

Document 1 : pile à combustible et dihydrogène

Une **pile à combustible** est un générateur électrochimique produisant une tension électrique grâce à l'oxydation sur une électrode d'un combustible réducteur couplée à la réduction sur l'autre électrode d'un oxydant, tel que l'oxygène de l'air.

Dans le cas de la pile à hydrogène, le combustible est du dihydrogène. Cette pile ne produit que de l'eau lui conférant un avantage écologique indéniable par rapport aux autres piles à combustibles produisant du dioxyde de carbone au point de l'envisager comme une source d'« énergie propre ». Cependant la pile à hydrogène n'est réellement une source d'énergie que dans le cas où le dihydrogène est d'origine naturel (on parle alors de H_2 blanc). Le plus souvent, il s'agit d'un **vecteur d'énergie** : de l'énergie a été consommé pour produire le dihydrogène qui la stocke avant de pouvoir la restituer dans la pile.

Aujourd'hui le dihydrogène est encore très majoritairement produit à partir du charbon ou du gaz naturel dans des procédés polluants et on parle alors de **H_2 gris**.

On envisage de plus en plus le dihydrogène comme un mode de **stockage** de l'**énergie électrique**. Produit à partir de l'**électrolyse de l'eau**, il peut aider à absorber la variabilité du réseau électrique qu'entraîne l'usage accru de l'éolien et du solaire. Si l'énergie électrique alimentant l'électrolyseur vient de sources renouvelables, on parle de **H_2 vert** et de **H_2 rose** si la source est nucléaire.

Document 2 : couples oxydant-réducteur de l'eau

L'eau est une espèce amphotère redox puisqu'elle appartient à la fois à ces deux couples :

- couple $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$ de demi-équation $\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$
- couple $\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2$ de demi-équation $2\text{H}_2\text{O}(\ell) + 2\text{e}^- = \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{HO}^-(\text{aq})$

Document 3 : quelques tests d'identification

- $\text{H}_2(\text{g})$: détonation (aboitement) en présence d'une flamme
- $\text{O}_2(\text{g})$: ravive une buchette incandescente
- Le bleu de bromothymol (BBT) est un indicateur coloré qui est jaune dans une solution aqueuse acide (riche en ions hydrogène ou oxonium) et bleu dans une solution aqueuse basique (riche en ions hydroxyde).

Document 4 : loi d'Avogadro

Cas particulier de la loi des gaz parfaits, elle stipule qu'à mêmes conditions de température et de pression, des volumes de gaz égaux contiennent toujours autant d'entités, même s'il s'agit d'espèces différentes.

Dit autrement, les volumes molaires de tous les gaz sont identiques à même pression et température.

Électrolyse de l'eau

Introduire 200 mL d'une solution de sulfate de sodium ($2 \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$), à la concentration de $0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ dans l'électrolyseur.

Brancher aux bornes de l'électrolyseur un générateur de tension continue réglé sur 12 V.

Mettre en route le montage pendant quelques secondes.

1. Qu'observe-t-on ?
2. Émettre une hypothèse quant aux produits de la réaction observés à chaque électrode.

On souhaite identifier les différents produits en complétant le protocole précédent :

- ajouter quelques gouttes de BBT à la solution ;
- placer deux tubes à essai remplis d'eau renversés sur chacune des électrodes (aucune bulle d'air ne doit rester coincée) ;
- ajouter un ampèremètre en série avec le générateur en utilisant la borne (et le calibre) **20 A** ⚠.
- ajouter un voltmètre en dérivation aux bornes de l'électrolyseur réglé sur le calibre 20 V.



FAIRE VALIDER SON MONTAGE

Déclencher le chronomètre en même temps que vous mettez en route le générateur.

Relever la valeur de la tension U_0 aux bornes de l'électrolyseur : $U_0 = \dots$

Relever l'intensité du courant délivré par le générateur : $I = \dots$

Dès que le volume de gaz V_C dans le tube à essai placé sur la cathode atteint 10 mL, éteindre le générateur et arrêter le chronomètre.

Relever la durée écoulée : $\Delta t = \dots$

Relever le volume de gaz V_A recueilli dans le tube à essai placé sur l'anode : $V_A = \dots$

Réaliser les tests de reconnaissance des deux gaz.

3. Donner les résultats des tests puis interpréter ces résultats (que vous ont-ils appris) en distinguant bien l'anode de la cathode ?
4. Est-ce cohérent avec vos prédictions de la question 2. ?
5. Établir l'équation globale de la réaction d'oxydoréduction qui a lieu dans l'électrolyseur sachant que la réaction entre les ions hydrogène et les ions hydroxyde est spontanée et d'équation :
$$\text{H}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$$
6. Justifier que les volumes de gaz obtenus sont cohérents avec la stœchiométrie de la réaction ?
7. Calculer la quantité d'électricité Q ayant circulé dans le circuit électrique pendant la durée de l'électrolyse et en déduire la quantité de matière d'électrons échangés.

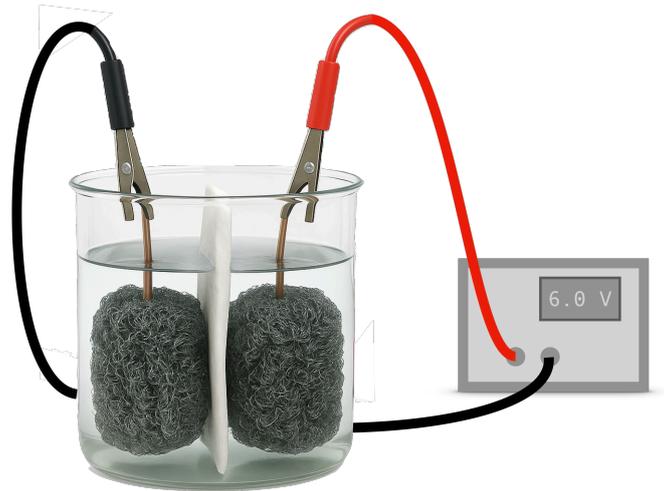
8. En déduire le volume de dihydrogène que l'on pourrait obtenir dans les conditions de l'expérience. Comparer aux données expérimentales.
9. Pourquoi a-t-on utilisé une solution de sulfate d'ammonium plutôt que de l'eau pure ?

Une pile à combustible à base de lavettes métalliques...

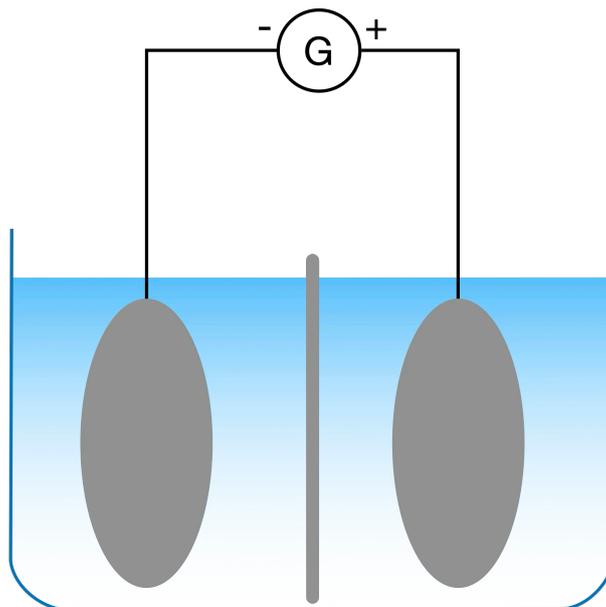
Préparation de la pile : électrolyse de l'eau

 Mettre en œuvre le protocole suivant :

- dans un bécher plastique de 250 mL, placer deux lavettes en inox séparées par trois feuilles de papier filtre repliées sur elles-mêmes de telle sorte qu'elles occupent la largeur du bécher : 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.
- introduire des fils de cuivre dans chaque lavette et les relier à un générateur continu de tension 6 V à l'aide de pinces crocodiles.
- allumer le générateur et déclencher le chronomètre pour $\Delta t = 15$ minutes.



10. Compléter le schéma suivant en indiquant le sens conventionnel du courant, le sens de déplacement des électrons ainsi que les équations des réactions électrochimiques qui ont lieu à chaque électrode (et nommer les électrodes).



Fonctionnement de la pile

Grâce à l'électrolyse, chaque compartiment est maintenant chargé en dihydrogène et dioxygène formant ainsi les deux demi-piles de la pile à combustible.

Pile en circuit ouvert

✎ Après avoir ôté le générateur, brancher un voltmètre aux bornes de la pile pour déterminer sa polarité et mesurer sa tension à vide (ou force électromotrice) : $E = \dots$

Pile en circuit fermé

✎ Relier la pile au moteur électrique.

11. Compléter le schéma suivant avec la polarité de la pile, le sens conventionnel du courant, le sens de déplacement des électrons, ainsi que les équations des réactions électrochimiques qui ont lieu à chaque électrode (et nommer les électrodes).

