

## QCM : 1bc ; 2abc ; 3c ; 4a ; 5bc

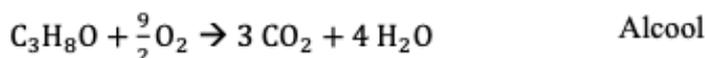
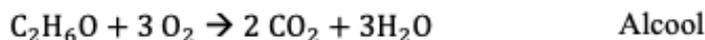
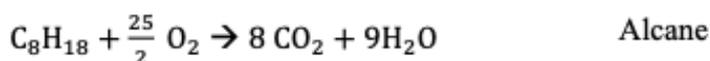
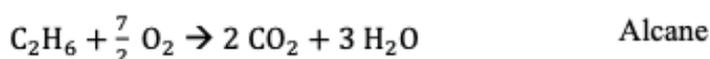
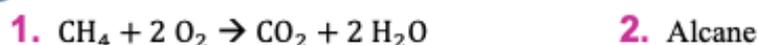
### Exercices d'entraînement

7

Pour faire brûler un **combustible**, il faut une flamme et un **comburant**.

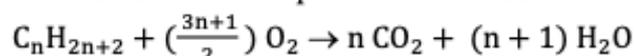
Au cours de la combustion d'un hydrocarbure de formule  $C_nH_m$ , l'hydrocarbure et le dioxygène sont les **réactifs** et le dioxyde de carbone est un des **produits**. On observe sur une surface froide de la condensation d'un autre **produit** qui est l'**eau**. Lorsque l'eau de chaux est en contact avec du dioxyde de carbone, il se forme un **précipité blanc**. Au cours d'une combustion **incomplète**, il peut se former un gaz toxique, le **monoxyde** de carbone.

8

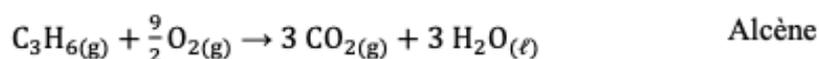
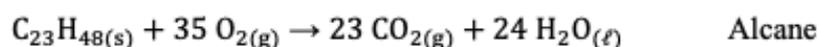
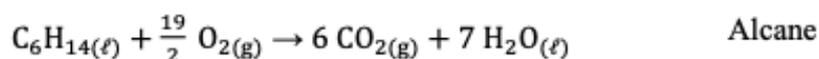
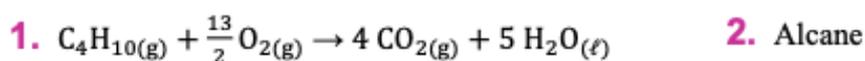


9

L'équation de réaction de combustion complète d'un alcane s'écrit :



10



**11**

1. Le méthane est un alcane car il répond à la formule générale d'un alcane avec  $n = 1$ .
2. Le gaz qui trouble l'eau de chaux est le  $\text{CO}_2$ , le produit qui fait bleuir le sulfate de cuivre anhydre est l'eau  $\text{H}_2\text{O}$ .
3.  $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
4. On calcule  $n(\text{O}_2) = 5 \text{ mol}$  et  $n(\text{CH}_4) = 1,5 \text{ mol}$  avec  $M(\text{CH}_4) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

On compare  $\frac{n(\text{O}_2)}{2}$  et  $\frac{n(\text{CH}_4)}{1}$  on a :  $\frac{n(\text{O}_2)}{2} > \frac{n(\text{CH}_4)}{1}$  le méthane est le réactif limitant.

5. Alors  $n(\text{CO}_2) = \frac{n(\text{CH}_4)}{1} = 1,5 \text{ mol}$  et  $n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{2 \times n(\text{CH}_4)}{1} = 3,0 \text{ mol}$
6. Il reste  $n(\text{O}_2) = 5 - \frac{2 \times n(\text{CH}_4)}{1} = 2 \text{ mol}$

**12**

1. Lorsque le comburant est le réactif limitant.
2. C'est un alcane nommé le propane.
3.  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3 \text{CO}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
4. A l'aide d'eau de chaux et de sulfate de cuivre anhydre.
5.  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + \frac{7}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3 \text{CO}(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

**13**

1.  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}(\ell) + \frac{9}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3 \text{CO}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
2.  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$ : propan-1-ol et  $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$  : propan-2-ol
3. Le premier échantillon est du propan-2-ol car son PC est le plus petit.  
( $E = 0,006 \times 30,45 = 182,7 \text{ kJ}$ ).  
Le deuxième échantillon est du propan-1-ol car son PC est le plus grand.  
( $E = 0,006 \times 30,68 = 184,1 \text{ kJ}$ ).

**14**

On a l'équation bilan:  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}(\text{g}) + \frac{(3n+1)}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow n \text{CO}_2(\text{g}) + (n+1) \text{H}_2\text{O}(\ell)$

On calcule  $n(\text{CO}_2) = 0,07 \text{ mol}$  et  $n(\text{H}_2\text{O}) = 0,08 \text{ mol}$ .

On pose  $n(\text{C}_n\text{H}_{2n+2}) = x$ .

On résout les équations  $n \cdot x = 0,07 \text{ mol}$  et  $(n+1) \cdot x = 0,08 \text{ mol}$  et on trouve que  $x = 0,1 \text{ mol}$  et  $n = 7$ . La formule brute est donc  $\text{C}_7\text{H}_{16}$ . C'est de l'heptane.

**15**

1. Formule générale d'un alcool :  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$
2.  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O} + \left(\frac{3n}{2}\right)\text{O}_2 \rightarrow n \text{CO}_2 + (n+1) \text{H}_2\text{O}$
3. On calcule  $n(\text{CO}_2) = \frac{13,2}{44} = 0,30 \text{ mol}$  et  $n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{7,2}{18} = 0,40 \text{ mol}$ .

4. On pose  $n(\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}) = x$   
 On résout les équations  $n \cdot x = 0,30 \text{ mol}$  et  $(n + 1) \cdot x = 0,40 \text{ mol}$  et on trouve que  $x = 0,10 \text{ mol}$  et  $n = 3$ .  
 La formule brute est donc  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$  et la masse molaire de :  
 $12 \times 3 + 8 \times 1 + 16 = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .
5. propan-1-ol et propan-2-ol.

## 16

1.  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\ell)} + 3 \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2 \text{CO}_{2(\text{g})} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$
2.  $n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{138}{46} = 3 \text{ mol}$ .
3.  $\frac{n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}{1} > \frac{n(\text{O}_2)}{3}$   
 Le réactif limitant est donc le dioxygène.
4. On en déduit  $n(\text{CO}_2) = 4 \text{ mol}$  et  $n(\text{H}_2\text{O}) = 6 \text{ mol}$
5.  $m(\text{CO}_2) = 4 \times 44 = 176 \text{ g}$  et  $m(\text{H}_2\text{O}) = n \times M(\text{H}_2\text{O}) = 6 \times 18 = 108 \text{ g}$ .

## 17

1.  $\text{C}_4\text{H}_{10(\text{g})} + \frac{13}{2} \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 4 \text{CO}_{2(\text{g})} + 5 \text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$
2.  $n = \frac{m}{M} = \frac{13\,000}{58} = 224 \text{ mol}$
3.  $E = m \times PC = 13 \times 45,7 = 594 \text{ MJ}$
4. D'après l'équation bilan,  $n(\text{CO}_2) = 4 \times n(\text{butane}) = 4 \times 224 = 896 \text{ mol}$   
 $m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \times M(\text{CO}_2) = 896 \times 44 = 39,4 \times 10^3 \text{ g} = 39,4 \text{ kg}$

## 18

1.  $\text{C}_{31}\text{H}_{64}$
2.  $M(\text{C}_{31}\text{H}_{64}) = 31 \times 12 + 64 \times 1 = 436 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
3. L'alcane est le réactif limitant et  $n(\text{C}_{31}\text{H}_{64}) = 20/436 = 0,046 \text{ mol}$ .  
 $n(\text{eau}) = 32 \times 0,046 = 1,47 \text{ mol}$  et  $n(\text{CO}_2) = 31 \times 0,046 = 1,43 \text{ mol}$ .  
 $m(\text{eau}) = 32 \times 0,046 \times 18 = 26 \text{ g}$  et  $m(\text{CO}_2) = 31 \times 0,046 \times 44 = 63 \text{ g}$ .
4. Pour que la combustion soit complète, il faut au minimum  $47 \times n(\text{C}_{31}\text{H}_{64}) \text{ mol}$  de dioxygène, soit  $m(\text{O}_2) = 47 \times 0,046 \times 32 = 69 \text{ g}$ .
5. La combustion devient incomplète avec une production de carbone et de monoxyde de carbone.
6.  $\text{C}_{31}\text{H}_{64(\ell)} + 46 \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 30 \text{CO}_{2(\text{g})} + \text{C}_{(\text{s})} + 32 \text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$

## 19

1. Un biocarburant est un carburant issu de l'agriculture, c'est à dire qu'il fait partie des carburants renouvelables.
2.  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\ell)} + 3 \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2 \text{CO}_{2(\text{g})} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$
3. Le volume d'éthanol est de 8,4 L, soit une masse de 6,6 kg

4. On obtient  $n(\text{éthanol}) = 1,4 \times 10^2$  mol soit  $n(\text{CO}_2) = 2,8 \times 10^2$  mol et  $n(\text{eau}) = 4,3 \times 10^2$  mol.
5. Energie libérée :  $26,8 \times 6.6 = 177$  MJ
6.  $\text{C}_7\text{H}_{16}(\ell) + 11 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 7\text{CO}_2(\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O}(\ell)$   
Pour l'essence  $m' = 7,0 \times 0,755 = 5,3$  kg
7. On obtient  $n(\text{heptane}) = 53$  mol soit  $n(\text{CO}_2) = 3,7 \cdot 10^2$  mol et  $n(\text{eau}) = 4,2 \cdot 10^2$  mol
8. L'énergie libérée :  $44,5 \times 7 \times 0,755 = 235$  MJ
9. L'essence rejette beaucoup plus de  $\text{CO}_2$ .

## 20

1.  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$
2.  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O} + 6 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2(\text{g}) + 5 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
3.  $m = 200/33 = 6,1$  kg soit  $n(\text{butanol}) = 82$  mol.
4. On a donc  $n(\text{CO}_2) = 3,3 \times 10^2$  mol soit  $m(\text{CO}_2) = 1,4 \times 10^4$  g
5.  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\ell) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
6.  $M = 200/26,8 = 7,46$  kg soit  $n(\text{éthanol}) = 162$  mol
7. On a donc  $n(\text{CO}_2) = 324$  mol soit  $m(\text{CO}_2) = 1,43 \times 10^4$  g
8. Les chercheurs ont raison car la masse de butanol est plus faible que celle de l'éthanol pour une production de  $\text{CO}_2$  quasiment identique.
9. Les carburants alternatifs sont renouvelables tout en conservant les mêmes qualités de combustibles et n'augmentent pas l'effet de serre.

## 21

1. C'est un alcane.
2. C'est l'eau  $\text{H}_2\text{O}$  qui fait bleuir le sulfate de cuivre et c'est le  $\text{CO}_2$  qui trouble l'eau de chaux.
3.  $\text{C}_{24}\text{H}_{50}(\text{s}) + 73/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 24 \text{CO}_2(\text{g}) + 25 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
4. On a  $n(\text{C}_{24}\text{H}_{50}) = 2,96$  mol avec  $M(\text{C}_{24}\text{H}_{50}) = 338 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
5. On obtient  $n(\text{CO}_2) = 71,0$  mol et  $n(\text{eau}) = 74,0$  mol.
6. On obtient donc 145,0 mol de gaz soit un volume total de 3480 L.
7. Il faut 73/2 mole de dioxygène pour réaliser la combustion de la paraffine.
8. Soit un volume de 2583 L de dioxygène.
9. Puisque le dioxygène représente environ 20% du volume de l'air il faut donc 5 fois plus d'air : 12 965 L dont environ 10 372 L de diazote si on considère que l'air contient environ 80 % de diazote.
10. On additionne les volumes des gaz de combustion et des gaz résiduels soit: 13 852 L.  
D'où le pouvoir fumigène: 14 m<sup>3</sup>.

## 22

1. Pour éviter une combustion de la matière.

2. Il y aurait eu lieu une combustion complète qui aurait produit du dioxyde de carbone et de l'eau.
3. A l'aide d'eau de chaux et de sulfate de cuivre anhydre.
4.  $C_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightarrow CO_{(g)} + H_2_{(g)}$
5. Pour mettre en évidence le dihydrogène, il faut prélever une faible quantité de gaz dans un tube à essai et approcher une allumette enflammée de l'embouchure du tube. Une détonation permet d'identifier le dihydrogène.
6.  $CH_4$
7.  $CO_{(g)} + 3H_2_{(g)} \rightarrow CH_4_{(g)} + H_2O_{(g)}$
8.  $5CO_{(g)} + 11H_2_{(g)} \rightarrow C_5H_{12(g)} + 5H_2O_{(g)}$
9.  $nCO_{(g)} + (2n + 1)H_2_{(g)} \rightarrow C_nH_{2n+2(g)} + nH_2O_{(g)}$ .
10.  $CH_3-CH_2-CH_2-OH$  : groupe hydroxyle. C'est un composé de la famille des alcools.
11.  $C_3H_7OH_{(l)} + 9/2 O_{2(g)} \rightarrow 3 CO_{2(g)} + 4 H_2O_{(l)}$
12.  $m(C_3H_7OH) = \rho \times V = 803 \times 0,149 = 120 \text{ g}$  et  $n(C_3H_7OH) = 120 / 60 = 2,0 \text{ mol}$ .  
 $n(O_2) = 10 \text{ mol}$ .  
 Le réactif limitant est donc l'alcool.
13.  $n(CO_2) = 3 \times 2 = 6,0 \text{ mol}$  et  $n(H_2O) = 4 \times 2 = 8,0 \text{ mol}$ .
14. Il reste  $n(O_2) = 10 - 9 = 1,0 \text{ mol}$ .
15. Ces carburants sont intéressants car ils génèrent moins de polluants annexes lors de leurs combustions.
16. En fonction de l'origine des matériaux organiques initiaux, ces carburants peuvent ou non être considérés comme des biocarburants. S'ils proviennent de décomposition de charbon, ils ne peuvent pas être considérés comme des biocarburants. A l'inverse, s'ils proviennent de déchets végétaux, ils peuvent l'être.