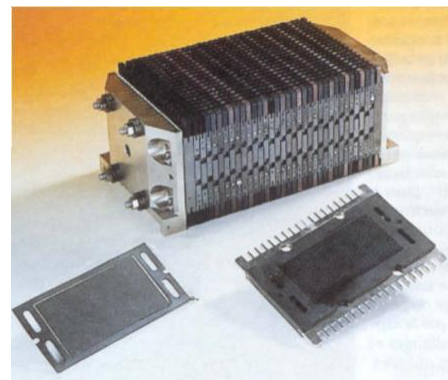


Les piles à combustibles sont plus en plus utilisées pour alimenter en électricité les équipements dans le domaine du portable (téléphones, ordinateurs), dans le domaine du transport (voitures, bateaux, etc.) et dans le domaine du stationnaire (habitations, sites isolés, etc.).

Dans les habitations de demain, des panneaux photovoltaïques transformeront l'énergie solaire en énergie électrique, utilisée directement pour alimenter les appareils électroménagers. Le surplus d'énergie électrique servira à faire fonctionner un électrolyseur permettant de transformer de l'eau en dihydrogène et en dioxygène, qui seront stockés dans deux réservoirs. En l'absence de soleil, le dihydrogène et le dioxygène seront acheminés vers une pile à combustible (doc. 1) qui les transformera en eau en libérant de l'énergie électrique, utilisée dans l'habitation.

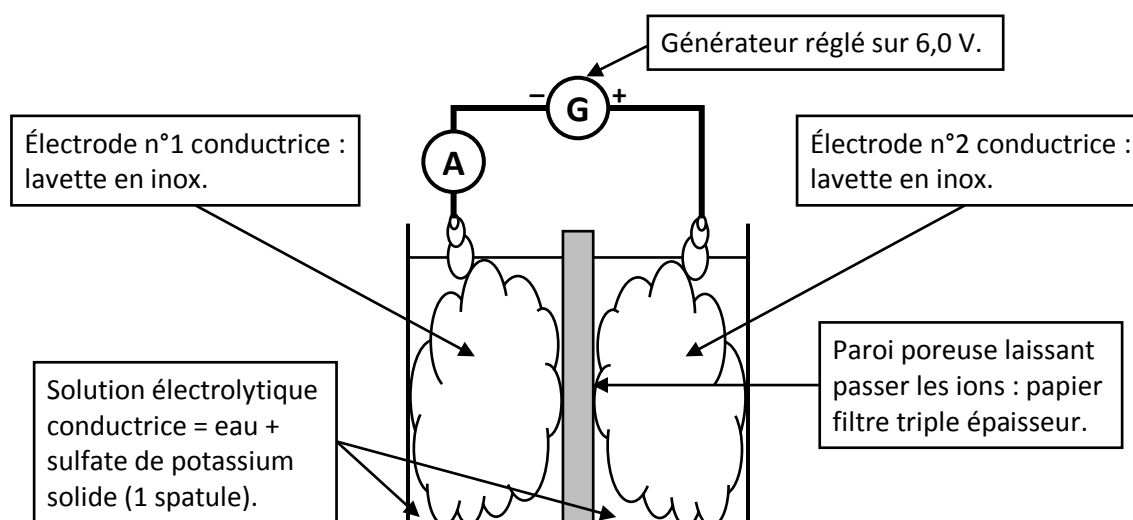


Doc. 1 : Pile à combustible

I- Production du dihydrogène et du dioxygène par électrolyse

Manipulations

- Dans un bécher de 250 mL, placer deux lavettes en inox séparées par une feuille de papier filtre repliée sur elle-même. **Les deux lavettes ne doivent pas être en contact et le papier filtre doit toucher le fond du bécher.**
- Ajouter de l'eau distillée sur environ 2 cm de haut.
- Verser une spatule de sulfate de sodium sur chaque lavette, puis ajouter de l'eau distillée jusqu'en haut du bécher de façon à bien dissoudre le solide.
- Ajouter quelques gouttes de BBT au niveau de chaque lavette.



Doc. 2 : Électrolyseur

- Faire vérifier le montage (doc. 2) par le professeur avant de continuer.
- Lancer le chronomètre dès que le circuit est fermé, pendant 10 minutes environ.
- Mesurer l'intensité $I = \dots\dots\dots$ qui circule dans le circuit.

Questions

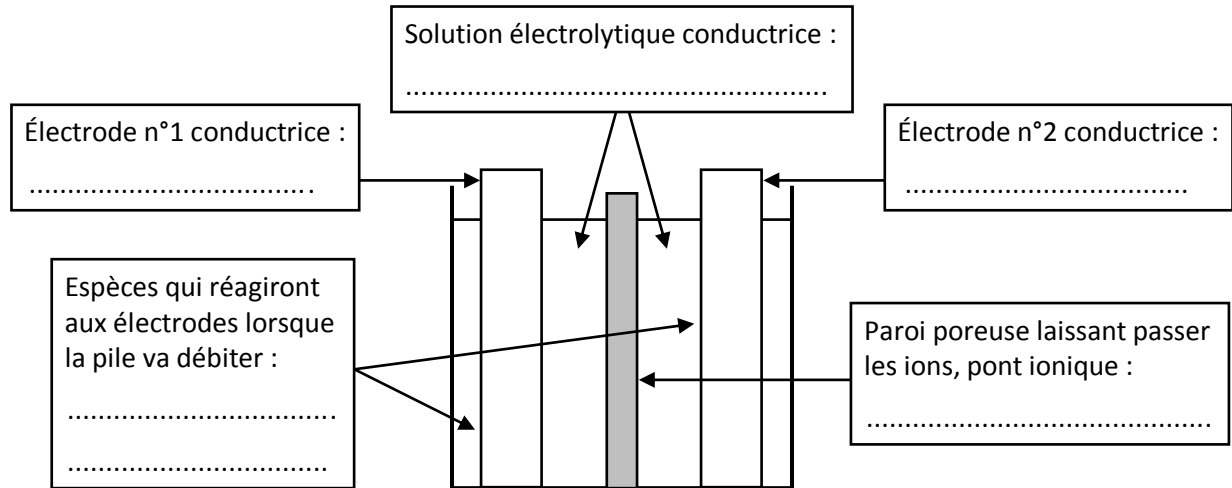
1. Noter les observations avant et pendant le fonctionnement de cet électrolyseur.
2. Indiquer le sens du courant électrique I sur le doc. 2 ainsi que le sens de déplacement des électrons.
3. En déduire l'électrode qui correspond à l'anode et celle correspondant à la cathode.
4. En vous aidant de la couleur prise par le BBT au niveau de chaque lavette, écrire les demi-équations électroniques se produisant sur chaque électrode sachant que les couples rédox de l'eau sont $H_2O(l) / H_2(g)$ et $O_2(g) / H_2O(l)$.
5. Écrire l'équation de la réaction qui modélise le fonctionnement de cet électrolyseur.
6. Justifier que l'on puisse parler de « transformation forcée » lors d'une électrolyse.
7. Sur quelle électrode a-t-on formé le dihydrogène dans l'électrolyse précédente ? Le dioxygène ?
8. Sont-ils encore présents au niveau de ces électrodes ? Si oui, comment ?

→ Stopper le fonctionnement de l'électrolyseur en arrêtant le générateur et relever la durée de fonctionnement :
 $\Delta t = \dots\dots\dots$

II- Fonctionnement de la pile à combustible

1. La pile en circuit ouvert.

Info : une pile est un générateur électrochimique constituée de deux compartiments séparés par un pont ionique qui assure le passage du courant électrique. Chaque compartiment est constitué d'une électrode conductrice métallique et d'une solution aqueuse ionique.



Doc. 3 : Schéma de principe d'une pile en circuit ouvert

9. Vérifier que votre dispositif est bien une pile en complétant le schéma-ci-dessus.

Info : La tension aux bornes d'une pile qui ne débite pas est appelée **force électromotrice E** (f.e.m). C'est, par définition, une grandeur positive. On peut la mesurer avec un voltmètre branché en dérivation aux bornes de la pile. Cette mesure permet aussi de déterminer la polarité de la pile. Si on branche un voltmètre aux bornes d'une pile, deux cas peuvent se présenter :

- la valeur de la tension affichée est positive alors la borne positive de la pile est celle reliée à la borne « V » du voltmètre, la borne négative celle reliée à la borne « COM ».
- la valeur de la tension affichée est négative alors la borne positive de la pile est celle reliée à la borne « COM » du voltmètre, la borne négative celle reliée à la borne « V ».

La valeur absolue de la tension affichée représente la f.e.m.

10. Déterminer la polarité de la pile ainsi que sa f.e.m E. Compléter le **doc. 3** en représentant les bornes de la pile ainsi que les branchements du voltmètre de manière à ce que la valeur affichée soit positive.

11. Peut-elle, à priori, alimenter la lampe dont vous disposez, sachant que la tension d'utilisation de la lampe est de 2,5 V ?

2. La pile en circuit fermé.

Dès que les électrodes sont mises en contact indirectement par l'intermédiaire d'un dipôle récepteur et de fils électriques, des réactions d'oxydoréduction **spontanées** se produisent sur chacune des électrodes : un réducteur cède des électrons sur une électrode et un oxydant les capte sur l'autre électrode par l'intermédiaire des fils électriques. Les électrons transitent ainsi **indirectement** d'une électrode à l'autre, ce qui permet de récupérer une énergie électrique dans le circuit extérieur et d'alimenter ainsi le dipôle récepteur.

En aucun cas les électrodes de chacun des compartiments ne doivent se toucher directement, car dans ce cas, le transfert **direct** des électrons d'une électrode sur l'autre empêche la récupération d'un courant électrique utilisable dans le circuit extérieur à la pile : on dit que la pile est en court-circuit et l'énergie libérée par les réactions d'oxydoréduction est instantanément convertie sous forme de chaleur dans la pile qui s'échauffe fortement (risque d'incendie) !

→ Alimenter la lampe dont vous disposez avec votre pile et mesurer l'intensité I' = qui circule dans le circuit ainsi que le temps de fonctionnement $\Delta t'$ =

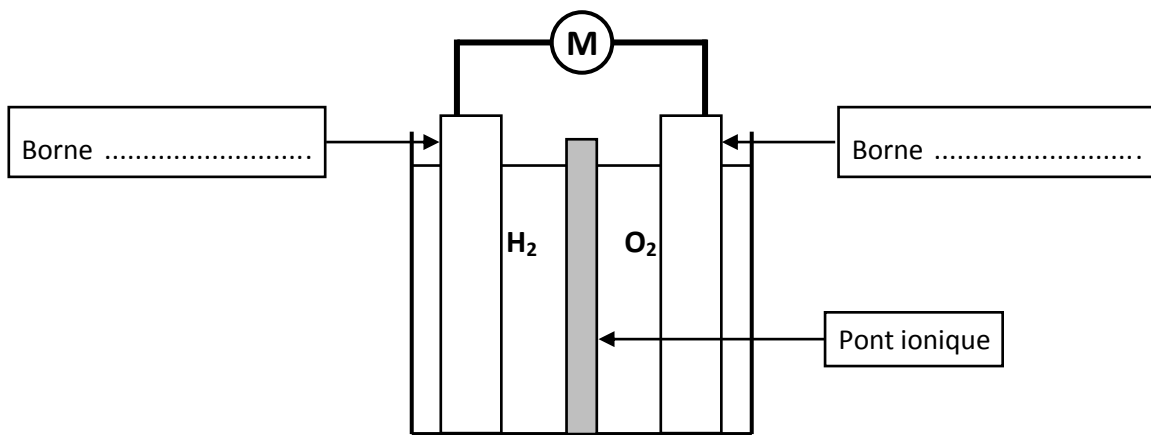
12. Indiquer, sur le **doc. 4**, les polarités de la pile, le sens du courant électrique I ainsi que celui de déplacement des électrons.

13. En déduire les réactions qui se produisent sur chaque électrode ainsi que la nature (anode ou cathode) de ces électrodes.

14. Écrire la réaction modélisant le fonctionnement de la pile. Que peut-on en déduire par rapport à celle qui modélisait le fonctionnement de l'électrolyseur ?

15. Justifier les termes en gras de la phrase : « Dès que les électrodes sont mis en contact indirectement par l'intermédiaire d'un dipôle récepteur et de fils électriques, des **réactions** d'oxydoréduction **spontanées** se produisent sur chacune des électrodes. »

16. Comparer Δt et $\Delta t'$. Conclure sur la faisabilité du concept d'un projet visant à équiper une habitation d'un électrolyseur qui produirait du dihydrogène et du dioxygène afin de s'en servir dans une pile à combustible.

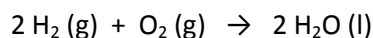


Doc. 4 : Schéma d'une pile en fonctionnement

III- Résolution de problème scientifique

Dans le cadre du défi « Zéro CO₂ », il a été construit un voilier destiné à faire le tour de la Méditerranée et équipé d'un moteur électrique auxiliaire alimenté par une pile à combustible à hydrogène. Ce projet doit permettre de tester un bateau aux énergies renouvelables et au dihydrogène, pour promouvoir un littoral économe et respectueux de l'environnement. L'industrie automobile a développé la pile Génépac : c'est la pile à combustible choisie pour le projet « Zéro CO₂ ».

Le principe de la pile à combustible est le même que dans la partie II. Précédente. La réaction modélisant son fonctionnement est donc :



obtenue à partir des demi-équations électroniques se produisant sur chaque électrode :



Lorsque le réservoir de dihydrogène est plein, la masse du dihydrogène disponible dans la pile est **3,00 kg**.

Cette pile est un empilement de 170 cellules élémentaires identiques en série. Dans certaines conditions d'utilisation, on peut considérer que le courant circulant dans une cellule de la pile est constant d'intensité **I = 120 A**. Cette pile arrête de fonctionner lorsque chaque cellule est vide. Par construction, la durée d'autonomie de la pile est égale à la durée de fonctionnement Δt d'une cellule élémentaire.

Données :

- Charge électrique correspondant à l'échange d'une mole d'électrons aux électrodes : $Q_m = 96\,500 \text{ C}$
- Masse molaire atomique de l'hydrogène : $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Charge électrique correspondant à l'échange de n_e moles d'électrons aux électrodes : $Q = n_e \cdot Q_m$
- Autre expression de la charge électrique : $Q = I \cdot \Delta t$

Problème :

Déterminer la durée d'autonomie Δt de la pile.

Pourquoi la pile n'équipe-t-elle que le moteur auxiliaire du voilier ?



Doc. 5 : Pile GÉNÉPAC