

Travaux Pratiques : L'oxydoréduction au service des transports de demain

Fébus est le tout nouveau bus de l'agglomération de Pau. Son mode de propulsion écologique fonctionnant avec une pile à hydrogène en fait le tout premier bus à haut niveau de service au monde.

L'objectif de cette activité est de découvrir et comprendre le principe de fonctionnement d'une pile à hydrogène ainsi que son application dans les transports.

1/ Présentation du bus Fébus

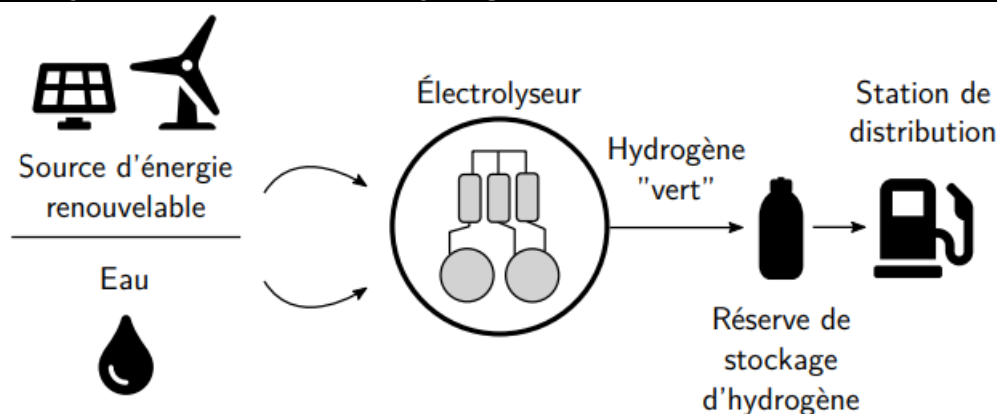
Document N°1 : Dossier de presse du bus Fébus

L'hydrogène n'est pas une source d'énergie directe mais plutôt un vecteur énergétique. Il est considéré comme un moyen durable de stocker l'énergie, en particulier l'électricité issue des énergies renouvelables.

La pile à combustible du Fébus utilise le dihydrogène et l'associe aux dioxygène contenu dans l'air pour générer de l'électricité et ne rejeter que de l'eau. C'est donc une énergie propre, sans émission polluante ni gaz à effet de serre.



Document N°2 : Moyen de production du dihydrogène dans la centrale Fébus



1/ Expliquer la phrase "L'hydrogène n'est pas une source d'énergie directe mais plutôt un vecteur énergétique".

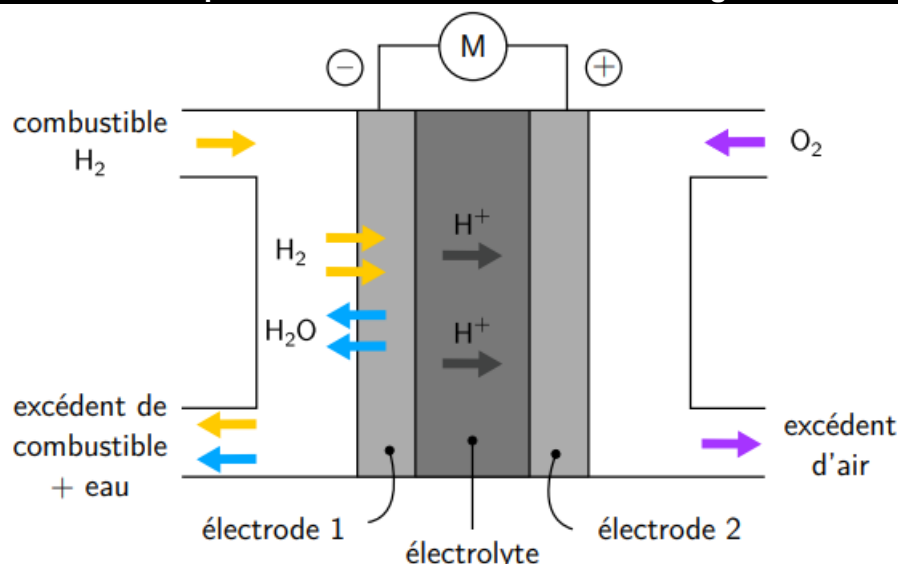
2/ À quelle condition la pile à combustible peut-elle être un moyen écologique pour produire de l'énergie électrique.

Document N°3 : Caractéristiques du bus à hydrogène Fébus

Caractéristique	Valeur
Longueur	18m23
Largeur	2m55
Hauteur	3m40
Masse de H ₂ dans les réservoirs	30kg
Temps de recharge	10 min
Puissance de la pile	100 kW
Puissance moteur électrique	200 kW

Données complémentaires :

- Masse molaire de l'hydrogène : $M(H) = 1.0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- Constante de Faraday (charge d'une mole d'électrons) : $F = 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- Conversion : $1 \text{ A} \cdot \text{h} = 3600 \text{ C}$.

Document N°4 : Schéma de la pile à combustible lors de sa décharge

Ici, une réaction d'oxydoréduction a lieu et met en jeu deux couples : $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ et $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$.

3/ Sur le document N°4, indiquer le sens conventionnel de circulation du courant électrique et des électrons.

4/ En vous appuyant sur les deux couples mis en jeu, écrire les deux demi-équations d'oxydation et de réduction ayant lieu à chaque électrode.

5/ En déduire l'équation globale d'oxydoréduction.

6/ Sachant que la quantité de matière d'électrons libérés est le double de la quantité de matière du dihydrogène consommé, déterminer la capacité Q de la pile à combustible en coulombs puis en ampèreheure.

2/ Etude de la production de dihydrogène au laboratoire

On souhaite déterminer le coût de production d'une mole de dihydrogène par électrolyse au laboratoire.

Document N°5 : Électrolyse de l'eau

L'électrolyse de l'eau utilise le courant électrique pour « dissocier » l'eau en dihydrogène et dioxygène. La cellule électrolytique est constituée de deux électrodes en métal reliées aux bornes d'un générateur et immergées dans une solution ionique composée majoritairement d'eau.

Lorsqu'un électrolyseur est alimenté par un générateur délivrant une tension U (exprimée en volts), il est parcouru par un courant d'intensité I (exprimée en ampères). L'énergie électrique E_{elec} totale reçue par l'électrolyseur (exprimée en joules) pendant une durée Δt (exprimée en secondes) est :

$$E_{\text{elec}} = U \times I \times \Delta t$$

Tarification : A l'heure actuelle le kWh d'électricité est facturé environ 22 centimes d'euros par les différents fournisseurs d'énergie. (1 Wh = 3600 J)

Une partie de cette énergie est utilisée pour dissocier l'eau et donc produire du dihydrogène (c'est l'énergie « utile ») ; le reste est dissipé sous forme de chaleur par effet Joule.

Document N°6 : Quantité de matière et volume d'un gaz

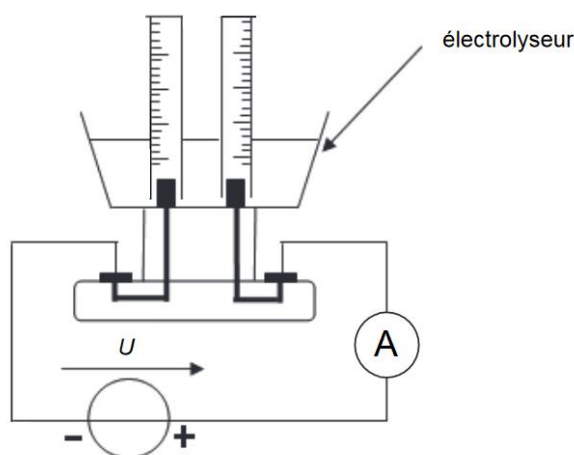
La quantité de matière n correspondant à un volume V (exprimé en litres) d'un gaz se calcule par la relation :

$$n = V / V_m$$

Donnée : Le volume occupé par une mole de gaz dans les conditions de l'expérience vaut 24,0 L ; le volume molaire V_m est donc égal à 24 L.mol⁻¹.

Document N°7 : Protocole expérimentale

- Régler le générateur à l'aide d'un voltmètre en ajustant la tension aux bornes du générateur à environ 10,00 V. Noter la valeur exacte de la tension U délivrée par le générateur puis l'éteindre.
 $U = \dots\dots\dots \text{V}$
- Introduire de l'eau distillée jusqu'à 1 cm au-dessus des électrodes.
- Placer 2 éprouvettes graduées de 25 mL pleines d'eau distillée retournées sur les électrodes, sans bulles d'air. Les maintenir avec une pince tout en veillant à ce qu'elles ne touchent pas le fond de l'électrolyseur.
- Relier le générateur au montage et placer convenablement un ampèremètre dans le circuit afin de mesurer l'intensité qui parcourt l'électrolyseur.



- Ajouter 2,0 mL d'acide sulfurique (pur) puis allumer le générateur tout en déclenchant le chronomètre.
- Noter la valeur de l'intensité du courant I lorsque celle-ci s'est stabilisée :
 $I = \dots\dots\dots \text{A}$
- Arrêter l'électrolyse lorsque le volume de dihydrogène est égal à 10 mL et noter la durée Δt de l'électrolyse :
 $\Delta t = \dots\dots\dots \text{s}$

7/ Sur le schéma du document N°7, préciser le sens de circulation du courant dans le circuit électrique ? En déduire le sens de circulation des électrons.

8/ Ecrire les demi-équations associées aux couples oxydant/réducteur à l'électrode de gauche et à l'électrode de droite (Données : couples oxydant/réducteur mis en jeu : $\text{H}^+_{(\text{aq})} / \text{H}_{2(\text{g})}$ et $\text{O}_{2(\text{g})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$).

9/ En déduire à quelle électrode a lieu la production de dihydrogène.

Réaliser le protocole expérimentale du document N°7

10/ Calculer la quantité de matière de dihydrogène n_{H_2} formée.

11/ A l'aide des documents et de vos résultats expérimentaux, déterminer le coût de production d'une mole de dihydrogène gazeux par électrolyse au laboratoire.

12/ En déduire le coût pour remplir les réservoirs de Fébus (Donnée: $M(\text{H}_2) = 2 \text{ g.mol}^{-1}$). Commenter.