 = 142,0 \text{ g/mol}$$

3. En déduire la quantité de matière d'hexane $n(C_{10}H_{22})$ consommée par le réacteur en 1s.

$$M = \frac{m}{n} \quad \rightarrow \quad n(C_{10}H_{22}) = \frac{m}{M} = \frac{128}{142,0} = 0,9 \text{ mol}$$

4. Quelle est la valeur maximale x_{max} que peut prendre l'avancement x ? En déduire le réactif limitant.

5. Quelle est la quantité de matière de dioxyde de carbone produite

D'après l'équation de combustion, on voit que pour une molécule d'hexane produite, il y a 10 fois plus de molécule de dioxyde carbone produit. Ainsi :

$$n(CO_2) = 10 \times n(C_{10}H_{22}) = 10 \times 0,9 = 9 \text{ mol}$$

Ainsi, en une seconde, il y a 9 moles de dioxyde de carbone rejeté.

Combustion

Activité 3 : Alcène et alcool

Modélisation des molécules

La molécule, objet d'étude du chimiste, peut être très complexe. Aussi il est nécessaire de pouvoir la représenter et pour cela de respecter des conventions.

Document 1 : Plusieurs formules pour les molécules

C'est le chimiste Avogadro (1776-1856) qui explique la différence entre un atome et une molécule : « un moyen d'expliquer les faits [...] c'est de supposer que les molécules constituantes d'un gaz quelconque [...] ne sont pas formées [d'un seul atome], mais résultent d'un certain nombre de ces [atomes réunis] ».

Une molécule est donc formée d'atome. C'est sa **formule brute** qui en donne la composition. Un atome est représenté par son symbole chimique et le nombre de chacun d'eux est précisé par un indice, en bas à droite de ce symbole.

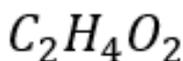
Les molécules sont des édifices chimiques électriquement neutres, dans lesquels les atomes sont



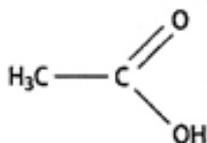
liés entre eux, par des liaisons chimiques appelées **liaisons covalentes**. Entre deux atomes, il peut y avoir une liaison simple, une liaison double ou une liaison triple. La **formule développée** d'une molécule permet de représenter tous ses atomes et leurs liaisons chimiques. Celles-ci sont repérés par un, deux ou trois traits placés entre deux atomes.

Sur la **formule semi-développée** d'une molécule, les liaisons mettant en jeu l'atome d'hydrogène ne figurent pas.

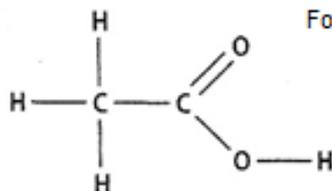
Document 2 : Formules brutes, semi-développées et développées de l'acide éthanóique



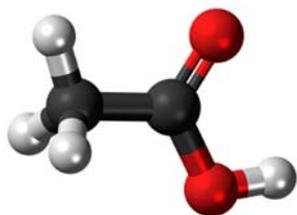
Formule brute



Formule semi-développée



Formule développée



Document 3 : Création des liaisons covalentes

Pour obtenir le ou les électrons qu'ils manquent aux atomes pour satisfaire la **règle du duet ou de l'octet**, un atome va pouvoir établir des liaisons chimiques avec d'autres atomes et former une molécule.

Une **liaison covalente est constituée de deux électrons**, l'un provenant d'un atome de la liaison, l'autre du deuxième atome de la liaison. Autrement dit chaque liaison covalente formée ajoute un électron à l'atome lui permettant au final d'avoir une couche externe saturée à deux ou huit électrons et ainsi **gagner en stabilité**.

1. Donner la définition d'une molécule.

2. Quelles sont les trois différents types de formules représentant les molécules ? Citer leurs particularités ?

La formule développée (tous les atomes et toutes les liaisons sont représentées)

La formule semi-développée (tous les atomes et toutes les liaisons sont représentées à l'exception des liaisons avec les atomes d'hydrogène H)

La formule brut (seuls les atomes sont représentées)

3. Grâce au document 2, compter le nombre de liaison covalente que forme chacun des atomes suivant :

Hydrogène H : 1 liaison

Carbone C : 4 liaisons

Oxygène O : 2 liaisons

4. Pour chacune des molécules de la liste ci-dessous, représenter sa :

FORMULE DEVELOPPEE

FORMULE SEMI-DEVELOPPEE

- Dihydrogène H_2 : $H - H$ H_2
- eau H_2O : $H - O - H$ H_2O
- ammoniac NH_3 : $H - N - H$ NH_3
- méthane CH_4 : $H - C - H$ CH_4
- dioxygène O_2 : $O = O$ $O = O$
- diazote N_2 : $N \equiv N$ $N \equiv N$
- dioxyde de carbone CO_2 : $O = C = O$ $O = C = O$
- $C_4H_{10}O$: $H - C - C - C - C - O - H$ $H_3C - CH_2 - CH_2 - CH_2 - OH$
- CH_6N_2 : $H - N - C - N - H$ $H_3N - CH_2 - NH_3$

Attention pour les formules développées, il manque les liaisons et les atomes d'hydrogène dont les liaisons sont verticales sur tous les atomes de carbone et d'azote qui possèdent respectivement 4 et 3 liaisons.

COMPÉTENCES

- ✓ S'approprier : extraire des informations
- ✓ Réaliser : utiliser des représentations

➔ À la découverte de deux types d'hydrocarbures : les alcanes et les alcènes

Les hydrocarbures sont des molécules composées uniquement d'atomes d'hydrogène et de carbone.

À quelle condition un hydrocarbure appartient-il à la famille des alcanes, des alcènes ?

DOC. 1 Les alcanes

Un hydrocarbure appartient à la famille des **alcanes** si toutes les liaisons dans la molécule sont des liaisons simples. Le nombre d'atomes d'hydrogène liés aux atomes de carbone est maximal. Les alcanes sont des hydrocarbures qualifiés de saturés.

Formule brute d'un alcane :

C_nH_{2n+2} avec n entier.

Exemples d'alcanes	Formule brute	Formule semi-développée
Méthane	CH_4	CH_4
Éthane	C_2H_6	CH_3-CH_3
Propane	C_3H_8	$CH_3-CH_2-CH_3$
Butane	C_4H_{10}	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$

DOC. 2 Les alcènes

Un hydrocarbure appartient à la famille des **alcènes** s'il possède dans sa molécule une double liaison entre deux atomes de carbone. Toutes les autres liaisons dans la molécule sont des liaisons simples. Les alcènes sont des hydrocarbures qualifiés d'insaturés.

Formule brute d'un alcène :

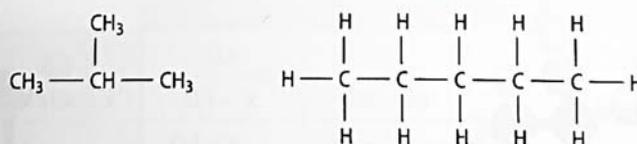
C_nH_{2n} avec n entier.

Exemples d'alcènes	Formule brute	Formule semi-développée
Éthylène	C_2H_4	$CH_2=CH_2$
Propène	C_3H_6	$CH_3-CH=CH_2$
Butène	C_4H_8	$CH_2=CH-CH_2-CH_3$

1. Le pentane est l'alcane dont la molécule comporte cinq atomes de carbone.

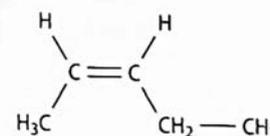
Écrire sa formule brute et sa formule semi-développée.

2. Déterminer la formule brute des alcanes suivants :



3. Le pent-2-ène est un alcène dont la molécule comporte cinq atomes de carbone.

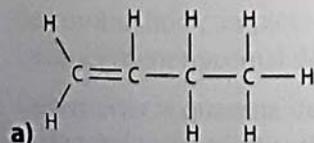
Sa formule semi-développée est représentée ci-contre :



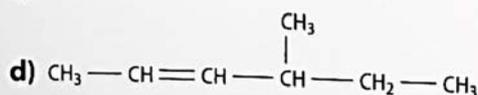
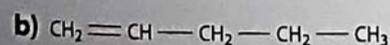
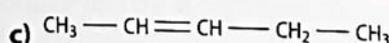
a) En déduire sa formule brute.

b) Représenter un isomère de cet alcène.

4. Écrire les formules brutes des alcènes suivants :



a)



1. Formule brute : C_5H_{12}

Formule semi développée : $H_3C - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$

2. C_4H_{10} et C_5H_{12}

3. a) C_5H_{10}

b) $H_3C - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$

4. a) C_4H_8

b) C_5H_{10}

c) C_5H_{10}

d) C_7H_{14}

COMPÉTENCES

- ✓ S'approprier : extraire des informations
- ✓ Réaliser : utiliser des représentations

→ Les alcools

L'éthanol est un alcool présent dans toutes les boissons alcoolisées. Dans le domaine de la chimie, le mot alcool désigne une famille de molécules qui possède des propriétés particulières.

À quelle condition un composé organique appartient-il à la famille des alcools ?

DDC. 1 Définition d'un alcool

Un alcool est une molécule organique possédant un **groupe hydroxyle -OH** porté par un atome de carbone qui n'est lié à aucun autre groupe caractéristique ni engagé dans une double liaison.

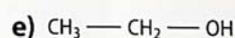
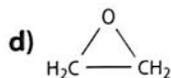
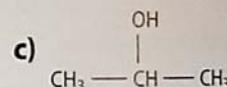
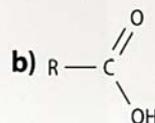
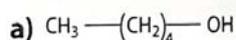
Formule générale d'un alcool : R-OH.

Formule brute d'un alcool : $C_nH_{2n+1}OH$, avec n un entier.

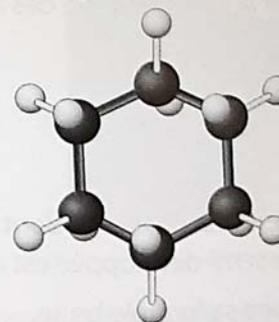
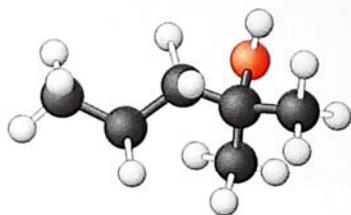
DDC. 2 Exemples d'alcool

Alcool	Formule brute	Formule semi-développée
Méthanol	CH ₃ OH	CH ₃ -OH
Éthanol	C ₂ H ₅ OH	CH ₃ -CH ₂ -OH
Propan-1-ol	C ₃ H ₇ OH	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -OH ou CH ₃ -(CH ₂) ₂ -OH
Butan-1-ol	C ₄ H ₉ OH	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -OH ou CH ₃ -(CH ₂) ₃ -OH

1. Parmi les espèces chimiques suivantes, indiquer celles qui sont des alcools.



2. On a représenté ci-dessous les modèles moléculaires de deux espèces chimiques :



- a) Indiquer si ces molécules sont linéaires ou cycliques.
- b) Écrire leurs formules brutes.
- c) Préciser celle qui appartient à la famille des alcools, justifier la réponse.

1. a, c et e sont des alcools.
2. a) la 1^{ère} est linéaire, la 2^{nde} est cyclique
b) $C_5H_{13}O$ et C_6H_{12}
c) La 1^{ère} molécule est un alcool car il y a un groupe -OH

Groupes caractéristiques

Les liaisons C—C et C—H sont des liaisons très stables et peu sensibles aux réactions chimiques. C'est pourquoi on les trouve en nombre dans les molécules. A l'inverse les autres groupements de molécules se trouvent plus rarement et pas systématiquement dans les molécules.

On va s'intéresser à certains groupements d'atomes : **Les groupes caractéristiques**

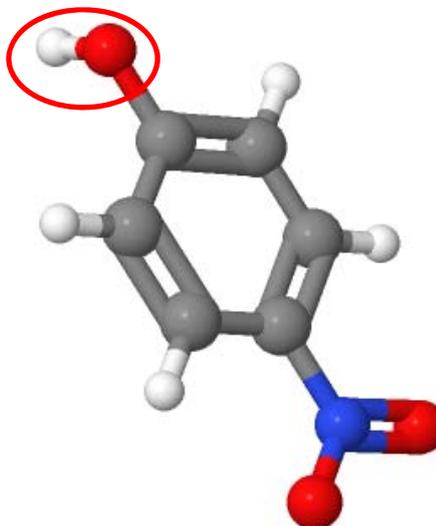
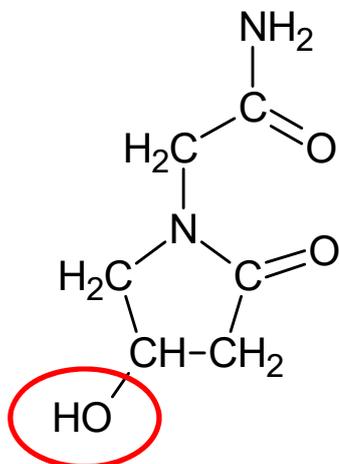
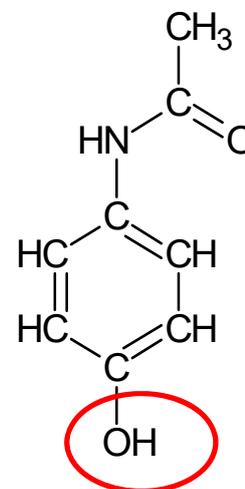
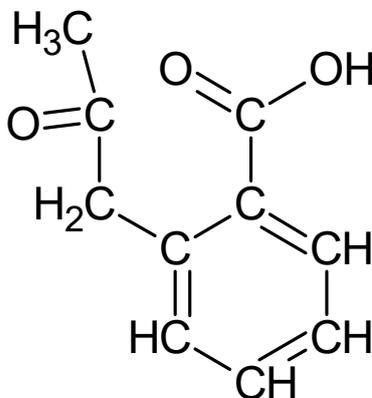
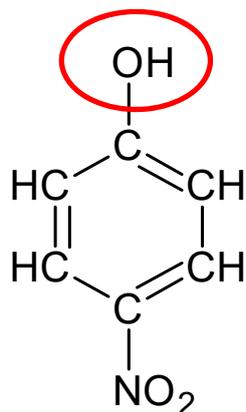
Ces groupes caractéristiques sont des groupements d'atomes différents des liaisons C—C et C—H que l'on retrouve le plus souvent dans les molécules.

NOM DU GROUPE	HYDROXYDE	CARBOXYLE	ESTER	AMIDE
STRUCTURE	—O—H	$\text{—}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{—O—H}$	$\text{—}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{—O—}\overset{\text{—}}{\underset{\text{—}}{\text{C}}}\text{—}$	$\text{—}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{—}\overset{\text{—}}{\underset{\text{—}}{\text{N}}}\text{—}$

Groupe hydroxyle

Le groupe hydroxyle est composé de deux atomes.
Ces atomes sont liés par une liaison simple.

Repérer et nommer les groupes hydroxydes dans les molécules représentées ci-dessous :



Exercices

Exercice 1 : QCM

	A	B	C
Lors d'une combustion complète, il y a production de :	Dioxyde de carbone et d'eau	Dioxyde de carbone et monoxyde de carbone	Dioxyde de carbone et dioxygène
Lors d'une combustion, les quantités de matière des réactifs :	Augmentent	Diminuent	Augmentent et diminuent selon la réaction
Lors d'une combustion, les quantités de matière des produits :	Augmentent	Diminuent	Restent constante
La combustion s'arrête lorsque :	Le réactif limitant est entièrement consommé	Tous les réactifs sont consommés	Les produits sont tous formés
L'équation équilibré de la combustion de l'éthanol avec le dioxygène est :	$C_2H_6O + 3 O_2 \rightarrow 2 CO + 3 H_2O$	$C_2H_6O + 3 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 3 H_2O$	$2 C_2H_6O + 6 O_2 \rightarrow 4 CO_2 + 6 H_2O$
Le PCI du propane est $39,9 \text{ MJ.kg}^{-1}$. Une bouteille de propane contient 13 kg de gaz. L'énergie libérée par la combustion du gaz contenu dans la bouteille est :	$1,9 \cdot 10^{11} \text{ Wh}$	144 kWh	6,019 kJ
La relation liant la quantité de matière n, la masse m, et la masse molaire M est :	$n = m \times M$	$m = \frac{n}{M}$	$n = \frac{m}{M}$
La masse molaire du propane C_3H_8 est : ($M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$, $M_H = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$)	288 g.mol^{-1}	44 g	44 g.mol^{-1}

Exercice 2 : Bouteille de propane

Données : Masses molaires atomiques

$$M_H = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_C = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

1. Calculer la masse molaire du propane C_3H_8 .

$$M(C_3H_8) = 3 \times M(C) + 8 \times M(H) = 3 \times 12,0 + 8 \times 1,0 = 44,0 \text{ g/mol}$$

2. Une bouteille de propane contient une masse de 13 kg de propane. Déterminer la quantité de matière de propane C_3H_8 contenue dans la bouteille.

$$M = \frac{m}{n} \quad \rightarrow \quad n(C_3H_8) = \frac{m}{M} = \frac{13000}{44,0} = 295 \text{ mol}$$

3. Pour 1 mole de propane C_3H_8 qui subit une combustion, quelle est la quantité de matière de dioxyde de carbone que l'on fabrique ? (Écrire l'équation de la combustion).



Pour une mole de propane consommée, il y a 3 moles de dioxyde de carbone produite.

$$n(CO_2) = 3 \times n(C_3H_8) = 3 \times 295 = 886 \text{ mol}$$

4. Quelle est la masse de dioxyde de carbone obtenue par la combustion complète de la bouteille de 13 kg de propane ?

$$M(CO_2) = M(C) + 2 \times M(O) = 12,0 + 2 \times 16,0 = 44,0 \text{ g/mol}$$

$$M = \frac{m}{n} \quad \rightarrow \quad m(CO_2) = M \times n = 44,0 \times 886 = 39\,000 \text{ g} = 39 \text{ kg}$$

5. Sachant que le volume molaire V_m est de $24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$, quel est le volume V occupé par 0,30 mol de CO_2 ?

Grâce à son unité, on peut déterminer la relation entre le volume molaire et le volume :

$$V_m = \frac{V}{n} \quad \rightarrow \quad V = V_m \times n = 24 \times 0,30 = 7,2 \text{ L}$$

Exercice 3 : Relation mathématique

Choisir parmi les relations proposées, la relation 1 permettant de calculer la quantité de matière n .

$$n = m \times M$$

$$n = \frac{M}{m}$$

$$n = \frac{m}{M}$$

RELATION 1

$$n = \frac{m}{M}$$

En déduire les deux autres relations

RELATION 2

$$m = n \times M$$

RELATION 3

$$M = \frac{m}{n}$$