

Exercices

Exercices d'application

5 minutes chrono !

1. Mots manquants

- dioxyde de carbone ; de l'eau
- 5
- mol ; J.mol⁻¹
- chimique
- libère ; exothermique
- 1000 à 10 000

2. QCM

- $2 \text{C}_2\text{H}_6 (\text{g}) + 7 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2 (\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$.
- Libère de l'énergie.
- $n' = 10,0 \text{ mol}$.
- $\mathcal{E}_{\text{libérée}} = 1,6 \times 10^6 \text{ J}$.
- Ils libèrent de l'énergie lors de leur combustion complète.

Mobiliser ses connaissances

Réactions de combustion (§1 du cours)

- $\text{C}_3\text{H}_8 (\text{g}) + 5 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 3 \text{CO}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- $2 \text{C}_6\text{H}_{14} (\text{g}) + 19 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 12 \text{CO}_2 (\text{g}) + 14 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- $2 \text{C}_3\text{H}_8\text{O} (\text{g}) + 9 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 6 \text{CO}_2 (\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- $2 \text{C}_8\text{H}_{18} (\text{g}) + 25 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 16 \text{CO}_2 (\text{g}) + 18 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- $2 \text{C}_{12}\text{H}_{26} (\text{g}) + 37 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 24 \text{CO}_2 (\text{g}) + 26 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$

4. a. Dressons le tableau d'évolution correspondant à la combustion de la quantité de matière n d'octane en présence d'un excès de dioxygène.

Équation		$2 \text{C}_8\text{H}_{18} (\text{g}) + 25 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 16 \text{CO}_2 (\text{g}) + 18 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$			
État	Avancement	Quantités de matière (mol)			
initial	0	n	excès	0	0
en cours	x	$n - 2x$	excès	$16x$	$18x$
final	x_{max}	$n - 2x_{\text{max}}$	excès	$16x_{\text{max}}$	$18x_{\text{max}}$

À l'état final, l'octane est totalement consommé : $n - 2x_{\text{max}} = 0$, soit $x_{\text{max}} = n / 2$.

La quantité de matière de dioxyde de carbone formée par kilomètre est donc :

$$n' = 16 x_{\text{max}} = 16 \times (n / 2) = 8 n.$$

Sirius 1^{ère} S - Livre du professeur

Chapitre 18. Combustion et énergie chimique

On en déduit la masse m de dioxyde de carbone émis par kilomètre :

$$m = n' \times M = 8 n \times M.$$

A.N. : $m = 8 \times 0,43 \times 44,0 = 1,5 \times 10^2$ g.

b. Le dioxyde de carbone est un gaz à effet de serre, son rejet dans l'atmosphère participe donc au réchauffement climatique.

Aspect énergétique d'une combustion (§2 du cours)

5. La quantité de matière de méthane est : $n = m / M$.

L'énergie libérée par la combustion de la quantité de matière n de méthane est donc :

$$\mathcal{E}_{\text{lib}} = n \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}} = (m / M) \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}}.$$

A.N. : $\mathcal{E}_{\text{libérée}} = (32,0 / 16,0) \times 820 = 1,64 \times 10^3$ kJ.

6. a. On appelle « énergie chimique » l'énergie stockée dans les molécules : cette énergie peut être libérée (ou captée) au cours de réactions chimiques.

b. Les nappes de pétrole, les gisements de gaz naturel, de charbon ou de lignite, le bois sont des exemples de stocks d'énergie chimique exploités par l'Homme.

7. L'énergie libérée par la combustion de la quantité de matière n de méthanol en présence d'un excès de dioxygène est : $\mathcal{E}_{\text{lib}} = n \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}}$, où $\mathcal{E}_{\text{m, comb}}$ est l'énergie molaire de combustion du méthanol.

On en déduit : $\mathcal{E}_{\text{m, comb}} = \mathcal{E}_{\text{lib}} / n$.

A.N. : $\mathcal{E}_{\text{m, comb}} = (1,7 \times 10^6) / (2,5 \times 10^3) = 6,8 \times 10^2$ kJ.mol⁻¹.

8. a. La quantité de matière n d'éthanol est donnée par : $n = m / M$.

L'énergie libérée par la combustion de la masse m d'éthanol est donc :

$$\mathcal{E}_{\text{lib}} = n \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}} = (m / M) \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}}.$$

A.N. : $\mathcal{E}_{\text{lib}} = (1,0 / 46,0) \times 1,3 \times 10^3 = 28$ kJ.

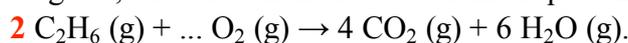
b. Convertissons en calorie l'énergie libérée par la combustion d'une masse $m = 1,0$ g d'éthanol :

$$\mathcal{E}_{\text{lib}} = 28 / 4,18 = 6,7 \text{ kcal.}$$

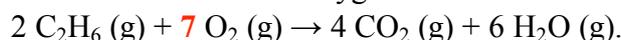
(Valeur proche de celle donnée par la table des calories, qui ne donne que des valeurs entières.)

Utiliser ses compétences

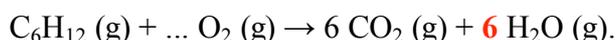
9. a. On commence par ajuster les nombres stœchiométriques pour assurer la conservation des éléments carbone et hydrogène ; on écrit le nombre stœchiométrique « 2 » devant C₂H₆ :



On assure ensuite la conservation de l'élément oxygène :

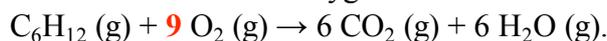


b. On commence par ajuster les nombres stœchiométriques pour assurer la conservation des éléments carbone et hydrogène ; on écrit le nombre stœchiométrique « 1 » devant C₆H₁₂, « 6 » devant H₂O :



Sirius 1^{ère} S - Livre du professeur
Chapitre 18. Combustion et énergie chimique

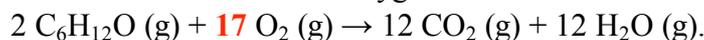
On assure ensuite la conservation de l'élément oxygène :



c. On commence par ajuster les nombres stœchiométriques pour assurer la conservation des éléments carbone et hydrogène ; on écrit le nombre stœchiométrique «2» devant $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}$:



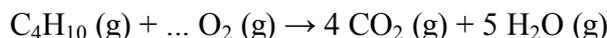
On assure ensuite la conservation de l'élément oxygène :



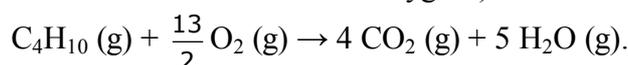
10. $m' = m \times V' / V.$

A.N. : $m' = 150 \times 5,0 / 7,0 = 1,1 \times 10^2 \text{ g}.$

11. a. Il faut commencer par ajuster les nombres stœchiométriques devant le dioxyde de carbone et l'eau, en veillant à la conservation de l'élément carbone et à celle de l'élément hydrogène.

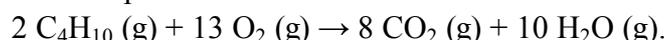


On ajuste ensuite le nombre stœchiométrique devant le dioxygène (en n'oubliant pas qu'une molécule de dioxygène est formée de deux atomes d'oxygène) :



Enfin, pour n'avoir que des nombres stœchiométriques entiers, il suffit de multiplier par 2 tous les nombres stœchiométriques de l'équation (sans oublier celui devant le butane).

L'équation de combustion complète du butane s'écrit donc :



b.

Équation		2 C ₄ H ₁₀ (g) + 13 O ₂ (g) → 8 CO ₂ (g) + 10 H ₂ O (g)			
État	Avancement	Quantités de matière en mol			
initial	0	<i>n</i>	excès	0	0
en cours	<i>x</i>	<i>n</i> - 2 <i>x</i>	excès	8 <i>x</i>	10 <i>x</i>
final	<i>x</i> _{max}	<i>n</i> - 2 <i>x</i> _{max}	excès	8 <i>x</i> _{max}	10 <i>x</i> _{max}

À l'état final, $n - 2 x_{\text{max}} = 0$, soit $x_{\text{max}} = n / 2$.

La quantité de matière de dioxyde de carbone émise est donc : $n' = 8 x_{\text{max}} = 8 \times (n / 2) = 4 n$.

A.N. : $n' = 4 n = 3,0 \times 10^2 \text{ mol}.$

On en déduit la masse de dioxyde de carbone rejeté sur 100 kilomètres :

$$m' = n' \times M'.$$

A.N. : $m' = 3,0 \times 10^2 \times 44 = 1,3 \times 10^4 \text{ g} = 13 \text{ kg}.$

12. a. La quantité de matière *n* de butane dans la bouteille est : $n = m_{\text{butane}} / M_{\text{butane}}.$

L'énergie libérée par la combustion de tout le butane de la bouteille (le dioxygène étant en excès) est : $\mathcal{E}_{\text{libérée}} = n \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}} = (m_{\text{butane}} / M_{\text{butane}}) \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}}.$

A.N. : $\mathcal{E}_{\text{libérée}} = (13 \times 10^3 / 58) \times 2,7 \times 10^3 = 6,1 \times 10^5 \text{ kJ}.$

b. Convertissons en kWh l'énergie calculée à la question précédente :

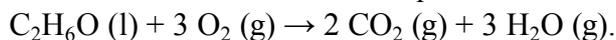
$$\mathcal{E}_{\text{libérée}} = (6,1 \times 10^5) / 3600 = 1,7 \times 10^2 \text{ kWh}.$$

Cette valeur est inférieure de 5 % à la valeur affichée par le fabricant.

Sirius 1^{ère} S - Livre du professeur
Chapitre 18. Combustion et énergie chimique

13. a. Lors de sa combustion complète, l'éthanol liquide réagit avec le dioxygène gazeux, pour former de l'eau et du dioxyde de carbone gazeux.

L'équation s'écrit donc, avec les nombres stoechiométriques correctement ajustés :



b. La quantité de matière n dans le volume V d'éthanol est : $n = (d \times \rho_{\text{eau}} \times V) / M$.

L'énergie libérée par la combustion du volume V d'éthanol est donc $\mathcal{E}_{\text{lib}} = n \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}}$.

On a donc $\mathcal{E}_{\text{lib}} = [(d \times \rho_{\text{eau}} \times V) / M] \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}}$.

A.N. : $\mathcal{E}_{\text{lib}} = [(0,79 \times 1,0 \times 1,0 \times 10^3) / 46,0] \times 1,3 \times 10^3 = 2,2 \times 10^4 \text{ kJ}$.

Remarque : attention aux unités dans l'application numérique. Si la masse volumique ρ_{eau} est exprimée en g.mL^{-1} , il faut penser à convertir le volume V en mL !

Exercices d'entraînement

15. Le Proche-Orient possède 50 % des réserves mondiales de pétrole. Les réserves mondiales peuvent donc être estimées à environ $750 \times 2 = 1500$ milliards de barils de pétrole.

Le volume V d'un baril est environ 159 L.

Les réserves mondiales sont donc d'environ $1500 \times 159 = 2,38 \times 10^5$ milliards de litres, soit :

$$V' = 2,38 \times 10^5 \times 10^9 = 2,38 \times 10^{14} \text{ L}.$$

En considérant le pétrole comme exclusivement constitué d'octane, on en déduit la quantité de matière d'octane dans les réserves mondiales : $n = (\rho \times V') / M$.

On en déduit l'énergie libérée par la combustion de cette quantité de matière n d'octane, en présence d'un excès de dioxygène : $\mathcal{E}_{\text{lib}} = n \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}} = [(\rho \times V') / M] \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}}$.

A.N. : $\mathcal{E}_{\text{lib}} = [(700 \times 2,38 \times 10^{14}) / 114] \times 5,2 \times 10^3 = 7,6 \times 10^{18} \text{ kJ}$.

Attention : la masse molaire étant donnée en g.mol^{-1} , il faut convertir la masse volumique en g.L^{-1} lorsqu'on pose l'application numérique.

16. a. $2 \text{C}_2\text{H}_2 (\text{g}) + 5 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$

b. Dans les bouteilles, l'acétylène et le dioxygène sont sous pression, à l'état liquide ; à température et pression ambiantes, ils sont à l'état gazeux. En sortie de bouteille, ils passent par un manodétendeur qui leur permet de passer à l'état gazeux.

c. Les volumes indiqués sur le descriptif correspondent aux volumes occupés à température et pression ambiante par le dioxygène et l'acétylène à l'état gazeux.

d. Notons n_1 la quantité de matière de dioxygène dans la bouteille, qui contient une masse :

$$m_1 = 5,6 \times 10^3 \text{ g}.$$

Notons n_2 la quantité de matière d'acétylène dans la bouteille, qui contient une masse :

$$m_2 = 3,2 \times 10^3 \text{ g}.$$

Construisons le tableau d'évolution du système formé par les gaz des deux bouteilles lors de la réaction de combustion de l'acétylène, pour déterminer le réactif limitant.

Sirius 1^{ère} S - Livre du professeur
Chapitre 18. Combustion et énergie chimique

Équation		2 C ₂ H ₂ (g) + 5 O ₂ (g) → 4 CO ₂ (g) + 2 H ₂ O (g)			
État	Avancement	Quantités de matière (mol)			
initial	0	n_2	n_1	0	0
en cours	x	$n_2 - 2x$	$n_1 - 5x$	$4x$	$2x$
final	x_{\max}	$n_2 - 2x_{\max}$	$n_1 - 5x_{\max}$	$4x_{\max}$	$2x_{\max}$

- Si l'acétylène est le réactif limitant :

$$n_2 - 2x_{\max} = 0$$

$$x_{\max} = n_2 / 2 = (m_2 / [2M(\text{C}) + 2M(\text{H})]) / 2$$

$$x_{\max} = 0,5 \times [(3,2 \times 10^3) / (2 \times 12,0 + 2 \times 1,0)] = 62 \text{ mol}$$

- Si le dioxygène est le réactif limitant :

$$n_1 - 5x_{\max} = 0,$$

$$x_{\max} = n_1 / 5 = (m_1 / [2M(\text{O})]) / 5$$

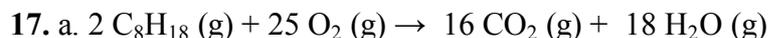
$$x_{\max} = ([5,6 \times 10^3] / [2 \times 16,0]) / 5 = 35 \text{ mol}$$

Le dioxygène est donc le réactif limitant et $x_{\max} = 35 \text{ mol}$.

L'énergie libérée par la combustion de l'acétylène jusqu'à épuisement du dioxygène dans la bouteille est l'énergie libérée par la combustion d'une quantité de matière $2x_{\max} = 70 \text{ mol}$ d'acétylène :

$$\mathcal{E}_{\text{lib}} = 2x_{\max} \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}}$$

$$\text{A.N. : } \mathcal{E}_{\text{lib}} = 70 \times 1,2 \times 10^3 = 8,4 \times 10^4 \text{ kJ.}$$



b. Le volume d'essence consommé par kilomètre est : $V''' = V' / 100$.

En considérant l'essence comme exclusivement constituée d'octane, on en déduit l'expression de la quantité de matière n' d'octane consommé par kilomètre : $n' = (\rho \times V''') / M_{\text{octane}}$.

Construisons un tableau d'évolution correspondant à la combustion de la quantité de matière n' d'octane.

Équation		2 C ₈ H ₁₈ (g) + 25 O ₂ (g) → 16 CO ₂ (g) + 18 H ₂ O (g)			
État	Avancement	Quantités de matière (mol)			
initial	0	n'	excès	0	0
en cours	x	$n' - 2x$	excès	$16x$	$18x$
final	x_{\max}	$n' - 2x_{\max} = 0$	excès	$16x_{\max}$	$18x_{\max}$

La quantité de matière de dioxyde de carbone émise est donc :

$$n = 16x_{\max} = 16 \times (n' / 2) = 8n' = 8 \times (\rho \times V''') / M_{\text{octane}}$$

$$\text{A.N. : } n = 8 \times (700 \times [5,8 / 100]) / (8 \times 12,0 + 18 \times 1,0) = 2,8 \text{ mol.}$$

On en déduit la masse de dioxyde de carbone émise :

$$m' = n \times M(\text{CO}_2) = n \times (M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O})).$$

Sirius 1^{ère} S - Livre du professeur
Chapitre 18. Combustion et énergie chimique

A.N. : $m' = 2,8 \times (12,0 + 2 \times 16,0) = 1,2 \times 10^2$ g.

c. L'émission de dioxyde de carbone (gaz à effet de serre) n'est pas la seule cause de la pollution automobile. Si les émissions de dioxyde de carbone d'un moteur diesel et d'un moteur essence sont comparables, une voiture diesel émet plus de gaz nocifs (comme les oxydes d'azote), mais surtout plus de particules en suspension dans les gaz d'échappement.

18. a. La formule brute du glucose est $C_6H_{12}O_6$. L'équation de la réaction de combustion du glucose s'écrit : $C_6H_{12}O_6 (g) + 6 O_2 (g) \rightarrow 6 CO_2 (g) + 6 H_2O (g)$.

La formule brute de l'oléine est $C_{57}H_{104}O_6$. L'équation de la réaction de combustion de l'oléine s'écrit : $C_{57}H_{104}O_6 (g) + 80 O_2 (g) \rightarrow 57 CO_2 (g) + 52 H_2O (g)$.

b. Une masse $m = 1,0$ g de glucose contient une quantité de matière de glucose :

$$n = m / M_{\text{glucose}}$$

L'énergie libérée par la combustion de la masse m de glucose (en présence d'un excès de dioxygène) est donc : $\mathcal{E}_{\text{lib, glucose}} = (m / M_{\text{glucose}}) \times \mathcal{E}_{\text{m, comb, glucose}}$.

A.N. : $\mathcal{E}_{\text{lib, glucose}} = (1,0 / [6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0]) \times 2,7 \times 10^3 = 15$ kJ.

Une masse $m = 1,0$ g d'huile contient une quantité de matière d'oléine $n' = m / M_{\text{oléine}}$.

L'énergie libérée par la combustion de la masse m d'huile (en présence d'un excès de dioxygène) est donc : $\mathcal{E}_{\text{lib, huile}} = (m / M_{\text{oléine}}) \times E_{\text{m, comb, huile}}$.

A.N. : $\mathcal{E}_{\text{lib, huile}} = (1,0 / [57 \times 12,0 + 104 \times 1,0 + 6 \times 16,0]) \times 3,2 \times 10^4 = 36$ kJ.

c. Convertissons en kcal les énergies calculées à la question précédente.

L'énergie libérée par une masse $m = 1,0$ g de glucose est : $\mathcal{E}_{\text{lib, glucose}} = (15 / 4,18) = 3,6$ kcal.

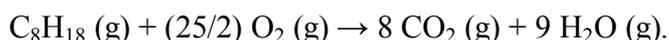
100 g de glucose apportent donc une énergie de $3,6 \times 10^2$ kcal. La table indique 400 kcal.

L'énergie libérée par une masse $m = 1,0$ g d'huile est : $\mathcal{E}_{\text{lib, huile}} = (36 / 4,18) = 8,6$ kcal.

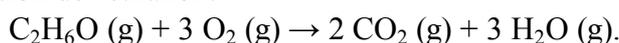
100 g d'huile apportent donc une énergie de $8,6 \times 10^2$ kcal. La table indique 900 kcal.

Les écarts avec les valeurs de la table peuvent être dus au fait que les espèces dans l'organisme ne sont pas en phase gazeuse ; il peut aussi s'agir d'un simple arrondi.

19. a. Équation de la combustion de l'octane :



Équation de la combustion de l'éthanol :



b. La quantité de matière n_{octane} dans le volume V d'octane est : $n_{\text{octane}} = (\rho_{\text{octane}} \times V) / M_{\text{octane}}$.

L'énergie libérée par la combustion du volume V d'octane, en présence d'un excès de dioxygène est :

$$\mathcal{E}_{\text{lib, octane}} = n_{\text{octane}} \times \mathcal{E}_{\text{comb, octane}} = [(\rho_{\text{octane}} \times V) / M_{\text{octane}}] \times \mathcal{E}_{\text{comb, octane}}$$

A.N. : $\mathcal{E}_{\text{lib, octane}} = [(700 \times 6,0) / (8 \times 12,0 + 18 \times 1,0)] \times 5,2 \times 10^3 = 1,9 \times 10^5$ kJ.

c. Pour un trajet de 100 km avec un moteur à l'éthanol analogue, l'énergie libérée par la combustion du combustible est : $\mathcal{E}_{\text{lib, éthanol}} = \mathcal{E}_{\text{lib, octane}} = 1,9 \times 10^5$ kJ.

La quantité de matière d'éthanol consommée est alors : $n_{\text{éthanol}} = \mathcal{E}_{\text{lib, éthanol}} / \mathcal{E}_{\text{comb, éthanol}}$.

On en déduit le volume d'éthanol consommé :

$$V_{\text{éthanol}} = m_{\text{éthanol}} / \rho_{\text{éthanol}} = (n_{\text{éthanol}} \times M_{\text{éthanol}}) / \rho_{\text{éthanol}} \\ = [(\mathcal{E}_{\text{lib, éthanol}} / \mathcal{E}_{\text{comb, éthanol}}) \times M_{\text{éthanol}}] / \rho_{\text{éthanol}}$$

A.N. : $V_{\text{éthanol}} = [(1,9 \times 10^5) / (1,3 \times 10^3)] \times [2 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 16,0] / 790 = 8,5$ L.

d. En présence d'un excès de dioxygène, la combustion de la quantité de matière n_{octane} d'octane entraîne l'émission d'une quantité de matière de dioxyde de carbone $8 \times n_{\text{octane}}$.

La masse de dioxyde de carbone émis est :

$$m = 8 \times n_{\text{octane}} \times M(CO_2) = 8 \times [(\rho_{\text{octane}} \times V) / M_{\text{octane}}] \times (M(C) + 2 M(O)).$$

A.N. : $m = 8 \times [(700 \times 6,0) / (8 \times 12,0 + 18 \times 1,0)] \times (12,0 + 2 \times 16,0) = 1,3 \times 10^4$ g.

Sirius 1^{ère} S - Livre du professeur
Chapitre 18. Combustion et énergie chimique

En présence d'un excès de dioxygène, la combustion de la quantité de matière $n_{\text{éthanol}}$ d'éthanol entraîne l'émission d'une quantité de matière de dioxyde de carbone $2 \times n_{\text{éthanol}}$.

La masse de dioxyde de carbone émis est :

$$m = 2 \times n_{\text{éthanol}} \times M(\text{CO}_2) = 2 \times [\mathcal{E}_{\text{lib, éthanol}} / \mathcal{E}_{\text{comb, éthanol}}] \times [M(\text{C}) + 2 M(\text{O})].$$

A.N. : $m = 2 \times [(1,9 \times 10^6) / (1,3 \times 10^3)] \times (12,0 + 2 \times 16,0) = 1,3 \times 10^4 \text{ g.}$



Culture scientifique et citoyenne

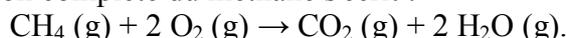
Exercer son esprit critique

- Si, sur un parcours de 100 kilomètres, un moteur à essence consomme 5,0 L d'essence, un moteur au GNV de même rendement énergétique consomme 5,0 m³, soit $5,0 \times 10^3$ L de méthane.

- Une mole de méthane gazeux occupe un volume de 24 L. Le moteur au GNV consomme donc une quantité de matière $n = (5,0 \times 10^3) / 24 = 2,1 \times 10^2$ mol de méthane pour 100 kilomètres.

La quantité de matière de méthane consommée par kilomètre est donc : $n' = 2,1$ mol.

- L'équation de combustion complète du méthane s'écrit :



La quantité de matière de CO₂ émise par kilomètre par un moteur GNV est donc égale à la quantité de matière de méthane consommée, soit $n' = 2,1$ mol.

On en déduit la masse de CO₂ émise par kilomètre par le moteur GNV :

$$m' = n' \times M(\text{CO}_2) = 2,1 \times 44 = 92 \text{ g}.$$

- L'écart relatif par rapport à l'émission d'une voiture à essence analogue est donc :

$$(110 - 92) / 92 = 0,20, \text{ soit } 20 \text{ \%}.$$

Ce résultat est cohérent avec l'information donnée par le texte.