

Introduction à la chimie organique

Ce qui est noté au contrôle, ce n'est pas le résultat seul : c'est le raisonnement posé, puis le calcul mené jusqu'au bout avec l'unité.

1 Donner la formule brute de chaque alcane à partir de son nombre d'atomes de carbone.

- ① a. On applique la formule générale avec $n = 3$:
 $2 \times 3 + 2 = 8$
- ② Le propane a donc pour formule brute C_3H_8 .
- ③ b. Avec $n = 5$:
 $2 \times 5 + 2 = 12$
- ④ Le pentane s'écrit C_5H_{12} .
- ⑤ c. Avec $n = 8$:
 $2 \times 8 + 2 = 18$
- ⑥ L'octane s'écrit C_8H_{18} .
- ⑦ d. On remonte la formule : le nombre d'hydrogènes vaut $2n + 2$, donc on retire 2 puis on divise par 2.
 $(22 - 2) \div 2 = 10$
- ⑧ Il s'agit du décane, $C_{10}H_{22}$.

2 Classer chaque espèce en chimie organique ou en chimie minérale, et justifier en quelques mots.

- ① a. **Minérale.** Le dioxyde de carbone contient du carbone, mais un seul atome, isolé : il n'y a pas de chaîne carbonée.
- ② b. **Organique.** Quatre carbones enchaînés portant des hydrogènes : c'est un hydrocarbure.
- ③ c. **Minérale.** L'eau ne contient aucun atome de carbone.
- ④ d. **Organique.** Six carbones enchaînés, avec de l'hydrogène et de l'oxygène — c'est une molécule du vivant.
- ⑤ Le point a est celui qui trie les copies : la présence de carbone ne suffit pas, il faut une **chaîne**.

3 Équilibrer les équations de combustion complète. Vérifier chaque élément avant de conclure.

- ① a. Trois carbones à gauche imposent 3 molécules de dioxyde de carbone ; huit hydrogènes imposent 4 molécules d'eau.
 $4 \times 2 = 8$
- ② Les oxygènes de droite se comptent alors :
 $3 \times 2 + 4 \times 1 = 10$
- ③ Il en faut 10 à gauche, soit 5 molécules de dioxygène : $C_3H_8 + 5 O_2 \longrightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$.
- ④ b. Avec une seule molécule d'éthane, les oxygènes tombent sur un nombre impair. On double donc tout l'éthane : $2 C_2H_6 + 7 O_2 \longrightarrow 4 CO_2 + 6 H_2O$.
- ⑤ c. Carbone :
 $2 \times 2 = 4$
- ⑥ Hydrogène :
 $2 \times 6 = 12$
- ⑦ Oxygène, à gauche puis à droite :
 $7 \times 2 = 4 \times 2 + 6$
- ⑧ Les trois lignes se lisent deux fois le même nombre : l'équation est équilibrée.

4 Conservation de la masse. On brûle complètement 32 g de méthane dans un récipient fermé.

- ① a. On additionne les deux produits :
 $88 + 72 = 160$
- ② b. La masse des réactifs est égale à celle des produits. On retranche donc le méthane :
 $160 - 32 = 128$
- ③ La combustion a consommé 128 g de dioxygène, soit quatre fois la masse du gaz brûlé.
- ④ c. **Non.** Rien n'est entré, rien n'est sorti : les atomes se sont seulement réorganisés, et la balance affiche la même valeur avant et après.
- ⑤ C'est exactement ce que dit Lavoisier — et c'est ce qui rend l'expérience concluante uniquement en récipient **fermé** : à l'air libre, les gaz s'échappent et la masse semble diminuer.

5 Identification et sécurité. Un technicien contrôle une chaudière à gaz.

- ① a. Le **sulfate de cuivre anhydre**, de couleur blanche, **bleuit** au contact de l'eau. C'est le test de l'eau, et il faut annoncer le changement de couleur, pas seulement le nom du réactif.
- ② b. Le trouble de l'eau de chaux signale la présence de **dioxyde de carbone**. Avec l'eau détectée en a, cela confirme une combustion d'un composé contenant du carbone et de l'hydrogène.
- ③ c. Une flamme jaune et fumeuse signale une combustion **incomplète** : le dioxygène manque, et il se forme des particules de carbone — la suie — ainsi que du **monoxyde de carbone**.
- ④ Ce gaz est incolore, inodore et mortel : il se fixe sur l'hémoglobine à la place du dioxygène. Le technicien doit rétablir l'arrivée d'air et vérifier la ventilation.

6 Une cartouche de camping-gaz contient 116 g de butane, brûlés entièrement en plein air.

- ① a. Avec $n = 4$:
 $2 \times 4 + 2 = 10$
- ② Le butane s'écrit C_4H_{10} .
- ③ b. Une seule molécule de butane donne un nombre impair d'oxygènes ; on double donc le butane : $2 C_4H_{10} + 13 O_2 \longrightarrow 8 CO_2 + 10 H_2O$.
 $13 \times 2 = 8 \times 2 + 10$
- ④ c. La masse totale engagée vaut :
 $116 + 416 = 532$
- ⑤ On retranche le dioxyde de carbone pour obtenir l'eau :
 $532 - 352 = 180$
- ⑥ Il se forme 180 g d'eau.
- ⑦ d. La cartouche pesait 116 g de gaz et rejette 352 g de dioxyde de carbone :
 $352 \div 116 \approx 3$
- ⑧ Brûler un kilogramme de butane rejette environ trois kilogrammes de dioxyde de carbone. Le surplus vient du dioxygène de l'air, qui s'ajoute au carbone du combustible — c'est pourquoi les émissions d'un véhicule dépassent toujours la masse de carburant consommée.

Corrige-toi toi-même. Compte tes points exercice par exercice : c'est ainsi qu'on voit où l'on perd, et ce n'est presque jamais là où on le croit.

Ce qui est évalué	Points	Ce qui fait perdre le point
Distinguer une molécule organique d'une molécule minérale par la chaîne carbonée	1 pt	Classer le dioxyde de carbone en organique parce qu'il contient du carbone
Appliquer C_nH_{2n+2} pour trouver une formule brute	2 pts	Écrire C_3H_6 au lieu de C_3H_8
Équilibrer en ajustant les coefficients, puis recompter les trois éléments	3 pts	Modifier un indice et faire apparaître une molécule qui n'existe pas
Utiliser la conservation de la masse pour trouver une masse manquante	2 pts	Oublier le dioxygène de l'air dans le bilan de masse
Nommer un test et son résultat attendu	2 pts	Écrire « on fait le test de l'eau de chaux » sans dire qu'elle se trouble