

Introduction à la chimie organique

3^e

Programme du cycle 4 — arrêté du 9 novembre 2015, BO spécial n°11 du 26 novembre 2015

Le bois, le plastique, l'essence, le sucre, votre peau : tous sont bâtis sur le **même atome**. Le carbone a la propriété rare de former **quatre liaisons** et de s'enchaîner avec lui-même, en chaînes, en boucles, en ramifications. De cette seule particularité viennent les millions de molécules du vivant et de l'industrie — et c'est ce que ce chapitre ouvre.

1 Ce qu'est une molécule organique

DÉFINITION

Une **molécule organique** est une molécule bâtie sur un **squelette d'atomes de carbone**, auxquels s'attachent surtout des atomes d'**hydrogène**, et souvent d'oxygène ou d'azote. Le nom vient du XIX^e siècle, où l'on croyait ces molécules réservées aux organismes vivants — on sait depuis qu'elles se fabriquent aussi en usine, mais le mot est resté.

RÈGLE

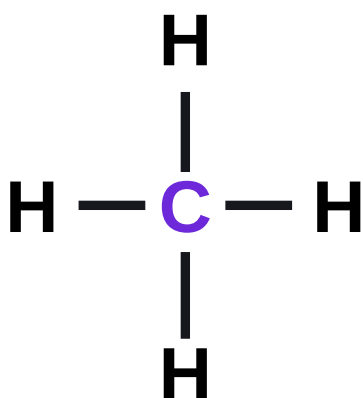
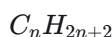
Dans une molécule, un atome de **carbone** établit toujours **4 liaisons**, un atome d'**oxygène** 2, et un atome d'**hydrogène** 1. Cette règle suffit à contrôler n'importe quelle formule développée : un carbone qui ne porte que trois traits est un carbone mal dessiné.

Attention à ne pas conclure trop vite : **toute molécule contenant du carbone n'est pas organique**. Le dioxyde de carbone, le monoxyde de carbone et les carbonates — le calcaire, par exemple — contiennent du carbone et relèvent de la chimie **minérale**. Ce qui fait l'organique, c'est la **chaîne carbonée**, pas la présence d'un atome isolé.

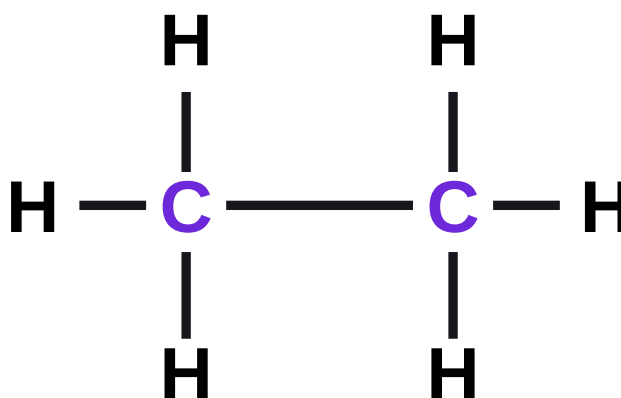
2 Les alcanes, la famille la plus simple

DÉFINITION

Un **alcane** est une molécule formée uniquement de carbone et d'hydrogène — c'est un **hydrocarbure** — dont tous les atomes de carbone sont reliés entre eux par des liaisons simples. La chaîne étant saturée d'hydrogène, une seule formule les décrit tous, où n est le nombre d'atomes de carbone.



méthane



éthane

Formules développées du méthane et de l'éthane : chaque trait est une liaison, et chaque carbone en porte exactement quatre.

RÈGLE

Les quatre premiers alcanes portent des noms qu'il faut connaître, et leur préfixe indique le nombre de carbones : **méthane** (1 C), **éthane** (2 C), **propane** (3 C), **butane** (4 C). À partir de cinq, le préfixe redevient régulier : **pentane**, **hexane**, **heptane**, **octane**. Tous se terminent par **-ane**, la marque de la famille.



ÉCRIRE LA FORMULE BRUTE ET LA FORMULE DÉVELOPPÉE D'UN ALCANE

- 1 Lire le préfixe du nom pour connaître le nombre n d'atomes de carbone.
prop- signifie trois carbones.
- 2 Appliquer la formule générale pour obtenir le nombre d'hydrogènes.
 $2 \times 3 + 2 = 8$
- 3 Écrire la formule brute, qui ne fait que **compter** les atomes : ici C_3H_8 .
- 4 Pour la formule développée, aligner les carbones et les relier par des liaisons simples.
- 5 Compléter chaque carbone jusqu'à quatre liaisons avec des hydrogènes, puis recompter : le total doit retomber sur la formule brute.

LE PIÈGE QUI COÛTE LE PLUS DE POINTS

Confondre la formule brute et la formule développée, et répondre par un dessin quand on demande une formule brute.

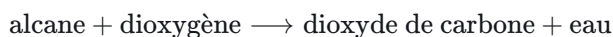
— Les deux décrivent la même molécule et ne répondent pas à la même question. La formule brute **compte** les atomes — C_2H_6 — sans dire comment ils sont reliés. La formule développée **montre les liaisons** et permet de distinguer deux molécules de même formule brute, ce qui arrive dès quatre carbones.

Le réflexe : Lire le verbe de la consigne. « Donner la formule brute » attend deux symboles et deux indices ; « représenter la formule développée » attend un schéma avec tous les traits.

3 La combustion complète d'un alcane

RÈGLE

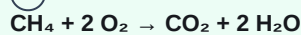
Lorsqu'un alcane brûle **en présence de dioxygène en quantité suffisante**, la combustion est dite **complète** : elle produit du **dioxyde de carbone** et de l'eau, et elle libère de l'énergie. Ces deux produits sont les mêmes quel que soit l'alcane — seuls les nombres changent.



EXEMPLE

Écrire et équilibrer l'équation de la combustion complète du méthane, le gaz de ville.

- 1 On écrit d'abord les formules, sans se soucier des nombres : $CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$.
- 2 Le carbone est déjà équilibré : un à gauche, un à droite.
- 3 Les hydrogènes : 4 à gauche, 2 à droite. On place donc un 2 devant l'eau.
 $2 \times 2 = 4$
- 4 Les oxygènes : à droite, 2 dans le dioxyde de carbone et 2 dans les deux molécules d'eau, soit 4. On place un 2 devant le dioxygène.
 $2 + 2 \times 1 = 4$
- 5 Contrôle final, atome par atome : 1 carbone de chaque côté, 4 hydrogènes, 4 oxygènes.



atome	avant	après
carbone	1	1
hydrogène	4	4
oxygène	4	4

Le contrôle qui clôt tout équilibrage : chaque ligne doit se lire deux fois le même nombre.

LE PIÈGE QUI COÛTE LE PLUS DE POINTS

Équilibrer une équation en changeant les indices : écrire CO_4 pour trouver quatre oxygènes. — Changer un indice change la **molécule** elle-même : CO_4 n'existe pas, et l'équation ne décrit plus la réaction étudiée. Équilibrer, c'est ajuster le **nombre de molécules** — les grands nombres écrits **devant** les formules — jamais leur composition.

Le réflexe : Ne toucher qu'à ce qui est écrit devant les formules. Les indices, écrits en petit et en bas, sont donnés par la nature et ne se négocient pas.

4 La conservation de la masse

RÈGLE

Au cours d'une transformation chimique, les atomes se **réorganisent** mais ne disparaissent ni n'apparaissent. Le nombre d'atomes de chaque élément se conserve, et donc la **masse totale** aussi : la masse des réactifs consommés est égale à la masse des produits formés. C'est la loi énoncée par Lavoisier en 1789.

EXEMPLE

On brûle 16 g de méthane. La combustion consomme 64 g de dioxygène et produit 44 g de dioxyde de carbone. Quelle masse d'eau s'est formée ?

- On calcule d'abord la masse totale engagée dans la réaction :
 $16 + 64 = 80$
- Cette masse se retrouve intégralement dans les produits. On retranche donc le dioxyde de carbone :
 $80 - 44 = 36$
- Le résultat n'a rien d'évident : on a brûlé 16 g de gaz et il se forme 80 g de produits. La différence vient du dioxygène de l'air, invisible mais bien présent sur la balance.

36 g d'eau

5 Combustion incomplète, et le risque qu'elle crée

DÉFINITION

Quand le **dioxygène manque** — appareil mal réglé, pièce non ventilée, conduit obstrué —, la combustion est **incomplète**. Elle produit alors du **monoxyde de carbone** CO et des particules de **carbone** qui donnent une flamme jaune et fumeuse, au lieu de la flamme bleue d'une combustion complète.

Le monoxyde de carbone est **incolore, inodore et mortel** : il se fixe sur l'hémoglobine à la place du dioxygène, et rien n'avertit la victime. C'est pourquoi un chauffe-eau à gaz exige une ventilation qu'on ne bouche jamais, et pourquoi un barbecue ne s'utilise pas à l'intérieur. Une flamme **jaune** sur un appareil à gaz est un signal : elle dit que la combustion est incomplète.

RÈGLE

Deux tests identifient les produits d'une combustion, et ils sont exigibles. L'**eau de chaux** se **trouble** en présence de dioxyde de carbone. Le **sulfate de cuivre anhydre**, blanc, **bleuit** en présence d'eau. Un test décrit sans son résultat attendu ne vaut rien : il faut annoncer les deux.

6 Pétrole et énergies fossiles

Le pétrole, le gaz naturel et le charbon sont des **énergies fossiles** : ils proviennent de matière organique enfouie et transformée sur des millions d'années. Deux conséquences en découlent, et le brevet les attend l'une comme l'autre. Ce sont des ressources **non renouvelables** à l'échelle humaine — ce qui est brûlé ne se reconstitue pas. Et leur combustion **libère du dioxyde de carbone**, gaz à effet de serre, qui était piégé sous terre depuis des millions d'années.

À VÉRIFIER

- Ma molécule est-elle organique — une **chaîne carbonée** — ou minérale, comme le dioxyde de carbone ?
- Chaque carbone de ma formule développée porte-t-il bien **quatre liaisons** ?
- Ai-je équilibré en changeant les **coefficients** devant les formules, jamais les indices ?
- Ai-je recompté chaque élément des deux côtés, carbone puis hydrogène puis oxygène ?
- Ai-je annoncé le **résultat attendu** de chaque test, et pas seulement son nom ?
- Ma masse de produits est-elle égale à ma masse de réactifs ?

À RETENIR

- **Organique** = une **chaîne carbonée**. Le dioxyde de carbone et les carbonates sont minéraux.
- Un **carbone** fait 4 liaisons, un **oxygène** 2, un **hydrogène** 1 — le contrôle de toute formule développée.
- **Alcane** : C_nH_{2n+2} . Méthane, éthane, propane, butane, puis pentane, hexane, heptane, octane.
- **Combustion complète** : alcane + dioxygène → dioxyde de carbone + eau.
- Équilibrer = changer les **coefficients** devant les formules, **jamais** les indices.
- **Conservation de la masse** : masse des réactifs = masse des produits (Lavoisier).
- **Eau de chaux** qui se trouble → dioxyde de carbone.
Sulfate de cuivre anhydre qui bleuit → eau.
- Flamme **jaune et fumeuse** → combustion **incomplète** → **monoxyde de carbone**, incolore, inodore, mortel.
- Énergies fossiles : **non renouvelables**, et leur combustion libère du dioxyde de carbone.