

Exercices p59 à 63 N°01 (exercice résolu)-2-3-8-13-14

Attention :

Pour l'exo 13 question 2, il faut lire :

Comparer les masses molaires de l'oxygène (pas du dioxygène) et du dihydrogène

2 Vrai-faux (justifier)

1. Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, il y a un échange d'électrons. **V**
2. Une pile électrochimique convertit l'énergie chimique en énergie électrique. **V**
3. La combustion d'un hydrocarbure ne libère que de l'eau et de l'énergie. **F (CO₂)**
4. Une pile à combustible fonctionne à partir de la combustion du pétrole. **F**

3 QCM (justifier)

1. Dans une pile électrochimique, les électrons :
 - a. sont issus de la réaction d'oxydoréduction ;
 - b. sont à l'origine du courant électrique dans le circuit extérieur ;
 - c. circulent de la cathode vers l'anode dans le circuit extérieur ;
 - d. circulent à travers l'électrolyte à l'intérieur de la pile.
2. Une espèce chimique qui s'oxyde :
 - a. perd des électrons ;
 - b. gagne des protons ;
 - c. est un oxydant ;
 - d. devient un oxydant.
3. Au cours d'une électrolyse :
 - a. la cathode est le siège d'une oxydation ;
 - b. la cathode est reliée au pôle positif du générateur extérieur ;
 - c. l'anode est le siège d'une production d'électrons ;
 - d. l'oxydation produit des électrons.
4. Au cours d'une électrolyse :
 - a. le système libère de l'énergie ;
 - b. le système consomme de l'énergie ;
 - c. un générateur fournit l'énergie au système ;
 - d. un récepteur utilise l'énergie libérée par le système.

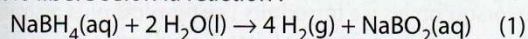
4 QROC

Répondre en une phrase aux questions suivantes.

1. Faire un schéma légendé permettant de modéliser le fonctionnement d'une pile.
2. Comment définir une pile en termes de conversion d'énergie ?
3. Citer un gaz responsable de l'effet de serre.
4. Pourquoi cherche-t-on à développer la pile à hydrogène ?

8 Stockage du dihydrogène

Pour stocker le dihydrogène dans une micropile à combustible dédiée aux équipements nomades (téléphones, ordinateurs portables, etc.), l'utilisation d'une solution aqueuse de tétrahydroborate de sodium, NaBH₄, est envisagée. Le dihydrogène est alors libéré selon la réaction :

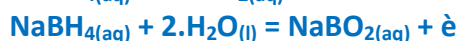


Le métaborate de sodium, NaBO₂, est soluble dans l'eau, non toxique et peut être recyclé en tétrahydroborate de sodium.

1. Montrer que la réaction (1) est une oxydoréduction, en écrivant les demi-réactions associées aux couples NaBO₂/NaBH₄ et H⁺/H₂.
2. De quoi dépend la quantité de dihydrogène stocké ?
3. Quels sont les avantages de ce moyen de stockage ?

1) ½ équations :

Couple $\text{NaBO}_2(\text{aq})/\text{NaBH}_4(\text{aq})$:



Couple $2\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$



Cette réaction met en jeu un transfert d'électrons entre le tétrahydroborate de sodium et l'eau. Il s'agit donc bien d'une réaction d'oxydoréduction.

2. La quantité de dihydrogène stockée dépend de la concentration en tétrahydroborate de sodium. Plus cette concentration est élevée, plus la quantité de dihydrogène disponible est grande.

3. Les avantages de ce moyen de stockage sont le fait que l'ion tétrahydroborate est présent en solution aqueuse, facilement stockable et transportable, et que le métaborate de sodium formé est soluble dans l'eau, non toxique et facilement recyclable en tétrahydroborate de sodium.

13 Une expérience historique (4 points)

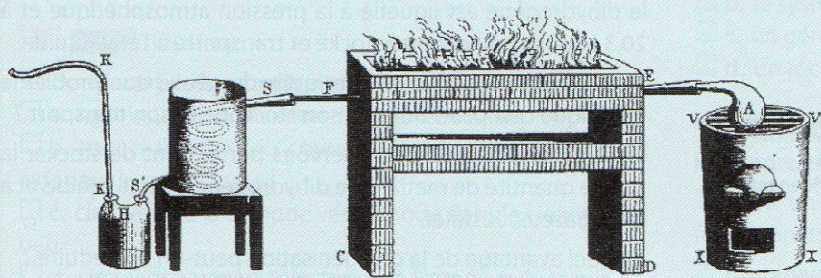
Problématique

En 1789, Antoine Lavoisier publie les résultats d'une série d'expériences mettant en évidence et caractérisant un nouveau gaz, le dihydrogène. Comment s'y est-il pris ?



Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794)

Document 1 Dispositif expérimental utilisé par Lavoisier.



Données • On considère que le charbon est constitué de carbone pur.

- 1 grain correspond à une masse de 64,80 mg.
- Masse molaire d'un gaz de densité d par rapport à l'air : $M = 29d$.
- Masses molaires : $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Document 2 Réaction entre le carbone et la vapeur d'eau.

On introduit dans le tube EF vingt-huit grains de charbon. On fait bouillir l'eau de la cornue A jusqu'à évaporation totale.

Effet. L'opération finie, on ne retrouve plus dans le tube EF que quelques atomes de cendre ; les 28 grains de charbon ont totalement disparu. Les gaz qui se sont dégagés se trouvent peser ensemble 112 grains. Si on vérifie le poids de l'eau passée dans le flacon H, on la trouve diminuée de 84 grains. Ainsi, 84 grains d'eau, plus 28 grains de charbon ont formé 103 grains de gaz carbonique, plus 9 grains d'un gaz particulier susceptible de s'enflammer. Mais pour former 103 grains de gaz carbonique, il fallait unir 75 grains d'oxygène à 28 grains de charbon ; donc les 28 grains de charbon placés dans le tube de verre ont enlevé à l'eau 75 grains d'oxygène ; donc 84 grains d'eau sont composés de 75 grains d'oxygène et de 9 grains d'un gaz susceptible de s'enflammer. On ne peut pas supposer que ce gaz ait été dégagé du charbon, et qu'il est conséquemment un produit de l'eau.

D'après Antoine Lavoisier, *Traité élémentaire de chimie*, 1789.

Document 3 Réaction entre le fer et la vapeur d'eau.

On dispose tout l'appareil comme dans l'expérience précédente, avec cette différence seulement, qu'au lieu des 28 grains de charbon, on met dans le tube EF, 274 grains de petites lames de fer. On fait rougir le tube comme dans les expériences précédentes ; on allume du feu sous la cornue A, jusqu'à ce que l'eau soit entièrement évaporée, qu'elle ait passé en totalité dans le tube EF, et qu'elle se soit condensée dans le flacon H.

Effet. Il ne se dégage point de gaz carbonique, mais seulement un gaz inflammable 14 à 15 fois plus léger que l'air : le poids total qu'on en obtient est de 15 grains. Si on compare la quantité d'eau primitivement employée avec celle restante dans le flacon H, on trouve un déficit de 135 grains. Les 274 grains de fer renfermés dans le tube EF se trouvent peser 120 grains de plus que lorsqu'on les y a introduits ; ce fer n'est plus attirable à l'aimant ; en un mot, il est dans l'état d'oxyde noir, précisément comme celui qui a été brûlé dans le gaz oxygène.

D'après Antoine Lavoisier, *Traité élémentaire de chimie*, 1789.

Questions

1. À l'aide des documents et des connaissances acquises, indiquer à quel gaz correspond le « gaz carbonique ». En déduire l'équation de la réaction présentée dans le document 2.
2. Comparer les masses molaires du dioxygène et du dihydrogène à celle de l'eau. Ces comparaisons permettent-elles de confirmer les mesures de Lavoisier ?
3. Déterminer l'oxyde de fer formé lors de la réaction du fer avec la vapeur d'eau.
4. Déterminer la masse molaire du gaz formé dans le document 3. Conclure.
5. En déduire l'équation de la réaction décrite dans le document 3.

1. Le gaz carbonique correspond au dioxyde de carbone.

L'équation de la réaction présentée dans le document 2 est :



2. Comparaison :

$$M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(\text{H}_2) = 2 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g.mol}^{-1}$$

H₂ et H₂O

$$M(\text{H}_2) = \frac{1}{9} \cdot M(\text{H}_2\text{O})$$

$$M(\text{H}_2) = 0,11 \cdot M(\text{H}_2\text{O})$$

O et H₂O

$$M(\text{O}) = \frac{16}{18} \cdot M(\text{H}_2\text{O})$$

$$M(\text{O}) = \frac{8}{9} \cdot M(\text{H}_2\text{O})$$

$$M(\text{O}) = 0,89 \cdot M(\text{H}_2\text{O})$$

D'après les mesures de Lavoisier :

Or $m(\text{H}_2) = 9$ grains, $m(\text{O}) = 75$ grains et $m(\text{H}_2\text{O}) = 84$ grains.

$$\frac{m(\text{O})}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{75}{84} = 0.89$$

$$\frac{m(\text{H}_2)}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{9}{84} = 0.107$$

On retrouve à peu près les mêmes proportions

3. Détermination de l'oxyde :

Pour l'oxygène

135 grains d'eau ont disparu, et sur ces 135 grains, il y en a 15 qui se sont transformés en gaz donc : le nombre de grains d'oxygène dans l'oxyde et de

$$m(\text{O}) = 135 - 15 = 120 \text{ grains.}$$

Pour le fer :

$$m(\text{Fe}) = 274 \text{ grains}$$

Pour l'oxyde :

$$m(\text{oxyde}) = m(\text{Fe}_x\text{O}_y) = 274 + 120 = 394 \text{ grains}$$

x et y à trouver

Rapport entre O qui se trouve ds l'oxyde et le fer qui se trouve dans l'oxyde :

$$\frac{m(O)}{m(Fe)} = \frac{120}{274}$$

$$\frac{x.M(O)}{y.M(Fe)} = \frac{120}{274}$$

$$\frac{x}{y} = \frac{120}{274} \cdot \frac{M(Fe)}{M(O)} = \frac{120}{274} \cdot \frac{56}{16} \approx \frac{3}{2}$$

On a donc Fe_2O_3 qui correspond

4. Masse molaire du gaz

Il est 15 fois plus léger que l'air donc

$$M = 29 \cdot d$$

$$M = 29 \cdot \frac{1}{15}$$

$$M \approx 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

C'est le dihydrogène H_2

5. Equation :

14 Centrale hybride (5 points)

Problématique

En théorie, le dihydrogène se prête à de nombreuses applications susceptibles de fournir de l'énergie propre. Est-il possible de mettre en œuvre ces idées à une échelle exploitable ?

Données - Volume molaire d'un gaz, dans les conditions standard de température (25 °C) et de pression (1 bar) : $V_M = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

• Masse molaire du dihydrogène : $M(\text{H}_2) = 2,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

• Fréquentation moyenne d'une station-service : 500 véhicules/jour.

Document 1 Inauguration d'une centrale hybride.

Le 25 octobre 2011, à Prenzlau, près de Berlin (Allemagne), a été inauguré un projet éolien un peu particulier. La centrale adapte la production aux besoins fluctuants des consommateurs, et donc du réseau, à partir de différentes sources d'énergies renouvelables. Cela est assuré par la gestion d'une interaction entre l'énergie éolienne, le biogaz et l'hydrogène (produit sans émission de CO_2) qui sert de médium de stockage et de vecteur énergétique.

Trois éoliennes d'une puissance globale de 6 000 kW assurent la production électrique de la centrale hybride. L'électrolyseur de 500 kW utilise l'électricité excédentaire pour produire de l'hydrogène propre, aussitôt stocké. Si le vent ne souffle pas assez ou si la demande en énergie est très élevée, il est mélangé au biogaz qui est produit localement et transformé en électricité et en chaleur. Ainsi, la centrale hybride est en mesure de fournir de l'énergie indépendamment de la puissance du vent. 70 % du biogaz peuvent également être remplacés par de l'hydrogène. La centrale peut ainsi être optimisée suivant la disponibilité de la biomasse. L'hydrogène est un vecteur d'énergie non seulement propre et flexible, mais il représente la meilleure option en termes de stockage à long terme d'importantes quantités d'énergie produite à partir de sources renouvelables.

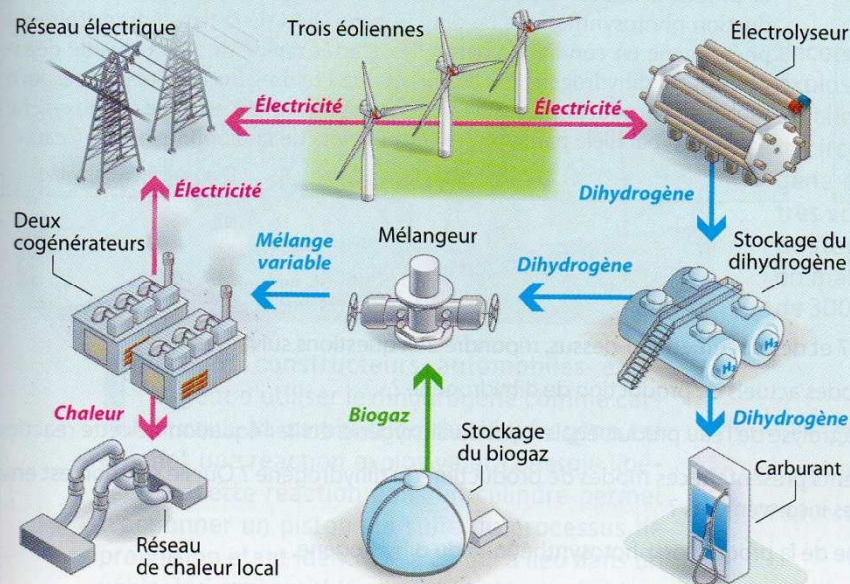
D'après www.enertrag.com/download/presse/communiqu%C3%A9_centrale_hybride_220409.pdf

Document 2 Utilisation du dihydrogène.

L'électrolyseur à l'œuvre dans la centrale hybride est capable de produire 120 m^3 de dihydrogène par heure. Le dihydrogène est ensuite comprimé dans trois réservoirs d'une capacité totale de 1 350 kg, sous une pression de 31 bar. Les réservoirs alimentent une station-service pour véhicules à hydrogène.

Par ailleurs, une partie du dihydrogène produit participe également, avec du biogaz issu de la biomasse, à l'alimentation de deux unités de cogénération, sources d'électricité (injectée dans le réseau) et de chaleur (de quoi alimenter 80 maisons individuelles).

Document 3 Principe de la centrale hybride.



D'après www.enertrag.com/fr/developpement-de-projet/la-centrale-hybride.html

Questions

1. a. Déterminer la quantité de matière de dihydrogène produit par heure, dans les conditions standard de température et de pression.
b. En déduire la masse de dihydrogène produite par heure.
c. Combien de temps faut-il pour remplir les réservoirs de dihydrogène ?
d. Les véhicules à hydrogène sont équipés d'un réservoir d'une capacité moyenne de 4,0 kg de dihydrogène. Combien de véhicules peuvent être ravitaillés chaque jour ?
2. Peut-on considérer une telle centrale comme propre ?
3. Conclure sur la faisabilité d'un tel projet.

1.a. Calcul de $n(\text{H}_2(\text{g}))$ produit par heure :

$$n(\text{H}_2(\text{g})) = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_m} = \frac{120 \cdot 10^3}{24} = 5 \cdot 10^3 \text{ mol / h}$$

b) Calcul de la masse de $\text{H}_2(\text{g})$:

$$n(\text{H}_2(\text{g})) = \frac{m_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2}}$$

$$m(\text{H}_2(\text{g})) = n(\text{H}_2(\text{g})) \cdot M_{\text{H}_2} = 5 \cdot 10^3 \cdot 2 = 10 \cdot 10^3 = 10 \text{ kg / h}$$

c. Calcul du temps pour 1350 kg

On a 10 kg pour 1 h

On a 1350 kg pour t h

D'où :

$$t = \frac{1350}{10} = 135 \text{ h}$$

d. Calcul du nombre de véhicules :

Avec un réservoir plein de 1350 kg on peut alimenter :

$$N_1 = \frac{1350}{4} = 337 \text{ voitures}$$

En 24 h l'électrolyseur fabrique en plus :

$$y = 10 \cdot 24 = 240 \text{ kg}$$

On peut donc en plus alimenter :

$$N_2 = \frac{240}{4} = 60 \text{ voitures}$$

En tout on aura donc :

$$N = 337 + 60 = 397 \text{ voitures}$$

2. Une telle centrale ne fait appel qu'à des sources d'énergie renouvelable pour la production du dihydrogène. Elle peut donc être considérée comme propre.

3. La capacité des réservoirs permet de ravitailler environ 400 véhicules par jour, ce qui correspond à la fréquentation d'une petite station-service.

Cependant, la durée de remplissage des réservoirs est encore beaucoup trop grande pour qu'un tel projet soit actuellement réalisable. Il faudrait parvenir à augmenter la vitesse de production de l'électrolyseur, afin de réduire la durée de remplissage à moins de 24 h.