16 Pour l'hexane : $2\ C_6H_{14}\ (l) + 19\ O_2\ (g) \rightarrow 12\ CO_2\ (g) + 14\ H_2O\ (g)$.
Pour l'hexanol : $C_6H_{13}OH\ (l) + 9\ O_2\ (g) \rightarrow 6\ CO_2\ (g) + 7\ H_2O\ (g)$.
Pour le propanol : $2\ C_3H_7OH\ (l) + 9\ O_2\ (g) \rightarrow 6\ CO_2\ (g) + 8\ H_2O\ (g)$.

17 **1.** Le dépôt noir est constitué de carbone.

2. La combustion est ici incomplète : la quantité de dioxygène est insuffisante.

19 **1.** L'équation demandée est : $2\ C_4H_{10}\ (g) + 13\ O_2\ (g) \rightarrow 8\ CO_2\ (g) + 10\ H_2O\ (g)$.

2. On calcule les masses molaires : $M(C_4H_{10}) = 58\ g \cdot mol^{-1}$; $M(H_2O) = 18\ g \cdot mol^{-1}$.
La masse de butane contenue dans 10 cm^3 vaut $580 \times 0{,}010 = 5{,}8$ g, ce qui correspond à 0,10 mol.
La combustion complète forme donc 0,50 mol d'eau, soit 9,0 g.

20 **1.** La combustion est incomplète car les produits ne sont pas uniquement du dioxyde de carbone et de l'eau.

2. 3,00 g de butanol correspondent à 0,0406 mol de $C_4H_{10}O$, soit à 0,162 mol de carbone.
4,00 g de dioxyde de carbone correspondent à 0,091 mol de carbone, et 0,300 g de carbone pur à 0,025 mol.
La conservation de la matière impose qu'il s'est formé $0{,}162 - 0{,}091 - 0{,}025 = 0{,}046$ mol de monoxyde de carbone, donc une masse de 1,29 g.

3. Il y a 1,29 g de CO dans une pièce de 27 m^3, soit 48 $mg \cdot m^{-3}$. Cette valeur est en dessous du seuil.

21 ***Combustion complète de l'éthanol***
L'éthanol est un liquide volatile et sans odeur, également appelé alcool de grain, car il est produit par la fermentation de nombreux fruits (raisins, pommes, etc.). Sa formule brute est $C_2H_5OH\ (l)$

1. L'équation de la combustion complète de l'éthanol est : $C_2H_5OH + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$.

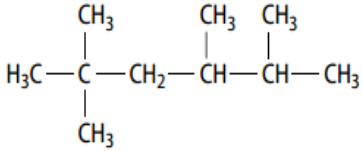
2. 50 g d'éthanol, de masse molaire $46\ g \cdot mol^{-1}$, correspondent à 1,1 mol. Leur combustion forme 3,3 mol d'eau, soit 59 g.

25 **1.** La flamme s'éteint, car la quantité de dioxygène n'est plus suffisante pour permettre la combustion. Cela suggère qu'il n'y en a plus assez non plus pour la respiration.

2. L'équation de la combustion complète correspondante est :
$2\ C_{30}H_{62}\ (s) + 91\ O_2\ (g) \rightarrow 60\ CO_2\ (g) + 62\ H_2O\ (g)$.
La quantité initiale de paraffine est $n = 200/M(C_{30}H_{62}) = 200/422 = 0{,}46$ mol.
La réaction consomme $91/2 \times 0{,}46 = 22$ mol de dioxygène, soit $6{,}9 \times 10^2$ g.

3. Pour les paraffines liquides à température ambiante, la température de fusion est plus faible que pour les paraffines solides. Or, on sait que les températures de changement d'état diminuent quand la longueur de la chaîne carbonée diminue. Les paraffines liquides doivent donc être composées d'alcanes comportant plutôt 10 atomes de carbone.

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 :
$2\ C_{10}H_{22} + 31\ O_2 \rightarrow 20\ CO_2 + 22\ H_2O$.
b. $M(C_{10}H_{22}) = 142\ g \cdot mol^{-1}$.
1 kg d'alcane de formule $C_{10}H_{22}$ correspond donc à une quantité de matière de $1\ 000/142 = 7$ 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 $2{,}9 \times 525 \times 60 = 9{,}1 \times 10^4$ L pour 6 000 km.
La densité du kérosène valant 0,7, le volume calculé précédemment correspond à une masse de $6{,}4 \times 10^4$ kg, soit à une quantité de matière $n = (6{,}4 \times 10^7/142) = 4{,}5 \times 10^5$ mol.
La combustion complète du kérosène forme, d'après l'équation, une quantité de matière $n' = 4{,}5 \times 10^6$ mol de dioxyde de carbone, soit une masse $m = 2{,}0 \times 10^8\ g = 2{,}0 \times 10^2$ 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.