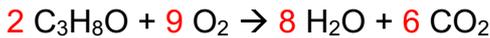
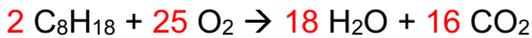
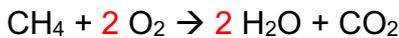


# C16 - Correction des exercices étoilés

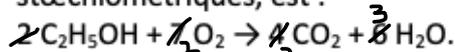
## ÉQUATIONS DE COMBUSTION :



### Exercice 12

1. Les réactifs sont : l'éthanol de formule  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  et le dioxygène de formule  $\text{O}_2$ .  
Les produits sont : le dioxyde de carbone de formule  $\text{CO}_2$  et l'eau de formule  $\text{H}_2\text{O}$ .

2. L'équation de la combustion complète de l'éthanol, en ajustant les nombres stœchiométriques, est :



3. La masse d'éthanol consommée pour parcourir 100 km est :

$$m_{\text{éthanol}} = 0,10 \times 6,0 \text{ donc : } m_{\text{éthanol}} = 0,60 \text{ kg}$$

soit :  $m_{\text{éthanol}} = 600 \text{ g}$ .

4. La quantité d'éthanol consommée pour parcourir 100 km est :

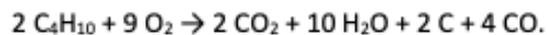
$$n_{\text{éthanol}} = \frac{m_{\text{éthanol}}}{M_{\text{éthanol}}} \text{ d'où : } n_{\text{éthanol}} = \frac{600}{46,0} \text{ donc : } n_{\text{éthanol}} = 13,0 \text{ mol.}$$

5. L'énergie thermique libérée par la combustion de 13,0 moles d'éthanol est :

$$E = n_{\text{éthanol}} \cdot \text{PCS} \text{ d'où : } E = 13,0 \times 1367 \text{ donc : } E = 17,8 \cdot 10^3 \text{ kJ soit : } E = 17,8 \text{ MJ.}$$

### Exercice 13

1. L'équation de la réaction incomplète du butane est :



2. Les réactifs sont le butane et le dioxygène. Les produits sont le dioxyde de carbone, l'eau, le carbone et le monoxyde de carbone.

3. Le monoxyde peut entraîner une intoxication, voire la mort, car il se fixe sur les globules rouges à la place du dioxygène lors de l'inspiration et ne s'en détache plus.

4. La quantité de dioxygène présente dans une chambre de  $20,0 \text{ m}^3$  est :

$$n_{\text{O}_2} = 20,0 \times 8,7 \text{ donc : } n_{\text{O}_2} = 174 \text{ mol.}$$

5. La quantité de butane consommée en une heure est :

$$n_{\text{butane}} = \frac{m_{\text{butane}}}{M_{\text{butane}}} \text{ d'où : } n_{\text{butane}} = \frac{204}{58,0} \text{ donc : } n_{\text{butane}} = 3,52 \text{ mol.}$$

6. L'équation de la réaction indique que la quantité de dioxygène consommée est 6,5 fois supérieure à celle de butane consommée, donc :

$$n_{\text{O}_2} = 6,5 \times n_{\text{butane}} \text{ d'où : } n_{\text{O}_2} = 6,5 \times 3,52 \text{ donc : } n_{\text{O}_2} = 22,9 \text{ mol.}$$

7. La chambre contient 174 moles de dioxygène, la moitié de cette quantité est donc 87,0 moles.

La durée au bout de laquelle 87,0 moles de dioxygène auront été consommées est :

$$\Delta t = \frac{87,0}{22,4} \text{ donc : } \Delta t = 3,80 \text{ h soit : } \Delta t = 3 \text{ h } 48 \text{ min.}$$

8. La quantité de dioxygène dans la pièce diminuant, le risque est que la combustion du butane devienne incomplète et que du monoxyde de carbone soit produit durant le sommeil de la personne, ce qui pourrait entraîner sa mort.