

TP 11 – Electrolyse de l'eau

Le programme officiel

Notions et contenus	Capacités exigibles Activités expérimentales support de la formation
Passage forcé d'un courant pour réaliser une transformation chimique. Constitution et fonctionnement d'un électrolyseur.	Modéliser et schématiser, à partir de résultats expérimentaux, les transferts d'électrons aux électrodes par des réactions électrochimiques. Déterminer les variations de quantité de matière à partir de la durée de l'électrolyse et de la valeur de l'intensité du courant. <i>Identifier les produits formés lors du passage forcé d'un courant dans un électrolyseur. Relier la durée, l'intensité du courant et les quantités de matière de produits formés.</i>

Les compétences travaillées dans le cadre de la démarche scientifique

Compétences	Quelques exemples de capacités associées
S'approprier	- Représenter la situation par un schéma.
Réaliser	- Effectuer des procédures courantes (calculs, représentations, collectes de données, etc.). - Mettre en oeuvre un protocole expérimental en respectant les règles de sécurité.
Valider	- Identifier des sources d'erreur, estimer une incertitude, comparer à une valeur de référence.
Communiquer	À l'écrit comme à l'oral : - présenter une démarche de manière argumentée, synthétique et cohérente ; - utiliser un vocabulaire adapté et choisir des modes de représentation appropriés ; - échanger entre pairs.

Capacités expérimentales

- Mettre en œuvre un test de reconnaissance pour identifier une espèce chimique.
- Réaliser une pile et un circuit électrique intégrant un électrolyseur.
- Respecter les règles de sécurité lors de l'utilisation de produits chimiques et de verrerie.
- Respecter le mode d'élimination d'une espèce chimique ou d'un mélange pour minimiser l'impact sur l'environnement.

TP 11 – Electrolyse de l'eau

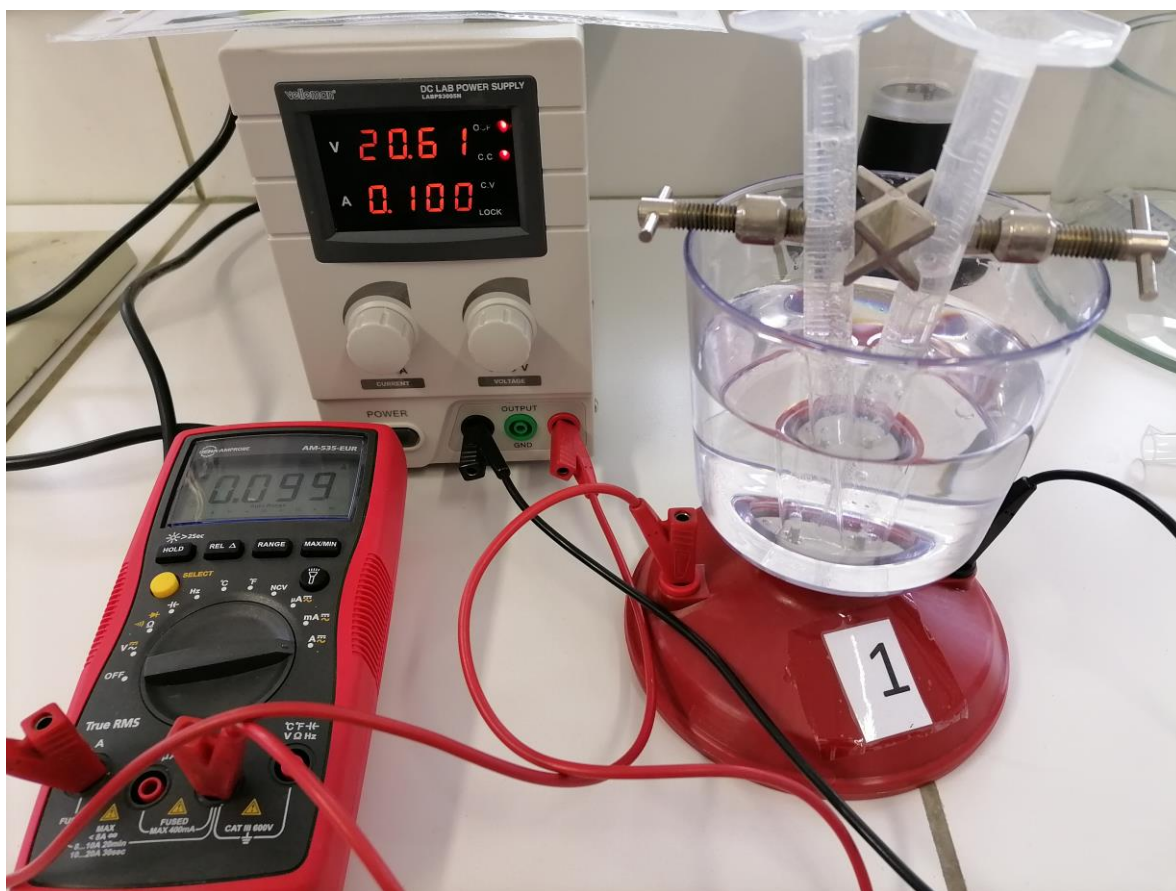
Matériels

Matériels bureau (pour 10 groupes) :

- Au minimum 3,5 L de solution de sulfate de sodium ($2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$) à $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

Matériels élèves :

- 1 générateur de courant constant réglé à 30 V et 0,100 A ;
- 1 électrolyseur ;
- 1 multimètre (rouge) ;
- 2 fils de connexion rouges ;
- 1 fil de connexion noir ;
- 1 chronomètre ;
- 2 éprouvettes plastiques de 10 mL ;
- 1 double pince de serrage pour maintenir les éprouvettes ;
- 1 bécher de 250 mL.



TP 11 – Electrolyse de l'eau

Travaux
Pratiques

2

Relier la durée d'électrolyse, l'intensité du courant, et les quantités de matière en produits formés

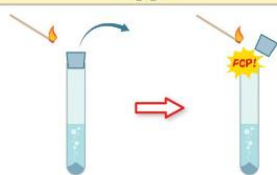
Les occupants de la station spatiale internationale (ISS) ont besoin de dioxygène pour survivre. Une personne respire en moyenne 2 m^3 de dioxygène par jour. Il n'est pas envisageable d'apporter régulièrement des bouteilles de dioxygène dans l'espace. L'ISS possède donc un système (l'Oxygen Generation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

Comment calculer les quantités de matière des produits lors d'une électrolyse ?

1 Tests de mise en évidence sur deux espèces

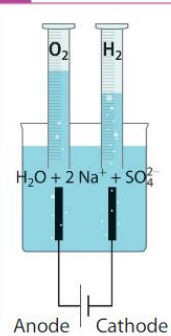
 $\text{O}_2(\text{g})$ 

Test à la bûchette incandescente

 $\text{H}_2(\text{g})$ 

Détonation caractéristique en présence d'une flamme

2 Montage expérimental



3 Couples oxydant-réducteur intervenant dans l'électrolyse

 $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$ et $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\ell)$

4 Caractéristiques de l'Oxygen Generation System (OGS)

L'OGS est constitué de 16 cellules d'électrolyse de l'eau, équitablement réparties dans toute la station spatiale internationale. Chaque cellule fonctionne en utilisant un courant d'intensité $I = 50 \text{ A}$.

Protocole

- Dans un électrolyseur, introduire une solution de sulfate de sodium ($2\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$) à $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ jusqu'à recouvrir les électrodes. Ce soluté assure la conductivité de la solution, mais n'intervient pas dans le bilan chimique de l'électrolyse.
- Placer deux éprouvettes graduées de 10 mL remplies de solution de sulfate de sodium, retournées sur les électrodes. Attention, il ne doit pas y avoir de bulles d'air.
- Brancher l'électrolyseur aux bornes d'un générateur de courant. Introduire un ampèremètre dans le montage.
- Allumer le générateur et déclencher le chronomètre en même temps en imposant un courant $I = 0,60 \text{ A}$.
- L'éteindre lorsque l'une des deux éprouvettes a atteint un volume de gaz égal à 8 mL.
- Noter la durée de l'électrolyse et le volume exact de gaz contenu dans chaque éprouvette.

La quantité d'électricité Q transférée

I : Intensité du courant en ampère (A)
 Q : quantité d'électricité en coulomb (C)
 $Q = I \times \Delta t$
 Δt : durée de l'électrolyse en seconde (s)
 $n(\text{e}^-)$: quantité d'électrons captée par l'oxydant (ou cédée par le réducteur) (en mol)
 $Q = n(\text{e}^-) \times F$
 F : constante de Faraday, représente la charge d'une mole d'électrons ($F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$).

- L'électrode où se produit une oxydation est appelée « anode ».
- L'électrode où se produit une réduction est appelée « cathode ».



Démarche expérimentale

Analyser les résultats d'une expérience - ANA

- Schématiser l'électrolyseur. Indiquer le sens de circulation des électrons puis en déduire la demi-équation électronique de la réaction se produisant à chaque électrode.

APPELER le professeur pour qu'il vérifie le schéma

Réaliser des procédures courantes - RÉA

- Identifier le gaz présent dans chaque éprouvette pour confirmer la réponse à la question 1.

Utiliser un modèle - RÉA

- Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique réalisée dans l'électrolyseur. Montrer qu'elle est en accord avec les volumes de gaz recueillis.

APPELER le professeur pour qu'il vérifie la réponse

Réaliser des procédures courantes - RÉA

- En utilisant les relations données et les demi-équations électroniques, calculer la quantité de matière de gaz attendue à chaque électrode. Comparer ces résultats aux quantités de matière obtenues expérimentalement sachant qu'à 20°C et à $1\,013 \text{ hPa}$ le volume molaire d'un gaz est $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Réaliser des procédures courantes - RÉA

- Sachant qu'une personne respire $0,91 \text{ kg}$ de dioxygène par jour, calculer la durée nécessaire pour que l'OGS fournisse le dioxygène nécessaire à la survie de six astronautes.

APPELER le professeur pour qu'il vérifie les réponses

De l'activité au cours

Utiliser un vocabulaire adapté - COM

- Résumer les étapes de la démarche à suivre pour calculer les quantités de matière de produits formés au cours d'une électrolyse.