

C14 – TP 2 : Étude d'une électrolyse

CONTEXTE DE LA SITUATION

Les occupants de la station spatiale internationale (ISS) ont besoin de dioxygène pour survivre. Une personne respire en moyenne 2 m^3 de dioxygène par jour. Il n'est pas envisageable d'apporter régulièrement des bouteilles de dioxygène dans l'espace. L'ISS possède donc un système (l'Oxygen Generation System, OGS) qui permet de produire le dioxygène sur place par électrolyse.

Le but de cette séance est d'étudier la transformation de l'électrolyse et de dimensionner l'OGS pour la survie de 6 astronautes.

INFORMATIONS MISES À DISPOSITION

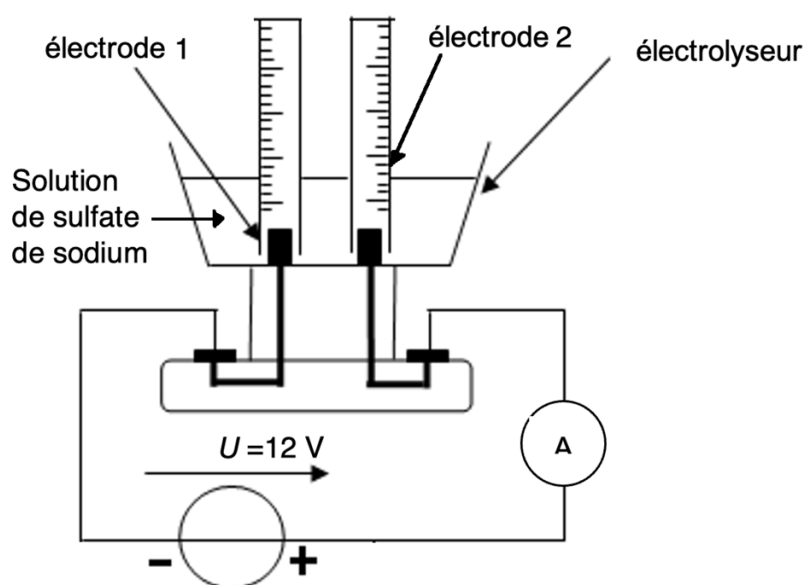
L'électrolyse de l'eau

Par une transformation électrochimique forcée appelée électrolyse, l'eau peut se décomposer en $\text{H}_2(\text{g})$ et $\text{O}_2(\text{g})$. L'énergie nécessaire à cette transformation est fournie par un générateur électrique. Celui-ci est relié à un appareil appelé électrolyseur connecté à un générateur électrique.

Les couples redox engagés sont $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$ et $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Une cellule d'électrolyse est constituée par l'immersion de deux plaques métalliques appelées électrodes dans une solution électrolytique, qui n'est pas en général de l'eau pure : En effet, celle-ci ne conduit que trop peu le courant.

La solution électrolytique de sulfate de sodium assure la conductivité de la solution mais n'intervient pas dans le bilan chimique.



Test de reconnaissance des gaz

Pour identifier le dioxygène O_2 , on introduit une bûchette incandescente dans le gaz. Si la flamme de la bûchette se ravive, alors c'est que le gaz est du dioxygène O_2 .

Pour identifier le dihydrogène H_2 , on introduit une allumette enflammée dans le gaz. Si on entend une détonation caractéristique « POP », alors c'est que le gaz est du dihydrogène.



TRAVAIL À EFFECTUER

1. Montage de l'électrolyse de l'eau.

1.1. Réaliser le protocole suivant : **Lire l'ensemble du protocole avant de commencer**

- Dans l'électrolyseur, introduire une solution de sulfate de sodium à la concentration en quantité de matière $c = 0,10 \text{ mol/L}$.
- Remplir à ras bord deux éprouvettes graduées de 25 mL de solution de sulfate de sodium, les fermer avec le pouce, puis les retourner au-dessus des électrodes.
- Maintenir les éprouvettes avec une pince tout en veillant à ce qu'elles ne touchent pas le fond de l'électrolyseur (**Attention : il ne doit y avoir aucune bulle d'air**).
- Brancher l'électrolyseur aux bornes d'un générateur de courant **éteint**. Introduire un ampèremètre dans le montage.
- Allumer le générateur et déclencher le chronomètre simultanément. Noter la valeur du courant et vérifier que cette valeur est constante. Vérifier également que des bulles apparaissent à chaque électrode.
- Lorsque l'une des deux éprouvettes contient 15 mL de gaz, éteindre le générateur et arrêter le chronomètre. **Noter la durée Δt de l'électrolyse ainsi que le volume exact de gaz contenu dans chaque éprouvette.**

1.2. Réaliser les tests nécessaires pour vérifier l'affirmation suivante : « l'éprouvette ayant le plus de gaz contient du dihydrogène et celle en ayant le moins contient du dioxygène ». Identifier alors le contenu de l'éprouvette 1 et de l'éprouvette 2 sur le schéma de l'électrolyseur.



APPEL n°1		
	Appeler le professeur pour lui présenter les résultats ou en cas de difficulté	

2. Étude théorique de l'électrolyse.

- 2.1. En s'aidant du contenu des éprouvettes 1 et 2, écrire les deux demi-équations électroniques se produisant sur chaque électrode.
- 2.2. En déduire l'équation de la réaction modélisant l'électrolyse de l'eau.
- 2.3. Sur le schéma de l'électrolyseur, indiquer le sens de circulation du courant électrique dans les fils, le sens de circulation des électrons et le sens de circulation des ions sodium Na^+ et sulfate SO_4^{2-} dans la solution électrolytique.
- 2.4. Identifier alors la cathode et l'anode.

3. Quantité de gaz formée

- 3.1. Montrer à partir des nombres stœchiométriques de la réaction que les proportions des volumes de gaz recueillis sont cohérentes.
- 3.2. Le volume molaire des gaz est $V_m = 24 \text{ L/mol}$ dans les conditions de l'expérience. Calculer les quantités de matière des gaz formés.
- 3.3. Calculer la quantité d'électricité transférée au cours de l'électrolyse en Coulomb.
- 3.4. En déduire la quantité de matière d'électrons échangés. Donnée : $F = 96\,500 \text{ C/mol}$
- 3.5. Calculer alors les quantités de matière de gaz attendus et comparer avec les résultats de la question 3.2.



APPEL n°2		
	Appeler le professeur pour lui présenter vos résultats ou en cas de difficulté	

4. Réponse à la problématique

Pour l'OGS de l'ISS, il y a 16 cellules d'électrolyse.

Chaque cellule fournit un courant $I = 50 \text{ A}$.

Sachant qu'une personne respire 0,91 kg de dioxygène par jour, calculer la durée nécessaire pour que l'OGS fournisse le dioxygène nécessaire à la survie de 6 astronautes. (Donnée : $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$) Commenter le résultat sur sa cohérence.

APPEL FACULTATIF		
	Appeler le professeur en cas de difficulté	

À la fin de la séance, reprendre la grille d'auto-évaluation du début du chapitre pour la remplir.