

Mots-clés : production de dihydrogène

I – Le dihydrogène

Document 1 Le dihydrogène actuellement

C'est une des bases de l'industrie chimique et pétrochimique, notamment utilisée dans la production d'ammoniac et de méthanol ainsi que dans le raffinage du pétrole. Ses utilisations, nombreuses, touchent également les secteurs de la métallurgie, de l'électronique, de la pharmacologie et l'alimentaire. Cependant, les 50 millions de tonnes produites annuellement ne correspondent qu'à 1,5% de la demande mondiale d'énergie.

Développer le dihydrogène en tant que vecteur énergétique demanderait donc de parvenir à le produire en grande quantité et à moindre coût.

Document 2 Intérêt du dihydrogène

Le dihydrogène est attractif en raison de sa facilité à se combiner avec le dioxygène de l'atmosphère pour former de l'eau et en produisant de l'énergie.

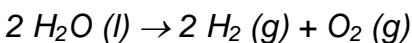
Cependant, présent en faible quantité dans l'atmosphère, il est nécessaire de le produire et cette production exige beaucoup d'énergie, car elle s'appuie sur des molécules d'une grande stabilité comme le méthane.

Notre dépendance aux combustibles fossiles est criante dans le domaine des transports et le développement de nouveaux véhicules fonctionnant avec du dihydrogène sont à l'étude ou existent déjà en tant que prototypes. Ces véhicules ne rejettent que de l'eau dans l'atmosphère. De plus, la pile à combustible est promise à un bel avenir. Outre ses applications dans le transport, elle peut être miniaturisée et servir de chargeur pour des appareils nomades, tels que téléphone, ordinateur...

Document 3 Produire du dihydrogène

Le choix du procédé de fabrication de l'hydrogène se fait en fonction de nombreux paramètres : type d'énergie primaire disponible, pureté, débits, etc. Ainsi, il peut être généré à partir du gaz naturel (95% de la production mondiale), avec un rendement d'environ 80 %, ou à partir d'autres hydrocarbures avec divers degrés d'efficacité. La méthode de conversion des hydrocarbures est contestable, car elle rejette de gaz à effet de serre.

La principale alternative consiste à utiliser l'énergie électrique afin de générer du dihydrogène à partir de l'eau suivant la réaction :



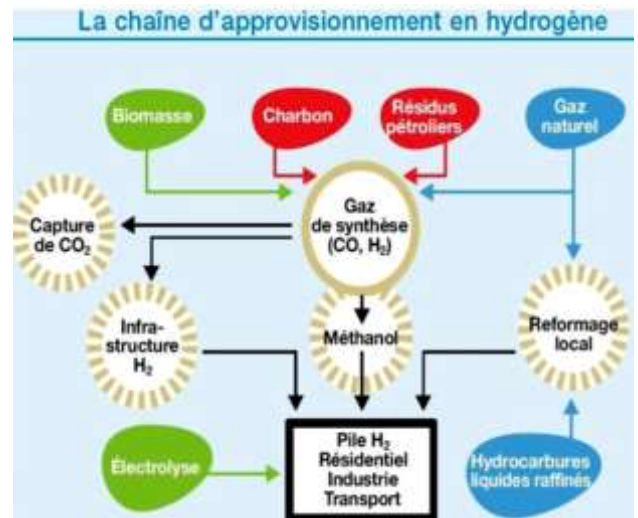
Cette réaction, appelée électrolyse de l'eau, nécessite un apport extérieur énergétique pour un rendement compris entre 70 et 85 % et exige une eau d'une grande pureté pour ne pas progressivement perturber les réactions chimiques.

À chacune des électrodes se déroule une réaction d'oxydation ou de réduction mettant en jeu les couples redox $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ et $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$.

De fait, l'électrolyse représente aujourd'hui moins de 1% de la capacité totale de production de cet hydrogène.

Document 4 Perspectives

L'intérêt de l'utilisation de l'hydrogène comme combustible réside dans la diversité des sources d'approvisionnement. Sous réserve que sa production le soit également, l'hydrogène est un carburant propre par son utilisation via une pile à combustible ou un moteur à hydrogène. En effet, il génère de l'électricité sans autre émission que de l'eau. La production locale par voie électrolytique sur des systèmes de petite capacité doit être examinée, car il ne faut pas oublier



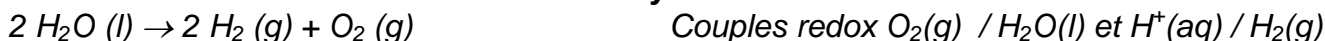
qu'un litre d'eau contient suffisamment d'hydrogène pour produire 2 kWh d'électricité, toujours grâce à une pile à combustible et avec un rendement de 45 %.

II – Analyse des documents et synthèse

Expliquer en dix à vingt lignes les intérêts de promouvoir le dihydrogène en tant que vecteur énergétique et les problèmes liés à cette évolution.

III – Application pratique : électrolyse de l'eau

Document 1 Réaction dans l'électrolyseur



Document 2 Intensité d'un courant électrique

Le courant électrique a son origine dans la charge électrique échangée lors de la réaction d'oxydoréduction. L'intensité I d'un courant électrique peut s'exprimer en fonction de la charge électrique Q échangée au cours de la réaction pendant une durée Δt : $I = \frac{Q}{\Delta t}$

Dans le système international, I s'exprime en ampère (A), Q en coulomb (C) et Δt en seconde (s). La quantité d'électricité Q s'exprime en fonction de la quantité de matière d'électrons échangés selon la relation : $Q = n(e^-) \times F$

$n(e^-)$ est la quantité de matière d'électrons échangés (mol) et F est la constante de Faraday qui correspond à la charge d'une mole de charges élémentaires e : $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C.mol}^{-1}$.

Document 3 Énergie reçue par l'électrolyseur

L'énergie électrique fournie à l'électrolyseur est donnée par la relation : $E_{\text{électrique}} = U \times I \times \Delta t$ avec U , la tension aux bornes de l'électrolyseur en V, et $E_{\text{électrique}}$ en J

Document 4 Volume molaire

Le volume occupé par une mole de gaz dans les conditions de l'expérience vaut 24L.

Le volume molaire V_m est donc égal à 24 L.mol^{-1} : $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

Document 5 Énergie de dissociation de l'eau

Elle correspond à l'énergie nécessaire pour former une mole de dihydrogène (ou 0,5 mol de O_2).
 $E_D = 286 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Matériel

- | | |
|--|--|
| <ul style="list-style-type: none">- un générateur de tension variable et des fils électriques- deux multimètres, un chronomètre, un interrupteur- un électrolyseur- une solution d'acide sulfurique à $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$- deux petits tubes à essais- de l'eau distillée | Pour tous : <ul style="list-style-type: none">- une balance- une éprouvette graduée de 10 mL- stylo feutre |
|--|--|

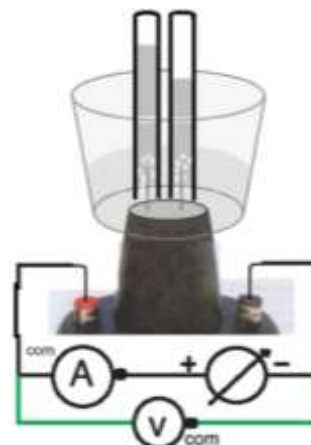
Tests de caractérisation des gaz formés

Le dihydrogène laisse entendre une petite détonation au contact d'une allumette enflammée.

Le dioxygène ravive l'incandescence d'une buchette incandescente.

Montage et manipulation

Le montage ci-contre présente un électrolyseur, contenant de deux électrodes en platine trempant dans une solution aqueuse d'acide sulfurique à $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$. Cet électrolyseur est branché à un générateur de tension variable. Un ampèremètre et un voltmètre permettent de mesurer l'intensité I du courant qui le traverse et la tension électrique U à ses bornes. Construire le circuit en série **noir**, puis celui en dérivation plus clair. Deux tubes remplis d'eau permettent de récolter le gaz formé à chacune des électrodes. $\text{H}_2(\text{g})$ se forme côté borne -, $\text{O}_2(\text{g})$ côté borne +.



- Réaliser le montage.

Remarque : la tension aux bornes du générateur doit être réglée entre 2 et 6 V.

- Préciser les **trois grandeurs nécessaires** à la détermination de l'énergie électrique reçue par l'électrolyseur.

Appeler le professeur pour vérification avant mise en route.

- Mesurer les grandeurs précédentes. Durée approximative : 10 min.

Attention ! La réaction doit être arrêtée avant que le gaz ne s'échappe du tube à essai.

- À l'aide du feutre, repérer le niveau atteint par chacun des gaz dans les tubes.

Travail demandé

Établir un compte-rendu des manipulations, des réactions aux électrodes, l'équation de réaction et un schéma du montage.

Données : masse volumique de l'eau $\rho_e = 1,0 \text{ g.mL}^{-1}$

1. Détermination des quantités de matière des gaz formés

1.1 Pour déterminer de manière précise le volume de dihydrogène $V(\text{H}_2)$ obtenu au cours de l'électrolyse, remplir le tube qui contenait H_2 jusqu'au trait avec de l'eau distillée et déterminer le volume correspondant en vous aidant de l'indication de la balance.

1.2 Calculer la quantité de matière de H_2 formé $n_f(\text{H}_2)$.

1.3 Déterminer de manière similaire $n_f(\text{O}_2)$.

1.4 Comparer les valeurs de $n_f(\text{H}_2)$ et $n_f(\text{O}_2)$ et justifier cette différence à l'aide de l'équation de réaction.

2. Rendement énergétique

2.1 Calculer l'énergie électrique $E_{\text{électrique}}$ fournie par le générateur électrique.

2.2 Calculer l'énergie chimique E_{chimique} obtenue lors de cette électrolyse.

2.3 Définir le rendement énergétique de ce dispositif en fonction de $E_{\text{électrique}}$ et E_{chimique} . Calculer sa valeur et commenter.

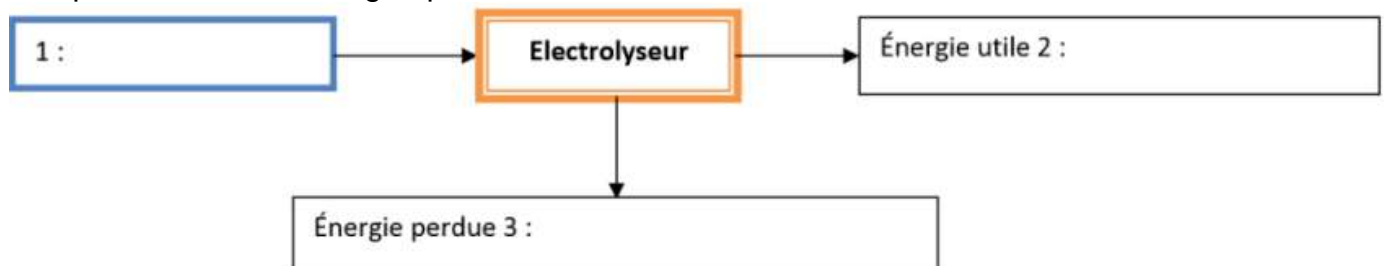
3. Bilan électronique

3.1 Calculer la quantité de matière d'électrons fournis par le générateur lors de cette électrolyse.

3.2 Montrer que celle-ci est en accord avec la quantité de matière de dihydrogène formé.

4. Bilan énergétique

Compléter la chaîne énergétique suivante :



Testez-vous !

1) Sur le schéma, indiquer la cathode et l'anode.

2) Citer les pôles du générateur auxquels sont reliées les électrodes.

3) Citer ce qui est commun aux piles et aux électrolyseurs au niveau des électrodes et ce qui est différent.

4) Établir le tableau d'avancement de la réaction avec des grandeurs indicées.

IV – Résolution de problème

Document 1 Le dihydrogène, une solution d'avenir

Le recours à l'hydrogène comme vecteur énergétique propre est l'une des solutions pour répondre aux actuels défis énergétiques. Afin de produire ce carburant du futur, l'électrolyse de l'eau figure parmi les filières "écologiques" les plus prometteuses. Principal écueil : son rendement.

Soucieux d'optimiser cette technique, des chercheurs de quatre laboratoires du CNRS, en collaboration avec les entreprises AREVA NP et SCT, sont parvenus, pour la première fois, à produire de l'hydrogène en quantité notable par une nouvelle méthode. Leur technologie innovante, protégée par un brevet aujourd'hui rendu public, pourrait dans un avenir proche être développée à grande échelle et permettre d'obtenir du dihydrogène, à moindre coût et surtout, sans émission de gaz à effet de serre.

Source : <http://www2.cnrs.fr/presse/communiqu/1570.htm>

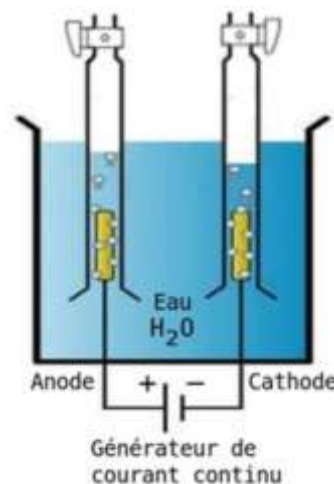
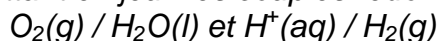
Document 2 Principe d'une électrolyse

Dans l'industrie, on utilise de l'eau pure afin d'éviter que des impuretés perturbent le fonctionnement de l'électrolyse. La cellule d'électrolyse (ou électrolyseur) est constituée de deux électrodes (cathode et anode) et d'un électrolyte.

Un générateur de tension continue maintient une tension de l'ordre de 2 V permettant d'avoir une intensité du courant électrique de plusieurs kiloampères.

L'équation de la réaction qui a lieu est : $2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow 2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$

À chacune des électrodes se déroule une réaction d'oxydation ou de réduction mettant en jeu les couples redox :



Document 3 Intensité d'un courant électrique

Le courant électrique a son origine dans la charge électrique échangée lors de la réaction d'oxydoréduction.

L'intensité I d'un courant électrique peut s'exprimer en fonction de la charge électrique Q échangée au cours de la réaction pendant une durée Δt : $I = \frac{Q}{\Delta t}$

Dans le système international, I s'exprime en ampère (A), Q en coulomb (C) et Δt en seconde (s).

La quantité d'électricité Q est liée à la quantité de matière d'électrons échangés selon la relation :

$$Q = n(e^-) \times F$$

$n(e^-)$ est la quantité de matière d'électrons échangés (mol) et F une constante appelée le Faraday avec $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C.mol}^{-1}$.

Document 4 Volume molaire

Le volume occupé par une mole de gaz dans les conditions de l'expérience vaut 24L.

Le volume molaire V_m est donc égal à 24 L.mol^{-1} : $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

1. Questions préliminaires

1.1. Écrire et ajuster la demi-équation électronique correspondant à la formation du dihydrogène.

1.2. À quelle électrode se dégage le dihydrogène : cathode ou anode ? Justifier votre réponse.

2. Résolution de problème

Sur quelle valeur doit-on régler l'intensité du générateur pour que l'électrolyse produise un débit de $5,0 \text{ m}^3$ par heure de dihydrogène ?