

CORRIGE

1. ALIMENTATION ELECTRIQUE D'UNE NAVETTE SPATIALE

2.1. Enoncé

L'alimentation électrique d'une navette spatiale (doc1) est réalisée par trois modules « piles à combustibles » Hydrox (doc. 2). Chacun de ces modules est composé de 32 piles à combustible branchées en série, chacune étant alimentée en dihydrogène à une électrode et en dioxygène à l'autre électrode. Son électrolyte est constitué par une solution aqueuse concentrée d'hydroxyde de potassium, $K^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$, basique. La tension aux bornes d'une pile est égale à $U = 0,875 \text{ V}$, l'intensité du courant produit peut varier entre 50 et 400 A.

L'eau produite par la réaction de fonctionnement de la pile est filtrée, stockée et peut être consommée par l'équipage.

Un module Hydrox suffit à l'alimentation de la navette, mais trois sont présents pour assurer la sécurité : lorsqu'un module est actif, un autre est en veille, prêt à prendre le relais si nécessaire.

Données

Couples rédox mis en jeu : $H_2O_{(l)}/H_{2(g)}$ et $O_{2(g)}/H_2O_{(l)}$.

Charge électrique correspondant à l'échange d'une mole d'électrons aux électrodes : $F = 96,5 \text{ kC}$.

Intensité du courant délivré, en moyenne : $I = 250 \text{ A}$.

Volume d'eau consommé quotidiennement par personne : $2,0 \text{ L}$.

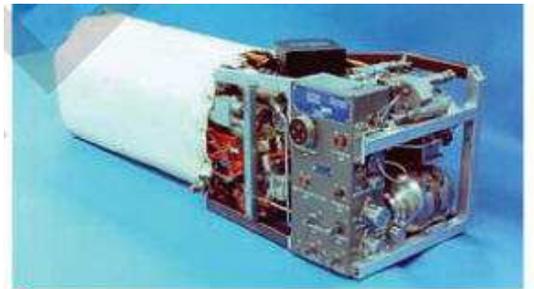
Masse volumique de l'eau : $\mu = 1,0 \cdot 10^3 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

2.2. problème

Quelle est l'énergie fournie par un module lors d'un vol de 10 jours? L'eau alors produite suffit-elle à la consommation pour un équipage de 5 astronautes?



Doc. 1 La navette spatiale américaine.



Doc. 2 La pile à combustible Hydrox.

2.3. Aide à la résolution

Quel problème pose l'énoncé? Quelles pistes suivre pour y répondre?

- L'énoncé demande de déterminer l'énergie fournie par un module et le volume d'eau formé
- Déterminer la tension aux bornes d'un module, exploiter la définition de l'énergie é la charge électrique qui a circulé puis établir les équations des réactions aux électrodes et de la réaction de fonctionnement de la pile constitue une piste pour résoudre ce problème.

Quelles sont les étapes de la résolution ?

Une façon de faire	Comment le faire ?
1 Déterminer la tension existant aux bornes d'un module en fonctionnement.	▶ Traduire le fait que les piles constituant le module sont branchées en série.
2 Exprimer l'énergie délivrée par le module.	▶ Utiliser la définition de l'énergie et la valeur de l'intensité moyenne du courant qui est donnée.
3 Établir les équations des réactions électrochimiques (oxydation à l'anode et réduction à la cathode) et de la réaction de fonctionnement de la pile.	▶ Utiliser les couples fournis dans les données et équilibrer les équations en utilisant des ions hydroxyde car le milieu est basique.
4 Relier la charge électrique ayant circulé à l'énergie électrique libérée par la pile d'une part et à la quantité d'eau formée.	▶ Relier la quantité d'électrons échangés à une électrode à la quantité de dihydrogène consommée, puis la quantité d'eau formée à la quantité de dihydrogène consommée. Relier ces quantités à l'énergie fournie par la pile.
5 Déterminer le volume de l'eau formée.	▶ Exploiter les relations entre quantité de matière, masse et volume pour déterminer le volume d'eau formé.

► Solution rédigée

- Les piles étant branchées en série, la tension aux bornes de l'ensemble est égale à la somme des tensions existant aux bornes de chacune des 32 piles constituant le module :

$$U_m = 32 \cdot U = 32 \times 0,875 = 28,0 \text{ V.}$$
- L'énergie électrique, \mathcal{E} , délivrée par le module vaut $\mathcal{E} = U_m \cdot I \cdot \Delta t$, soit :

$$\mathcal{E} = 28,0 \times 250 \times 10 \times 24 \times 3600 = 6,0 \times 10^9 \text{ J.}$$
- À l'anode, en tenant compte de la présence d'ions hydroxyde, $\text{HO}^-(\text{aq})$, le dihydrogène est oxydé en eau selon la réaction d'équation :

$$\text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{HO}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{HO}^-(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$$
 En remplaçant $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{HO}^-(\text{aq})$ par $2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$, on obtient l'équation :

$$\text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{HO}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 2 \text{e}^- \quad (1)$$
 À la cathode, le dioxygène est réduit en eau :

$$\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{HO}^-(\text{aq}) + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 4 \text{HO}^-(\text{aq})$$
 En procédant de même, on obtient l'équation :

$$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons 4 \text{HO}^-(\text{aq}) \quad (2)$$
 L'équation (3) de la réaction de fonctionnement de la pile s'en déduit :

$$2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) \quad (3)$$
- Un tableau d'avancement relatif à l'équation (3) montre que la quantité de dihydrogène consommé est égale à la quantité d'eau formée globalement :

Équation	$2 \text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{O}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
Quantité initiale	$n_0(\text{H}_2)$		$n_0(\text{O}_2)$		0
Quantité en cours d'évolution	$n_0(\text{H}_2) - 2x$		$n_0(\text{O}_2) - x$		$2x$

En procédant de la même façon avec l'équation (1), on constate que la quantité d'électrons échangés à l'anode $n(e^-)$ est égale au double de la quantité de dihydrogène consommé.

Par conséquent, la quantité d'électrons échangés à l'anode $n(e^-)$ est égale au double de la quantité d'eau formée : $n(e^-) = 2 n(\text{H}_2\text{O})$.

Or, l'énergie fournie par la pile peut être exprimée en fonction de la charge électrique que la pile a fait circuler :

$$\mathcal{E} = U_m \cdot I \cdot \Delta t = U_m \cdot Q; \text{ soit } Q = \frac{\mathcal{E}}{U_m}$$

Avec $Q = Q_m \cdot n(e^-)$, il vient $n(e^-) = \frac{Q}{Q_m} = \frac{\mathcal{E}}{Q_m \cdot U_m}$

Par suite :

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{n(e^-)}{2} = \frac{\mathcal{E}}{2 \cdot Q_m \cdot U_m}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{6,0 \times 10^9}{2 \times 96,5 \times 10^3 \times 28,0} = 1,1 \times 10^3 \text{ mol.}$$

5 Réponse au problème posé

Le volume V d'eau formé se déduit de cette quantité :

$$V = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\mu} = \frac{n(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O})}{\mu}; \text{ soit } V = \frac{1,1 \times 10^3 \times 18,0}{1,0 \times 10^3} = 20 \text{ L.}$$

Si l'on suppose qu'une personne consomme en moyenne 2,0 L d'eau par jour, cinq personnes consomment en dix jours un volume $V' = 5 \times 2 \times 10 = 100 \text{ L}$.

Le volume d'eau formé n'est donc pas suffisant.

2. PRODUCTIONS DE DIHYDROGENE

3.1. Enoncé

Document 1

Électrolyse de l'eau



Un électrolyseur.

■ Lors de l'électrolyse de l'eau, comme lors de sa dissociation thermique, il faut fournir une énergie $\xi = 282 \text{ kJ}$ pour dissocier une mole d'eau en dihydrogène et dioxygène.

Document 2

Conversion du méthane

■ Elle se fait en deux étapes :

- **étape 1** : réaction entre le méthane, CH_4 , et l'eau, H_2O , avec formation de dihydrogène et de monoxyde de carbone, CO ; elle nécessite l'apport de 244 kJ par mole de méthane consommée;
- **étape 2** : réaction entre le monoxyde de carbone formé lors de l'étape 1 et l'eau avec formation de dihydrogène et de dioxyde de carbone. Cette réaction libère de l'énergie.

Document 4

Transformation de la biomasse

■ La cellulose ou la lignine des végétaux ont la même composition que celle d'une molécule A de formule $\text{C}_6\text{H}_9\text{O}_4$. Le traitement thermochimique de la biomasse se fait en deux étapes :

- **étape 1** : réaction entre A et l'eau avec formation de dihydrogène et de monoxyde de carbone, CO ; elle nécessite l'apport de 880 kJ par mole de A consommée;
- **étape 2** : identique à la seconde étape de la conversion du méthane.

D'après G. CLAUDET, « Mémento de l'Hydrogène », fiche 3.3.1, site AFH2, 2003.

Document 3

Réaction dite du gaz à l'eau

■ Le charbon est traité en deux étapes :

- **étape 1** : réaction entre le carbone constituant le charbon et l'eau, H_2O , avec formation de dihydrogène et de monoxyde de carbone, CO ; elle nécessite 170 kJ par mole de carbone consommée;
- **étape 2** : identique à la seconde étape de la conversion du méthane.

3.2. problème

Parmi les quatre méthodes de production du dihydrogène présentées, quelle est la méthode la plus économique en énergie? Est-ce la plus écologique?

2.3. Aide à la résolution

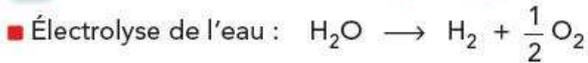
Quel problème pose l'énoncé? Quelles pistes suivre pour y répondre?

- L'énoncé demande de trouver la méthode de production du dihydrogène la moins coûteuse en énergie.
- Calculer l'énergie nécessaire pour former une mole de dihydrogène est une piste pour résoudre ce problème.

Quelles sont les étapes de la résolution ?

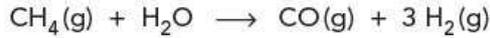
Une façon de faire	Comment le faire ?
1 Écrire les équations des réactions envisagées	▶ Repérer la nature des réactifs et des produits.
2 Comparer les énergies nécessaires pour produire une mole de dihydrogène dans chaque procédé.	▶ Déterminer la quantité de dihydrogène formé pour une mole du réactif considéré en faisant le bilan des réactions.
3 Considérer la production globale du dioxyde de carbone, gaz à effet de serre.	▶ Analyser la source du réactif traité et faire le bilan global de production du dioxyde de carbone.

2 Productions de dihydrogène (p. 60)



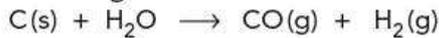
Cette transformation nécessite 282 kJ pour synthétiser une mole de dihydrogène.

Conversion du méthane :



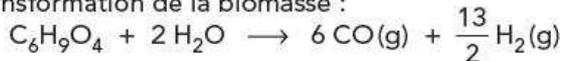
Cette transformation nécessite $\frac{244}{3} = 81$ kJ pour synthétiser une mole de dihydrogène.

Réaction dite du gaz à l'eau :



Cette transformation nécessite 170 kJ pour synthétiser une mole de dihydrogène.

Transformation de la biomasse :



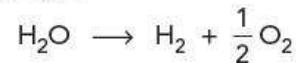
Cette transformation nécessite $\frac{880}{\left(\frac{13}{2}\right)} = 135$ kJ pour

synthétiser une mole de dihydrogène.

Le mode de production du dihydrogène le moins coûteux en énergie est donc la conversion du méthane. On peut noter que la transformation de la biomasse, plus coûteuse en énergie, pourrait être intéressante si on considère le coût des matières premières méthane et biomasse.

■ Pour s'intéresser à l'aspect écologique, il faut prendre en compte le mode de production de l'énergie nécessaire à la transformation et la proportion de dioxyde de carbone libérée par mole de dihydrogène formée. Il est alors nécessaire de s'intéresser au bilan global de chaque transformation (en tenant compte de la transformation du monoxyde de carbone en dioxyde de carbone).

Électrolyse de l'eau :



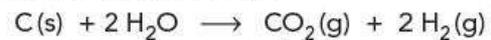
Cette transformation nécessite 282 kJ pour synthétiser une mole de dihydrogène et ne libère pas de dioxyde de carbone.

Conversion du méthane :



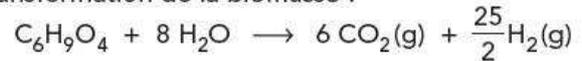
Cette transformation libère $\frac{1}{4} = 0,25$ mol de dioxyde de carbone lors de la synthèse d'une mole de dihydrogène.

Réaction dite du gaz à l'eau :



Cette transformation libère $\frac{1}{2} = 0,5$ mol de dioxyde de carbone lors de la synthèse d'une mole de dihydrogène.

Transformation de la biomasse :



Cette transformation libère $\frac{6}{\left(\frac{25}{2}\right)} = 0,48$ mol de

dioxyde de carbone lors de la synthèse d'une mole de dihydrogène.

La méthode la plus écologique est l'électrolyse de l'eau lorsque l'énergie consommée lors de la synthèse est sans émission de dioxyde de carbone ou de déchets nocifs, ce qui est le cas lorsque sont mises en jeu des énergies renouvelables.

Sinon, la méthode la plus écologique est la conversion du méthane.

3. PRODUCTION DE DIHYDROGENE

Sur Terre, l'hydrogène est presque toujours associé à un autre élément.
Il faut donc produire le dihydrogène pour pouvoir l'utiliser dans une pile à combustible.

Doc 1 Les différents procédés

95 % du dihydrogène est aujourd'hui fabriqué à partir de bois et de sources d'énergie fossile, comme le gaz ou le pétrole. Le procédé le plus courant est le reformage du gaz naturel par de la vapeur d'eau surchauffée, aussi appelé vaporeformage.

On peut également utiliser la biomasse. De nombreuses matières organiques sont brûlées pour dégager du gaz. Si le bois, par l'intermédiaire du charbon, est le principal combustible, des déchets végétaux, comme la paille, peuvent aussi se révéler intéressants. En replantant la biomasse au fur et à mesure, on obtient un bilan faible en termes d'émissions de CO₂.

L'électrolyse de l'eau, encore peu développée, consiste quant à elle à décomposer l'eau en dioxygène et en dihydrogène à l'aide d'un courant électrique. Le dihydrogène contenu dans un litre d'eau permet ainsi de produire 2 kWh d'électricité.

Des procédés alternatifs sont à l'étude :

- les microbes photosynthétiques, microbes modifiés pouvant produire de l'hydrogène sous l'effet de la lumière du soleil ;
- la photoélectrolyse, qui consiste à immerger une cellule photoélectrochimique (composant électronique qui décompose l'eau sous l'effet de la lumière solaire en dihydrogène et en dioxygène) ;
- la décomposition thermochimique de l'eau, en portant à haute température (800 à 1 000 °C) des molécules d'eau qui se dissocient alors en dihydrogène et en dioxygène. Cette méthode présente néanmoins l'inconvénient de devoir recourir à l'énergie nucléaire pour chauffer l'eau à de telles températures.

Doc 2 L'Europe accélère les recherches !

L'Union européenne et des sociétés européennes du secteur des piles à combustible et de l'hydrogène ont mis en place une initiative technologique commune (ITC). Cette association des secteurs public et privé intègre des activités de recherche, de développement technologique et de démonstration.

Son principal objectif est d'accélérer le développement de piles à combustible en Europe et de permettre leur commercialisation entre 2010 et 2020.

Cette initiative va rapidement placer l'Europe en tête de la course au développement et au déploiement de ces nouvelles technologies.

Rappelons qu'une pile à combustible (PAC) est un générateur d'électricité qui transforme directement l'énergie chimique d'un combustible en énergie électrique par le biais d'une réaction électrochimique entre le combustible, du dihydrogène, et le dioxygène de l'air avec production simultanée d'eau et de chaleur.

Ces PAC peuvent trouver des applications dans une grande diversité de produits tels que les téléphones mobiles, les ordinateurs portables, les voitures, les bus, les bateaux et les avions ainsi que les installations fixes de production de chaleur et d'électricité dans les secteurs domestique et industriel.

Mais leur coût et leur longévité, de même que la production, la distribution et le stockage sûr et efficace du dihydrogène, posent encore problème.

Florence Roussel, « Hydrogène et pile à combustible »,
Actu-Environnement, septembre 2008.

Doc 3 Consommation d'eau en France

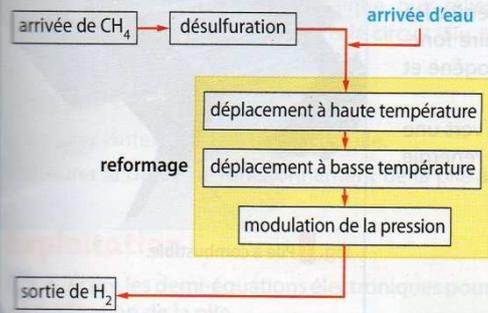
Année	Consommation domestique journalière (litres par jour et par habitant)
1998	157
2001	160
2004	165
2008	151
2011	137



Doc 4 Démographie française en 2011



Doc 5 Un cycle industriel de production



Doc 6 Reformage

L'hydrogène est présent, associé au carbone, dans les carburants fossiles (produits pétroliers, gaz naturel...), les gaz issus de la biomasse, l'éthanol, etc.

Le reformage catalytique consiste à dissocier l'hydrogène du carbone. On peut produire du dihydrogène sous faible pression avec un rendement de 75 %, à une température de l'ordre de 900 °C, sans apport d'énergie autre que celle du carburant dissocié pour entretenir la réaction (Fig. 1).

Le reformage non catalytique permet d'obtenir du dihydrogène à partir des carburants contenant des impuretés, comme le soufre. Il est mis en œuvre à des températures plus élevées que celle utilisée pour le reformage catalytique (1 400 °C) et nécessite l'injection de dioxygène pour la conversion complète du carburant. Il permet d'atteindre des rendements de l'ordre de 70 %.

« Hydrogène : production, stockage et conversion », N-GHY.

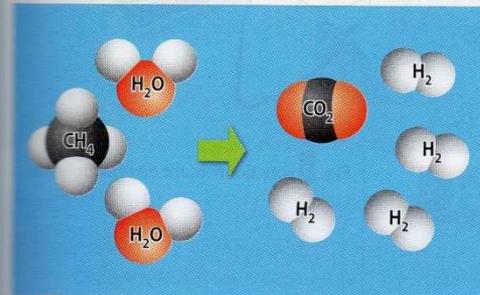


Fig. 1 Un exemple de reformage catalytique.

4.1. Extraire et exploiter des informations

a) Quels sont les différents procédés de fabrication de dihydrogène ?

On peut fabriquer du dihydrogène par reformage du méthane, à partir de la biomasse, par électrolyse ou photoélectrolyse de l'eau, par action de microbes photosynthétiques, et par décomposition thermochimique de l'eau

b) Quel est celui qui est le plus utilisé ? En quoi consiste-t-il ?

Le reformage du gaz naturel par de la vapeur d'eau surchauffée (ou vaporeformage) est le procédé le plus courant.

c) Selon ce procédé, quel(s) avantage(s) et quel(s) inconvénient(s) y a-t-il à produire du dihydrogène avec ou sans catalyseur ?

Sans catalyseur, le reformage peut se faire avec du carburant contenant des impuretés (ce qui n'est pas possible avec un catalyseur), mais avec un coût énergétique plus important (température de chauffe plus élevée) et un rendement plus faible.

d) Que signifie le terme désulfuration ? Auquel des deux procédés de la question a) correspond le document 5 ?

Il s'agit de la suppression des impuretés à base de soufre. Le document 5 correspond au procédé catalytique puisqu'il y a une désulfuration préalable au reformage.

e) Quel intérêt écologique présente l'utilisation de la biomasse en comparaison au procédé précédent ?

Écologiquement, on obtient un bilan faible en termes d'émission de CO₂ si on replante ce qu'on utilise

f) Qu'a mis en place l'Union européenne pour accélérer ses recherches sur la production de dihydrogène ?

L'Union européenne a mis en place une initiative technologique commune (ITC). Cette association des secteurs public et privé intègre des activités de recherche, de développement technologique et de démonstration.

g) Quel est son objectif ?

Son principal objectif est d'accélérer le développement des piles à combustibles en Europe et de permettre leur commercialisation entre 2010 et 2020.

h) Quels seront les problèmes rencontrés après la production de dihydrogène ?

Le coût et la durée de vie des piles à combustible ainsi que la distribution et le stockage sûr et efficace du dihydrogène sont encore problématiques.

i) En considérant la production de dihydrogène par électrolyse, quelle est l'énergie électrique produite par un litre d'eau ?

Le dihydrogène contenu dans 1 litre d'eau produit 2 kWh.

j) Dans l'hypothèse d'une énergie électrique entièrement fournie par le dihydrogène, calculer le volume d'eau nécessaire chaque jour pour alimenter en électricité un habitant de la France.

$V = 20/2 = 10$ L d'eau.

k) Quelle serait la consommation journalière d'eau pour toute la population française ?

$V_{\text{total}} = 10.65.106 = 6,5.108 \text{ L d'eau.}$

Donnée.

Un Français consomme en moyenne 20 kWh en électricité par jour.

l) Dans quelle proportion la consommation journalière d'eau aurait-elle augmenté ? Conclure.

L'augmentation serait de $10/137 = 7,3 \%$.

m) Rédiger une synthèse argumentée sur les inconvénients de la production d'électricité à l'aide de dihydrogène.

L'énergie issue de dihydrogène peut être considérée comme une énergie « propre » si celui-ci est obtenue à partir de la biomasse, par photoélectrolyse de l'eau ou par action de microbes photosynthétiques. Mais à partir du moment où l'on obtient le dihydrogène avec des produits pétroliers ou de l'énergie nucléaire, est-ce vraiment le cas, sachant que la consommation d'eau augmenterait alors qu'elle n'est déjà pas accessible à tout le monde ?

5. ROULER EN LIMITANT LES EMISSIONS DE DIOXYDE DE CARBONE

5.1. Situation problème

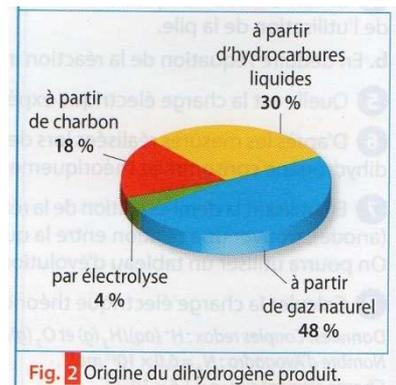
Le transport est devenu l'une des premières sources de pollution. Parmi les problèmes environnementaux posés, on peut citer la production de gaz à effet de serre comme le dioxyde de carbone, qui n'a pas de toxicité directe mais qui est partiellement responsable du réchauffement climatique à l'échelle planétaire. Ce réchauffement laisse craindre, à moyen terme, une catastrophe écologique de très grande ampleur. L'utilisation de véhicules fonctionnant avec une pile à combustible consommant du dihydrogène constitue donc une alternative intéressante (Fig. 1).



5.2. Analyse du problème

La plupart des voitures actuelles consomment de l'essence. Celle-ci est principalement constituée d'octane, alcane liquide de formule C_8H_{18} . La réaction de combustion de l'octane se déroule dans le moteur. Si celui-ci est correctement réglé, la combustion avec le dioxygène de l'air produit du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau. Avec une voiture possédant une pile à combustible, le seul rejet est de l'eau.

Le dihydrogène n'existant pas à l'état naturel sur Terre, utiliser ce gaz comme carburant implique donc de le produire. Actuellement, 96 % de la production de dihydrogène est réalisée à partir de carburants fossiles (gaz naturel, pétrole, charbon, Fig. 2) et cette production libère du CO_2 .



5.3. Question scientifique à résoudre

Comment comparer les bilans en dioxyde de carbone formé par un véhicule classique et un autre véhicule fonctionnant avec une pile à combustible ?

5.4. Construction des étapes de la résolution

a) Rappeler la formule générale d'un alcane.

La formule générale d'un alcane est C_nH_{2n+2} avec n entier.

b) Écrire l'équation de la réaction de combustion complète de l'octane se produisant dans le moteur.



c) Quel est le réactif limitant ? Pourquoi ?

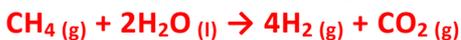
L'octane est le réactif limitant car le dioxygène est présent en très grande quantité dans l'air environnant.

Le vaporeformage du gaz naturel est la méthode la plus courante pour produire du dihydrogène. On « casse » la molécule de méthane, qui possède quatre atomes d'hydrogène, avec de la vapeur d'eau à 900 °C, produisant ainsi du dihydrogène et du dioxyde de carbone.

d) Donner la formule brute du méthane.

La formule brute du méthane est CH_4 .

e) Écrire l'équation correspondant à la réaction de vaporeformage.



5.5. Mise en œuvre des étapes de la résolution

De nombreux constructeurs automobiles développent actuellement des véhicules à pile à combustible (Fig. 3). Ainsi Mercedes réalise des essais avec sa « Classe B », qui affiche une consommation de 1,14 kg de dihydrogène aux 100 km, contre 6,5 L d'essence aux 100 km pour une voiture à motorisation classique.

f) En considérant que l'essence est constituée uniquement d'octane, quelle quantité de matière d'octane est consommée au bout de 100 km par une voiture à motorisation classique ?

La voiture a consommé 6,5 L d'octane.

La masse d'octane consommé est :

$$m(\text{octane}) = \rho(\text{octane}) \cdot V(\text{octane}) = 810 \cdot 6,5 = 5,3 \cdot 10^3 \text{ g.}$$

On calcule la masse molaire de l'octane :

$$M(\text{octane}) = 8 M(C) + 18 M(H) = 8 \cdot 12 + 18 \cdot 1,0 = 114 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

La quantité de matière d'octane consommé lors des 100 km est :

$$n_i(\text{octane}) = m(\text{octane}) / M(\text{octane}) = 5,310^3 / 114 = 46 \text{ mol.}$$

g) En utilisant l'équation de la question b), calculer l'avancement maximal x_{\max} de la réaction de combustion de l'octane.

Équation bilan		$2 \text{C}_8\text{H}_{18} (\text{l}) + 25 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 16 \text{CO}_2 (\text{g}) + 18 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$			
État système	Avancement	Quantité de matière en mol			
État initial	$x = 0$	$n_{(\text{octane})}$	excès	0	0
Intermédiaire	x	$n_{(\text{octane})} - 2x$	excès	$16x$	$18x$
Final	x_{\max}	$n_{(\text{octane})} - 2x_{\max} = 0$	excès	$16x_{\max}$	$18x_{\max}$

On a $x_{\max} = n_{(\text{octane})}/2 = 46/2 = 23 \text{ mol}$.

h) Quel volume de dioxyde de carbone a été produit par une voiture de motorisation classique au bout de 100 km ?

D'après le tableau d'évolution, la quantité de dioxyde de carbone formé est

$n(\text{CO}_2) = 16 \cdot x_{\max} = 16 \cdot 23 = 368 \text{ mol}$.

Le volume de dioxyde de carbone formé dans les conditions expérimentales est :

$V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot V_m = 368 \cdot 24 = 8,8 \cdot 10^3 \text{ L} = 8,8 \text{ m}^3$.

i) Quelle quantité de matière de dihydrogène est consommée au bout de 100 km par une Mercedes Classe B équipée d'une pile à combustible ?

La quantité de dihydrogène consommée est :

$n(\text{H}_2) = m(\text{H}_2)/M(\text{H}_2) = 1,14 \cdot 10^3 / 2,00 = 570 \text{ mol}$.

j) En considérant que le dihydrogène de cette voiture est entièrement produit par vaporeformage du méthane, et en utilisant l'équation établie à la question e), calculer la quantité de matière, puis le volume de dioxyde de carbone produit au bout de 100 km.

D'après l'équation bilan de la question e, on a :

$n(\text{CO}_2) = n(\text{H}_2)/4 = 570/4 = 143 \text{ mol}$.

Le volume de dioxyde de carbone formé par la « Classe B » est :

$V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot V_m = 143 \cdot 24 = 3,4 \times 10^3 \text{ L} = 3,4 \text{ m}^3$.

k) Du véhicule à essence ou de celui fonctionnant au dihydrogène, lequel produit finalement le moins de dioxyde de carbone ?

Le véhicule fonctionnant avec la pile à combustible produit 2,5 fois moins de dioxyde de carbone que le véhicule classique.

Données.

Masse volumique de l'octane : $\rho = 810 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

À 20°C et sous pression atmosphérique, le volume occupé par une mole de gaz est $V = 24 \text{ L}$.

5.6. Regard critique sur la résolution

Les énergies fossiles tendant à disparaître, on essaie de développer des alternatives au moteur à essence, qui doivent être économiquement viables et peu polluantes. Dans les années à venir, la production de dihydrogène devrait donc se développer. Pour ce faire, les industriels se tournent vers l'électrolyse. Actuellement, en France, la majeure partie de l'énergie électrique est fournie par les centrales nucléaires mais, à terme, on pourrait utiliser l'énergie solaire, hydraulique ou éolienne pour réaliser ces électrolyses (Fig. 4).

l) Pourquoi devrait-on essayer de se passer de l'énergie électrique issue du nucléaire pour réaliser les électrolyses ?

On devrait essayer de se passer de l'énergie électrique provenant du nucléaire pour essayer de diminuer la production de déchets nucléaires qui posent des problèmes de stockage et de toxicité pour l'environnement.

De plus, les centrales fonctionnent avec l'uranium qui n'est pas une ressource inépuisable, il arrivera un moment où les réserves seront épuisées

m) D'après la figure 4, quel est l'avantage de produire du dihydrogène avec des carburants fossiles ? Quel est l'avantage des énergies renouvelables ?

L'avantage du dihydrogène produit par des carburants fossiles est le moindre coût de production.

L'avantage des ressources renouvelables est qu'elles sont moins polluantes.

5.7. Pour conclure

n) Selon vous, peut-on espérer voir baisser de façon sensible la production de dioxyde de carbone si la fabrication de véhicules fonctionnant avec une pile à combustible est réalisée à grande échelle ? Argumenter.

Il semblerait que la production de dioxyde de carbone puisse baisser mais il faudrait aussi changer notre mode de vie : développer le co-voiturage, essayer de se passer de son véhicule pour effectuer de courtes distances, avoir une conduite amenant à une consommation plus faible...

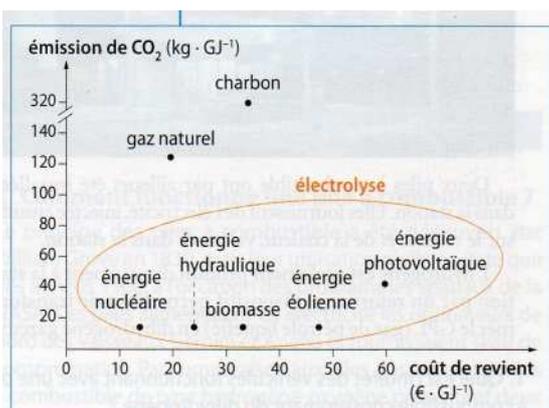


Fig. 4 Estimation du coût de revient de l'hydrogène et bilan d'émission de CO₂ en fonction des sources d'énergie utilisées pour sa production.