

Combustions et combustibles

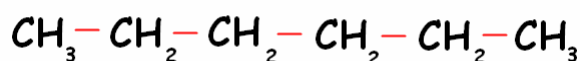
Corrigés des exercices

Exercice n° 1

1° question :

a) Le terme « n-alcane » désigne un alcane linéaire (par opposition aux alcanes ramifiés ou cycliques).

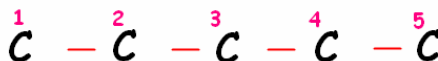
■ n-hexane



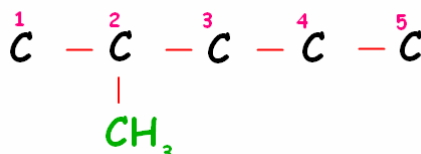
■ 2-méthylpentane

Méthode : Le nom de l'alcane est décomposé.

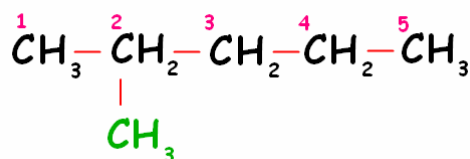
✦ La chaîne principale comporte cinq atomes de carbone. On numérote les atomes C de cette chaîne.



✦ On place le groupe méthyle sur le carbone n° 2 :

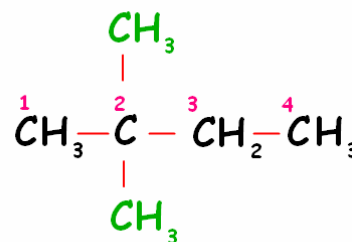
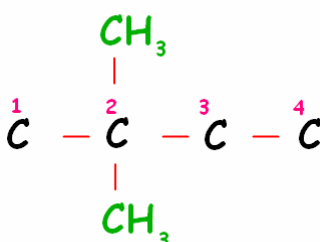


✦ On complète la formule développée avec les atomes d'hydrogène en veillant à respecter la tétravalence des atomes de carbone !



■ 2,2-diméthylbutane

On adopte la même méthode résumée ci-dessous :



b) *Rappels* : Des espèces chimiques ayant la même formule brute mais pas la même formule développée sont dites isomères.

Ici, les trois espèces chimiques ont bien la même formule brute (C_6H_{14}) mais pas la même formule développée ; elles sont isomères.

2° question :

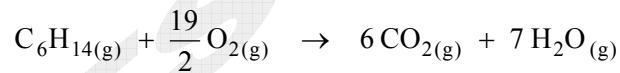
La combustion « complète » d'un alcane donne de la vapeur d'eau et du dioxyde de carbone.

Attention ! Combustion « complète » ne signifie pas combustion « totale » !

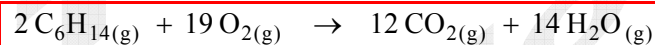
On parle de combustion *complète* quand l'oxydation des éléments chimiques du combustible est menée à son terme ; le carbone est oxydé en dioxyde de carbone, l'hydrogène est oxydé en eau,... Par exemple, la combustion *incomplète* d'un alcane pourrait conduire l'élément chimique carbone à être oxydé en monoxyde de carbone CO !

La combustion *totale* signifie la disparition de l'un au moins des réactifs.

Bilan :



ou bien :



3° question :

a) On pose : $PC = 4200 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ et on désigne par V_{ess} le volume d'essence consommé en 100 km.

La masse d'essence m_{ess} consommée s'écrit : $m_{\text{ess}} = \rho_{\text{ess}} \times V_{\text{ess}}$ avec : $\rho_{\text{ess}} = 750 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} = 750 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

La quantité n_{ess} d'essence consommée s'écrit : $n_{\text{ess}} = \frac{m_{\text{ess}}}{M(C_6H_{14})}$

On en déduit la chaleur fournie par la combustion de l'essence : $Q = n_{\text{ess}} \times PC$ soit :

$$Q = \frac{\rho_{\text{ess}} \times V_{\text{ess}}}{M(C_6H_{14})} \times PC$$

$$\text{A.N. : } Q \cong 2,9 \times 10^5 \text{ kJ}$$

b) Tableau d'avancement de la réaction : on suppose que l'essence est entièrement consommée.

| | $2 C_6H_{14(g)}$ | $19 O_{2(g)}$ | $12 CO_{2(g)}$ | $14 H_2O_{(g)}$ |
|--|---|---------------|----------------|-----------------|
| Etape initiale Avancement nul | n_{ess} | | 0 mol | 0 mol |
| Etape finale Avancement maximal x_f | $n_{\text{ess}} - 2 x_f = 0$ soit : $x_f = \frac{n_{\text{ess}}}{2}$ | | $12 x_f$ | $14 x_f$ |

Soit V_{CO_2} le volume de dioxyde de carbone cherché.

$$V_{CO_2} = 12 x_f \times V_m \text{ avec : } x_f = \frac{n_{\text{ess}}}{2} ; \text{ on en déduit : } V_{CO_2} = 12 \times V_m \frac{V_{\text{ess}} \times \rho_{\text{ess}}}{M(C_6H_{14})}$$

$$\text{A.N. : } V_{CO_2} \cong 10^4 \text{ L}$$

c) Soit m_{CO_2} la masse de dioxyde de carbone rejeté par km parcouru :

$$m_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M(\text{CO}_2)} \times \frac{1}{100}$$

$$\text{A.N. : } m_{\text{CO}_2} \cong 184 \text{ g / km}$$

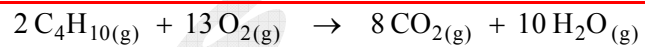
< 100 g / km **A**[100120] g / km **B**[121140] g / km **C**[141160] g / km **D**[161200] g / km **E**[201250] g / km **F**> 250 g / km **G**

Commentaire : Il s'agit d'une valeur importante ! Les véhicules « propres » (A et B) rejettent une centaine de grammes de dioxyde de carbone par kilomètre parcouru.

Exercice 2

1° question : formule brute du butane : C_4H_{10}

2° question : a) La combustion complète du butane fournit du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau !



b) Le tableau d'avancement de la réaction est établi en supposant la combustion totale du butane ainsi que celle de l'air « juste nécessaire » (air stœchiométrique) :

| | 2 $\text{C}_4\text{H}_{10(\text{g})}$ | 13 $\text{O}_{2(\text{g})}$ | 8 $\text{CO}_{2(\text{g})}$ | 10 $\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$ |
|--|--|--|------------------------------------|---|
| Etape initiale Avancement nul | n_b | n_{O_2} | 0 mol | 0 mol |
| Etape finale Avancement maximal x_f | $n_b - 2x_f = 0$ soit : $x_f = \frac{n_b}{2}$ | $n_{\text{O}_2} - 13x_f = 0$ soit : $x_f = \frac{n_{\text{O}_2}}{13}$ | 8 x_f | 10 x_f |

Les relations entre volumes et quantités de matière figurent ci-dessous :

$$\frac{V_{\text{O}_2}}{V_m} = n_{\text{O}_2} = 13 x_f \text{ avec : } x_f = \frac{n_b}{2} \text{ et } \frac{V_b}{V_m} = n_b$$

En combinant ces relations, on obtient : $\frac{V_{\text{O}_2}}{V_m} = \frac{13}{2} \times \frac{V_b}{V_m}$ soit : $V_{\text{O}_2} = \frac{13}{2} \times V_b$ A.N. : $V_{\text{O}_2} \cong 6,5 \text{ m}^3$

Remarque importante : Les bilans sont bien plus simples à exploiter si les réactifs et les produits formés sont gazeux ! Les rapports entre les volumes gazeux des réactifs et des produits formés sont égaux aux coefficients stœchiométriques !

c) La proportion de dioxygène dans l'air est de 21 % : $V_{\text{O}_2} = \frac{21}{100} \times V_{\text{air}}$

On en déduit : $V_{\text{air}} = \frac{100}{21} \times V_{\text{O}_2}$ A.N. : $V_{\text{air}} \cong 31 \text{ m}^3$

3° question : le volume de mélange {air + butane} dégagé en $\Delta t = 1 \text{ h}$ est désigné par $V_{\text{mél}}$; on écrit :

$$V_{\text{mél}} = V'_{\text{air}} + V'_b$$

Les rapports entre les volumes sont connus (voir la remarque précédente) : $V'_{\text{O}_2} = \frac{21}{100} V'_{\text{air}}$ et $V'_b = \frac{2}{13} V'_{\text{O}_2}$

On en déduit : $V_{\text{mél}} = \frac{100}{21} V'_{\text{O}_2} + V'_b = \frac{100}{21} \times \frac{13}{2} V'_b + V'_b$ puis : $V_{\text{mél}} = \left(\frac{100}{21} \times \frac{13}{2} + 1 \right) V'_b$

On obtient : $V'_b = \frac{V_{\text{mél}}}{\left(\frac{100}{21} \times \frac{13}{2} + 1 \right)}$ A.N. : $V'_b \cong 0,78 \text{ m}^3$

Remarque : le débit horaire du butane est donc : $d_b \cong 0,78 \text{ m}^3 \cdot \text{h}^{-1}$

b) Si l'eau n'est pas condensée, la puissance du brûleur doit se calculer à l'aide du PCI :

$$P_{\text{th}} = \frac{d_b}{V_m} \times \text{PCI} \quad \text{A.N. : } P_{\text{th}} \cong 25,8 \text{ kW}$$

Remarques : $\frac{d_b}{V_m}$ représente le « débit molaire » du butane.

Attention à l'unité employée pour le débit Il faut l'exprimer en $\text{mol} \cdot \text{s}^{-1}$.

c) Reprenons le bilan de la 2^o question :

Le volume de vapeur d'eau est cinq fois plus grand que le volume de butane consommé.

Le volume de vapeur d'eau est, lui, quatre fois plus grand que le volume de butane consommé.

On a donc : $V_f = 9 \times V'_b$ A.N. : $V_f \cong 7,04 \text{ m}^3$

d) Cette fois, nous devons considérer le PCS du butane puisque l'eau est condensée.

$$P_{\text{max}} = \frac{d_b}{V_m} \times \text{PCS} \quad \text{A.N. : } P_{\text{max}} \cong 27,9 \text{ kW}$$

e) Le bilan de la réaction indique que la quantité de vapeur est cinq fois plus grande que la quantité de butane consommé : $n'_{\text{eau}} = 5 n'_b$

La masse d'eau condensée est donc : $m_{\text{eau}} = M(\text{eau}) \times 5 \times \frac{V'_b}{V_m}$ A.N. : $m_{\text{eau}} \cong 3,14 \text{ kg}$

Exercice 3

1^o question :

a) Soit V_{st} le volume de la cuve de stockage : $V_{\text{st}} = \pi \frac{D_1^2}{4}$ A.N. : $V_{\text{st}} \cong 5,3 \text{ m}^3$

b) Soit n_0 le nombre de moles cherché. L'équation d'état du gaz parfait, appliqué à l'oxyde d'éthylène, se

traduit par : $n_0 = \frac{P_1 \times V_{\text{st}}}{R T_1}$ A.N. : $n_0 \cong 277 \text{ mol}$

c) Soit V_2 le volume qu'occuperait l'oxyde d'éthylène dans l'atelier :

$$V_2 = \frac{n_0 R T_2}{P_2} \quad \text{A.N. : } V_2 \cong 6,7 \text{ m}^3$$

d) Le rapport des deux volumes est : $\frac{V_2}{V_{\text{atelier}}} \cong 2,25 \times 10^4 \text{ ppm}$

2° question : Le rapport du volume d'oxyde d'éthylène sur le volume de mélange est : $\frac{V_2}{V_{\text{atelier}} + V_2} \cong 2\%$

La L.I.E. de l'oxyde d'éthylène n'est pas atteinte ! A priori il n'y a pas explosion ! (si on considère le mélange comme parfaitement homogène).

Remarque : L'oxyde d'éthylène est extrêmement dangereux car ses plages d'inflammabilité sont grandes.

3° question : LA V.L.E. (*) peut aisément s'exprimer en ppm : V.L.E. = 10 ppm.

Comme $2\% > 10$ ppm, l'atelier est dangereux puisqu'il est rempli de gaz toxique ! (voir la fiche Wikipédia de l'oxyde d'éthylène joint aux énoncés des exercices).

La concentration molaire s'écrit : $C \cong \frac{n_0}{V_{\text{at}} + V_2} \cong 0,9 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3}$.

(*) : V.L.E. (**V**aleur **L**imite d'**E**xposition) : C'est la concentration maximale à laquelle une personne peut être exposée pendant 15 min au plus sans altérations physiologiques.

V.M.E. (**V**aleur **M**oyenne d'**E**xposition) : C'est la concentration maximale à laquelle une personne peut être exposée régulièrement huit heures par jour et 40 heures par semaine.

Exercice 4

On admet que chaque gaz se comporte comme un gaz parfait et que le mélange est lui aussi un gaz parfait.

1° question : Proportions en volume :

Le mélange occupe, dans les conditions de température et de pression ambiantes, le volume V. Le gaz de ville occupe, à lui seul, le volume V_g .

Proportion, en volume, du gaz de ville : $\varphi_g = \frac{V_g}{V} = \frac{2}{5} = 40\%$

et, par conséquence, pour l'air : $\varphi_{\text{air}} = \frac{V_{\text{air}}}{V} = \frac{3}{5} = 60\%$

Remarque : Le texte est très vague.... Puisqu'il ne précise pas les conditions de température et de pression lors des mesures de volume ! On admet, en fait, de façon implicite, que les conditions de température et de pression restent inchangées au cours du mélange.

2° question :

Remarque préalable : L'air est un mélange de sorte qu'il est délicat de parler de la masse d'une mole de molécules d'air... Voilà pourquoi on parle de masse molaire « apparente » pour désigner la masse d'une mole de ce mélange !

a) La masse molaire apparente du mélange en fonction des proportions en masse des constituants et des masses molaires :

Soit m la masse du mélange.

Soit m_g la masse de gaz de ville dans le mélange ; le rapport $b_g = \frac{m_g}{m}$ représente la proportion, en masse, de gaz de ville, dans le mélange.

Soit m_{air} la masse d'air dans le mélange ; le rapport $b_{\text{air}} = \frac{m_{\text{air}}}{m}$ représente la proportion, en masse, d'air, dans le mélange.

D'une part, on a : $m_g = \frac{P V_g M(\text{gaz})}{R T}$ (relation A)

D'autre part, on a : $m_{\text{air}} = \frac{P V_{\text{air}} M(\text{air})}{R T}$ (relation B)

Naturellement, pour le mélange, on a : $m = \frac{P V M_{\text{app}}}{R T}$ (relation C)

La conservation du volume se note : $V = V_{\text{air}} + V_{\text{g}}$ (égalité 1)

On traduit cette égalité 1 à l'aide des relations A, B et C (on exprime V , V_{air} et V_{g}).

On obtient : $\frac{m}{M_{\text{app}}} = \frac{m_{\text{air}}}{M_{\text{air}}} + \frac{m_{\text{g}}}{M_{\text{g}}}$ d'où l'on tire : $\frac{1}{M_{\text{app}}} = b_{\text{air}} \frac{1}{M_{\text{air}}} + b_{\text{g}} \frac{1}{M_{\text{g}}}$

b) Masse molaire apparente du mélange en fonction des proportions en volume et des masses molaires des constituants :

La conservation de la masse se note : $m = m_{\text{air}} + m_{\text{g}}$ (égalité 2)

On traduit cette égalité à l'aide des relations A, B et C (on exprime m , m_{air} et m_{g}).

On obtient : $M_{\text{app}} V = M_{\text{air}} V_{\text{air}} + M_{\text{g}} V_{\text{g}}$ d'où l'on tire : $M_{\text{app}} = \varphi_{\text{air}} M_{\text{air}} + \varphi_{\text{g}} M_{\text{g}}$

c) En déduire la constante r_m du mélange :

$$r_m = \frac{R}{M_{\text{app}}}$$

$$\text{ou } r_m = b_{\text{air}} r_{\text{air}} + b_{\text{g}} r_{\text{gaz}}$$

$$\text{A.N. : } r_m \cong 365 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

3° question :

On cherche le rapport $b_{\text{g}} = \frac{m_{\text{g}}}{m}$. On divise la relation A par la relation C et on obtient :

$$b_{\text{g}} = \frac{m_{\text{g}}}{m} = \frac{M(\text{gaz})}{M_{\text{app}}} \times \frac{V_{\text{g}}}{V} \text{ soit : } b_{\text{g}} = \frac{M(\text{gaz})}{M_{\text{app}}} \times \varphi_{\text{g}}$$

De même, le terme b_{air} s'écrit : $b_{\text{air}} = \frac{M(\text{air})}{M_{\text{app}}} \times \varphi_{\text{air}}$

On trouve : proportions, en masse : 23,7 % de gaz de ville et 76,3 % d'air.

4° question : Le mélange se comporte comme un gaz parfait.

$$\rho_{\text{gaz}} = \frac{P M_{\text{app}}}{R T}$$

$$\text{A.N. : } \rho_{\text{gaz}} \cong 0,93 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

Remarque : le mélange de plusieurs gaz parfaits est parfois utilisé lors de calculs sur les mélanges de combustibles gazeux ou sur l'air humide (air + vapeur d'eau).

Exercice 5

1° question : $\text{C}_8\text{H}_{18(\ell)} + \frac{25}{2} \text{O}_{2(\text{g})} \longrightarrow 8 \text{CO}_{2(\text{g})} + 9 \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$

Il se forme du dioxyde de carbone (CO_2) et de l'eau (H_2O).

2° question :

a) La puissance cherchée s'écrit : $P_a = \frac{P_u}{\eta}$

$$\text{A.N. : } P_a \cong 53 \text{ kW}$$

b) Soit E l'énergie fournie par la combustion pendant la durée $\Delta t = 3600 \text{ s}$.

$$E = P_a \times \Delta t$$

$$\text{A.N. : } E \cong 192 \text{ kJ}$$

c) Soit n la quantité d'octane consommé par heure :

$$n = \frac{E}{P_c}$$

$$\text{A.N. : } n \cong 38 \text{ mol}$$

3° question :

a) n' la quantité d'octane consommé pendant l'essai : $n' = \frac{E}{P_c} \times \frac{1}{30}$ car $2 \text{ min} = \frac{\Delta t}{30}$

$$\text{A.N. : } n' \cong 1,3 \text{ mol}$$

b) La combustion de n' moles d'octane s'accompagne du dégagement de $8 n'$ de dioxyde de carbone (voir les coefficients stœchiométriques du bilan de combustion)

$$\text{A.N. : } n_{O_2} \cong 10,2 \text{ mol}$$

c) Soit N la quantité de dioxyde de carbone contenue dans la masse $m = 450 \text{ g}$

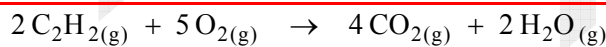
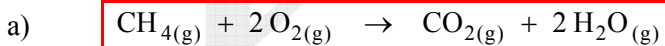
$$N = \frac{m}{M(CO_2)}$$

$$\text{A.N. : } N \cong 10,2 \text{ mol}$$

La réponse est cohérente avec notre résultat antérieur.

Exercice 6

1° question :



b) La combustion incomplète de ces composés pourrait donner du monoxyde de carbone, éventuellement, des particules de carbone (suires), du dihydrogène,...

Monoxyde de carbone : 9 personnes intoxiquées

Neuf Parisiens âgés de 11 à 63 ans ont été victimes d'une grave intoxication, dimanche soir, en Mayenne. En panne de chauffage, ils ont improvisé un brasero.

Ouest-France 9 / 12 /08

Que faire un dimanche soir d'hiver, quand on se rend compte qu'il n'y a plus de fioul pour chauffer sa résidence secondaire ? Une famille de Parisiens en week-end à Saint-Cyr-en-Pail, dans le Nord-Mayenne, a trouvé une (très mauvaise) solution : mettre du charbon dans un bidon et le laisser brûler au beau milieu de la pièce.

Un gaz inodore mais dangereux

C'est sûr, le charbon, ça chauffe, mais ça dégage aussi du monoxyde de carbone, gaz inodore, incolore et sans saveur, mais extrêmement



dangereux, d'abord parce qu'il intoxique rapidement ceux qui le respirent, ensuite parce qu'il est explosif.

Vers 21 h, certains des occupants

de la maison se sont néanmoins rendus compte que quelque chose n'allait pas. Ils ont appelé les secours et ouverts en grand les fenêtres.

Les neuf Parisiens ont tous été évacués vers le centre hospitalier d'Alençon, ou ils ont été traités pour intoxications. Cinq d'entre eux étaient alors dans un état grave, selon les pompiers. Quatre ont passé la nuit à l'hôpital et y étaient toujours, hier matin. Mais leurs jours ne semblaient pas en danger.

« Quand on chauffe, il faut toujours prévoir une évacuation pour la fumée, rappelait, hier, le lieutenant Le Blay, de la compagnie de

gendarmerie de Mayenne. C'est d'ailleurs pour cela que quand le chauffage est mal entretenu, le monoxyde de carbone ne s'évacue pas et reste dans la pièce. Les gens qui n'entretiennent pas leur chauffage ou qui se chauffent avec ces méthodes n'ont pas conscience du danger que cela représente. »

Dix centres de secours (huit de Mayenne et deux de l'Orne) sont intervenus pour évacuer les personnes intoxiquées, soit, en tout, plus de quarante sapeurs-pompiers.

Thierry SOULARD.

2° question :

Les proportions en moles sont identiques aux proportions en volume dans un mélange gazeux si tous les gaz peuvent être considérés comme des gaz parfaits !

$$\frac{V_{\text{CH}_4}}{V_{\text{mél}}} = \frac{\frac{n_{\text{CH}_4} R T}{P}}{\frac{n_{\text{mél}} R T}{P}} = \frac{n_{\text{CH}_4}}{n_{\text{mél}}}$$

Une mole de mélange contient donc 0,8 mol de méthane et 0,2 mol d'acétylène.

Les tableaux d'avancement des **deux réactions** sont indiqués ci-dessous.

| | CH _{4(g)} | 2 O _{2(g)} | CO _{2(g)} | 2 H ₂ O _(g) |
|---|---|---|--------------------|-----------------------------------|
| Etape initiale Avancement nul | 0,8 mol | n ₁ | 0 mol | 0 mol |
| Etape finale Avancement maximal x ₁ | 0,8 - x ₁ = 0 soit : x ₁ = 0,8 mol | n ₁ - 2 x ₁ = 0 soit : n ₁ = 2 x ₁ | x ₁ | 2 x ₁ |

| | 2 C ₂ H _{2(g)} | 5 O _{2(g)} | 4 CO _{2(g)} | 2 H ₂ O _(g) |
|---|---|---|----------------------|-----------------------------------|
| Etape initiale Avancement nul | 0,2 mol | n ₂ | 0 mol | 0 mol |
| Etape finale Avancement maximal x ₂ | 0,2 - 2 x ₂ = 0 soit : x ₂ = 0,1 mol | n ₂ - 5 x ₂ = 0 soit : n ₂ = 5 x ₂ | 4 x ₂ | 2 x ₂ |

La quantité totale de dioxygène est égale à n_{O₂} = n₁ + n₂ soit : 2 × 0,8 mol + 5 × 0,1 mol = 2,1 mol

Le volume de dioxygène nécessaire s'écrit : $V_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \times V_m$ A.N. : $V_{\text{O}_2} \cong 47 \text{ L}$

Remarque : Dans les conditions « normales », le volume molaire V_m est égal à 22,4 L.mol⁻¹.

Le volume d'air « stœchiométrique » est donc : $V_{\text{air}} = \frac{100}{20,8} V_{\text{O}_2}$ A.N. : $V_{\text{air}} \cong 226 \text{ L}$

3° question :

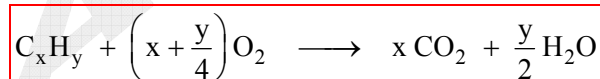
a) **Du point de vue de la combustion**, on peut considérer que le mélange d'hydrocarbures est équivalent à un hydrocarbure de formule C_xH_y avec :

$$x = \sum_{\text{constituants}} \text{nombre d'atomes de carbone du constituant} \times \text{fraction volumique du constituant dans le mélange}$$

$$y = \sum_{\text{constituants}} \text{nombre d'atomes d'hydrogène du constituant} \times \text{fraction volumique du constituant dans le mélange}$$

On a donc : $x = \frac{80}{100} \times 1 + \frac{20}{100} \times 2$ soit : $x = 1,2$ et : $y = \frac{80}{100} \times 4 + \frac{20}{100} \times 2$ soit : $y = 3,6$

b) La combustion complète de cet hydrocarbure fictif (annexe) donne :



La combustion complète d' une mole de ce combustible fictif, occupant le volume V_m dans les C.N.T.P., exige l'apport d'un volume de dioxygène égal à :

$$V_{\text{O}_2} = V_m \left(x + \frac{y}{4}\right) \text{ ce qui correspond à un volume d'air égal à : } V_{\text{air}} = V_m \left(x + \frac{y}{4}\right) \times \frac{100}{20,8}$$

Les applications numériques permettent de retrouver les résultats antérieurs.

4° question :

a) Le volume d'air employé (V'_{air}) est augmenté de 20 % : $V_{\text{air}} \times \frac{120}{100} \cong 271 \text{ L}$

b) Le volume de vapeur d'eau et de dioxyde de carbone se calculent à l'aide du bilan ci-dessus.

$$V_{\text{CO}_2} + V_{\text{H}_2\text{O}} = V_m \left(x + \frac{y}{2} \right) \quad V_{\text{CO}_2} + V_{\text{H}_2\text{O}} \cong 67 \text{ L}$$

Le volume d'air supplémentaire ($V'_{\text{air}} - V_{\text{air}} \cong 45 \text{ L}$) se retrouve intégralement en fin de combustion.

Le volume de diazote *non employé* est : $\frac{78,2}{100} V_{\text{air}} = V_m \left(x + \frac{y}{4} \right) \times \frac{78,2}{20,8} \quad V_{\text{N}_2} \cong 177 \text{ L}$

Le volume d'argon *non employé* est : $\frac{1}{100} V_{\text{air}} = V_m \left(x + \frac{y}{4} \right) \times \frac{1}{20,8} \quad V_{\text{Ar}} \cong 2 \text{ L}$

On obtient : $V_f \cong 292 \text{ L}$

c) La composition, en volume, se déduit de ce qui précède :

| Gaz | O ₂ | N ₂ | CO ₂ | H ₂ O | Ar |
|--------------|----------------|----------------|-----------------|------------------|-----|
| Volumes | 9 L | 212 L | 27 L | 40 L | 3 L |
| Pourcentages | 3 % | 73 % | 9 % | 14 % | 1 % |

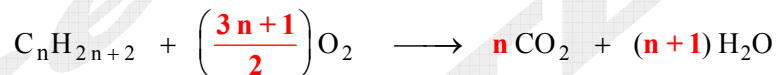
d) On calcule d'abord la masse molaire « apparente » du mélange (on admet que les gaz sont tous des gaz parfaits) en utilisant le résultat de l'exercice 4 :

$$M_{\text{app}} = \varphi_{\text{N}_2} M_{\text{N}_2} + \varphi_{\text{O}_2} M_{\text{O}_2} + \varphi_{\text{Ar}} M_{\text{Ar}} + \varphi_{\text{H}_2\text{O}} M_{\text{O}_2} + \varphi_{\text{CO}_2} M_{\text{CO}_2}$$

Puis la densité, par rapport à l'air, du mélange : $d = \frac{M_{\text{app}}}{29} \quad \text{A.N. : } d \cong 0,97$

Exercice 7

✦ Bilan de la combustion complète d'un alcane



Ou bien : $2 \text{C}_n\text{H}_{2n+2} + (3n+1) \text{O}_2 \longrightarrow 2n \text{CO}_2 + 2(n+1) \text{H}_2\text{O}$

✦ Tableau d'avancement

| | $2 \text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ | $(3n+1) \text{O}_2$ | $2n \text{CO}_2$ | $2(n+1) \text{H}_2\text{O}$ |
|--------------------------------------|-------------------------------|---------------------------------------|------------------|-----------------------------|
| Etape initiale Avancement nul | a mol | b mol | 0 mol | 0 mol |
| Etape finale Avancement maximal x | a - 2x = 0 soit : a = 2x | b - (3n+1)x = 0 soit : b = (3n+1)x | 2nx | 2(n+1)x |

✦ La quantité totale n d'air et de combustible admise en $\Delta t = 1 \text{ h}$, dans le bec Bunsen s'écrit :

$$n = a + b \times \frac{100}{21} \quad \text{soit : } n = \left(2 + (3n+1) \times \frac{100}{21} \right) x$$

On en déduit l'expression du débit volumique : $d = \frac{\left(2 + (3n + 1) \times \frac{100}{21}\right) x \times V_m}{\Delta t}$

★ La chaleur fournie par le bec Bunsen s'écrit :

$$Q_{\text{tot}} = Q \times \left(2 + (3n + 1) \times \frac{100}{21}\right) x \text{ avec } Q_{\text{tot}} = 4500 \text{ kJ et } Q = 210 + 664 n$$

★ Cette relation permet de calculer $\left(2 + (3n + 1) \times \frac{100}{21}\right) x$ puis d'exprimer autrement le débit volumique.

$$\left(2 + (3n + 1) \times \frac{100}{21}\right) x = \frac{Q_{\text{tot}}}{Q} \text{ puis : } d = \frac{Q_{\text{tot}} \times V_m}{Q \times \Delta t} \text{ et, enfin : } d = \frac{Q_{\text{tot}} \times V_m}{(210 + 664 n) \times \Delta t}$$

Le débit d est une fonction de n

★ Cas du méthane : $n = 1$

$$d_1 = \frac{4500 \text{ kJ} \times 25 \times 10^{-3} \text{ m}^3}{(210 + 664 \times 1) \text{ kJ} \times 1 \text{ h}}$$

$$d_1 \cong 0,13 \text{ m}^3 \cdot \text{h}^{-1}$$

★ Cas du butane : $n = 4$

$$d_4 = \frac{4500 \text{ kJ} \times 25 \times 10^{-3} \text{ m}^3}{(210 + 664 \times 4) \text{ kJ} \times 1 \text{ h}}$$

$$d_2 \cong 0,04 \text{ m}^3 \cdot \text{h}^{-1}$$

★ Cas du propane : $n = 3$

$$d_3 = \frac{4500 \text{ kJ} \times 25 \times 10^{-3} \text{ m}^3}{(210 + 664 \times 3) \text{ kJ} \times 1 \text{ h}}$$

$$d_3 \cong 0,05 \text{ m}^3 \cdot \text{h}^{-1}$$

Exercice 8

1° question : L'azote a pour symbole N.

La proportion de diazote dans l'air est indiquée par le bilan : 1 volume de dioxygène pour 3,95 volumes de diazote. On obtient : $\frac{V_{\text{N}_2}}{V_{\text{air}}} \cong \frac{3,95}{4,95} \cong 80 \%$

Remarque : La composition ci-dessus est une approximation.

La composition chimique de l'atmosphère comprend pour l'essentiel, du diazote (environ 78 %), du dioxygène (environ 21 %), des gaz nobles (argon essentiellement) et dans les basses couches de l'atmosphère, de la vapeur d'eau, du dioxyde de carbone et bien sûr divers polluants (dioxyde de soufre, ozone, ...).

D'un point de vue thermodynamique, l'air atmosphérique (air « humide ») peut être considéré comme un mélange de deux gaz : l'air « sec » et la vapeur d'eau.

La composition de l'air *sec* ainsi que sa masse molaire ont été, pour les besoins de la météorologie, arrêtées internationalement aux valeurs indiquées ci-après.

Composition chimique de l'air sec

| Constituants gazeux | Proportions en volume (en %) |
|---------------------------------------|------------------------------|
| Diazote (N ₂) | 78,09 |
| Dioxygène (O ₂) | 20,95 |
| Argon (Ar) | 0,93 |
| Dioxyde de carbone (CO ₂) | 0,035 |
| Néon (N _e) | 1,8 × 10 ⁻³ |
| Hélium (H _e) | 5,24 × 10 ⁻⁴ |
| Krypton (K _r) | 1,0 × 10 ⁻⁴ |
| Dihydrogène (H ₂) | 5,0 × 10 ⁻⁵ |
| Xénon (X _e) | 8,0 × 10 ⁻⁶ |
| Ozone (O ₃) | 1,0 × 10 ⁻⁶ |
| Radon (R _n) | 6,0 × 10 ⁻¹⁸ |

Masse molaire totale de l'air sec : $M(\text{air}) = 28,966 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

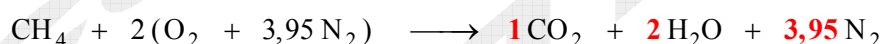
2° question : Le combustible est le méthane et le comburant est le dioxygène de l'air. La réaction peut démarrer si, localement, la température dépasse le point éclair du mélange. La combustion se poursuit si le mélange a une composition comprise entre la LIE et la LES. Pour satisfaire à ce dernier critère, il faut évacuer les produits de la combustion et assurer le renouvellement du mélange en combustible et comburant.

Remarque : Point éclair du méthane : -188°C

Plage d'inflammabilité : 5 % à 15 % environ ; la stœchiométrie se trouve aux environs de 9 %

3° question :

Le diazote n'intervient pas dans la combustion. Le bilan se résume à la combustion du méthane seul.



4° question : Le méthane est un alcane. Le butane est aussi un alcane dont la combustion est exothermique ; on l'utilise également comme combustible.

5° question : D'après le bilan ci-dessus, il faut $(3,95 + 1) \times 2$ moles d'air soit : $n_{\text{air}} = 9,9 \text{ mol}$.

La quantité de dioxyde de carbone formée est alors : $n_{\text{CO}_2} = 1 \text{ mol}$.

La masse de dioxyde de carbone formé s'écrit : $m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \times M(\text{CO}_2)$

A.N. : $m_{\text{CO}_2} \cong 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

6° question : La quantité de méthane n contenue dans le volume V (mesuré dans les conditions fournies) est :

$$n = \frac{V}{V_M} ; \text{ on a donc : } M = n \times m_{\text{CO}_2}$$

A.N. : $M \cong 19,6 \text{ t}$

Le dioxyde de carbone est un gaz à effet de serre ; il participe au réchauffement climatique de la Terre.

7° question :

a) Une réaction exothermique dégage de la chaleur.

b) Une mole de méthane occupe le volume $V_M = 22,4 \times 10^{-3} \text{ Nm}^3$; la chaleur dégagée, par mole de méthane brûlée, est donc q : $q = PCI \times V_M$ A.N. : $q \cong 803 \text{ kJ}$

Remarque : $1 \text{ kWh} = 3,6 \text{ kJ}$

8° question : Il apparaît du monoxyde de carbone de formule chimique CO . C'est un gaz toxique.

Ci-dessous, un extrait d'un article Wikipédia :

L'intoxication par le monoxyde de carbone représente en France 6 à 8 000 cas par an (90 décès en 2006). C'est la première cause de décès par intoxication en France.

Ses causes sont le plus souvent accidentelles, par mauvais fonctionnement ou mauvaise utilisation de moyens de chauffage ou de moteurs thermiques.

Les signes cliniques les plus fréquents sont des céphalées (environ 80 % des cas), des vertiges (75 % des cas), nausées (51 % des cas). Le malaise est aussi fréquent. L'asthénie, l'impotence musculaire surtout des membres inférieurs sont aussi classiques.

Une exposition plus importante provoque des signes neurologiques et sensoriels : excitation, agitation, ataxie, confusion, et plus graves, perte de connaissance (16 % des cas) et coma (3 à 13 % des cas).

La première source de CO pour l'homme est la cigarette. Le monoxyde de carbone a une forte affinité (230 fois supérieure à celle du dioxygène) pour l'ion fer de l'hémoglobine, le principal transporteur d'oxygène dans le sang. De ce fait, peu de CO dans l'air inspiré conduit rapidement à la formation de carboxyhémoglobine qui remplace l'oxyhémoglobine. La capacité de transport du dioxygène est diminuée et devient rapidement insuffisante pour apporter le dioxygène nécessaire aux tissus. Une exposition suffisante peut rendre une personne inconsciente simplement en réduisant l'apport de dioxygène au cerveau, et provoquer des dommages cérébraux jusqu'au décès par anoxie.

9° question : Le défaut d'air se traduit par l'apparition de particules de carbone dont l'incandescence rend la flamme éclairante.

Exemples de différents types de flammes d'un Bec Bunsen

A la base de la cheminée se trouve la virole mobile qui contrôle l'arrivée d'air.

Flamme 1 : la virole est fermée, seul le gaz combustible emprunte la cheminée du bec Bunsen. Le gaz brûle alors de manière incomplète en sortie de cheminée en produisant une flamme de couleur jaune et « molle ».

Flamme 4 : en revanche, lorsque la virole est totalement ouverte, l'air est bien aspiré par le flux de gaz sortant de l'ajutage (effet Venturi) de sorte que le combustible et le comburant brûlent alors de manière complète en sortie de cheminée, en produisant une flamme peu éclairante et dont la température au sommet du cône bleu atteint au moins 1200°C .

La photo est extraite de l'encyclopédie Wikipédia.



B – Chauffage

1° question : Le flux thermique apporté par le brûleur s'écrit :

$$\Phi = G \times PCI \quad \text{A.N. : } \Phi \cong 49,8 \times 10^3 \text{ W}$$

2° question : La conservation de l'énergie impose l'égalité suivante : $\Delta\Phi + \Phi' = \Phi$

On en déduit : $\Phi' = \Phi - \Delta\Phi$ A.N. : $\Phi' \cong 15,0 \times 10^3 \text{ W}$

3° question : Le flux Φ' est entièrement converti en chaleur sensible : $\Phi' = q_v \rho c \Delta T$

On en tire : $\Delta T = \frac{\Phi'}{q_v \rho c}$ A.N. : $\Delta T \cong 4,3^\circ\text{C}$

Remarques : L'écart de température peut, indifféremment, être exprimé en °C ou en K.
Attention ! il faut utiliser les unités de base du système d'unités S.I. !

Exemple : $q_v = \frac{50 \times 10^{-3} \text{ m}^3}{60 \text{ s}}$

BTS FEEF
LYCÉE MONGE
NANTES