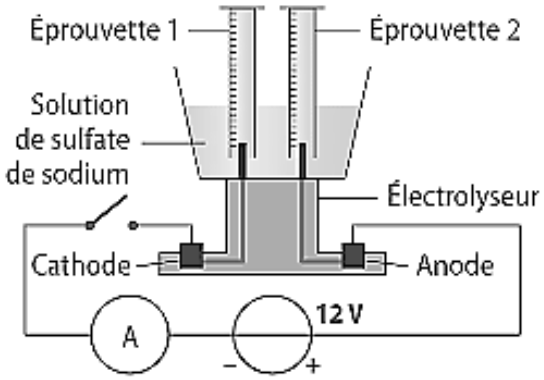
But de l'activité : Découvrir le principe d'une transformation chimique forcée.

Document 1 : L'électrolyse de l'eau

C'est à William Nicholson, chimiste britannique du XVIII^{e} siècle, qu'est attribuée la paternité de l'électrolyse de l'eau. Après avoir lu les travaux de Volta sur les batteries électriques, il en construisit une lui-même et découvrit qu'en immergeant les extrémités des conducteurs électriques dans l'eau, cette dernière était décomposée en deux gaz, $H_{2(g)}$ et $O_{2(g)}$. Avec cette découverte, Nicholson devint le premier à effectuer une réaction chimique à l'aide de l'électricité.

Une cellule d'électrolyse est constituée par l'immersion de deux plaques métalliques appelées électrodes dans une solution électrolytique telle le sulfate de sodium ($2\ Na^+ + SO_4^{2-}$), car l'eau pure ne conduit pas le courant. Ces ions sont spectateurs dans la réaction.

Les couples d'oxydoréduction mis en jeu dans cette électrolyse sont alors : $H^+_{(aq)} / H_{2(g)}$ et $O_{2(g)} / H_2O_{(l)}$



Document 2 : *Oxygen Generation System* sur l'ISS

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.
Comme il n'est pas envisageable d'apporter régulièrement de dioxygène dans l'espace, l'ISS possède un système (l'*Oxygen Generation System*, OGS) qui permet de produire le dioxygène sur place. Ce système est constitué de 16 cellules d'électrolyse de l'eau, équitablement réparties sur toute la station. Chaque cellule fonctionne en utilisant un courant d'intensité I = 50 A.

Document 3 : La plateforme MYRTE

Le 9 janvier 2012, la plateforme Myrte (Mission hydrogène renouvelable pour l'intégration au réseau électrique) a été inaugurée. Son objectif est de produire et stocker de l'énergie via une « chaine hydrogène ». Cette dernière est composée d'un électrolyseur qui produit, pendant les heures de faible consommation électrique, du dihydrogène et du dioxygène à partir d'eau.
Cette énergie est ensuite restituée via une pile à combustible qui recombine le dihydrogène et le dioxygène en eau et produit de l'électricité sur le réseau, par exemple pendant les heures de forte consommation.

Document 4 : Quantité d'électricité transférée

La quantité d'électricité transférée est donnée par la relation : $\boldsymbol{Q = n_{e^-} \cdot \mathcal{F}}$
où Q est la quantité d'électricité en C, n_{e^-} la quantité d'électrons échangés en mole, et $\mathcal{F}$ = 96 500 C.mol^{-1} la constante de Faraday.

Cette quantité d'électricité est reliée à la durée Δt de fonctionnement (en seconde) et à l'intensité I du courant fournit (en ampère) par la relation : $\boldsymbol{Q = I \cdot \Delta t}$

Dans un électrolyseur, on introduit une solution de sulfate de sodium jusqu'à recouvrir les électrodes, puis on place deux éprouvettes graduées remplies de solution de sulfate de sodium retournées sur les électrodes. Les éprouvettes restent remplies de solution jusqu'à ce qu'on allume le générateur en imposant un courant I = 0,60 A. On observe alors des bulles de gaz qui apparaissent dans chaque éprouvette. On garde le générateur allumé jusqu'à ce que l'une des éprouvettes ait atteint un volume de gaz égal à 8,0 mL.

Données : *Volume molaire d'un gaz à température et pression normales* $V_m = 24\ L.mol^{-1}$
Masse molaire du dioxygène $M(O_2) = 32\ g.mol^{-1}$

1. Pourquoi la réaction d'électrolyse est-elle qualifiée de transformation forcée ?

2. Que peut-on dire du sens d'évolution du quotient de réaction Q_r par rapport à la valeur de la constante de réaction K lors d'une réaction forcée ?

3. Déterminer les deux demi-équations mises en jeu lors de l'électrolyse de l'eau et en déduire l'équation globale de la réaction.

4. Quel gaz sera le premier à atteindre les 8,0 mL ? Justifier.

5. Indiquer sur le schéma du document 1 (a) le sens de déplacement des électrons d'après le branchement du générateur, (b) les réactions ayant lieu aux électrodes en précisant s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction et (c) le nom du gaz contenu dans chaque éprouvette.

6. Calculer la quantité de matière de gaz obtenue à chaque électrode.

7. Déduire de la question précédente la quantité d'électricité nécessaire à la transformation ainsi que la durée de l'électrolyse.

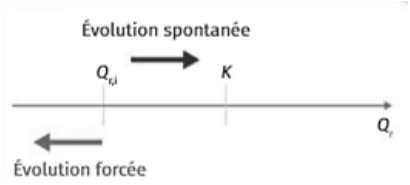
8. En quoi l'utilisation de l'électrolyse de l'eau dans la production d'énergie est-elle écoresponsable ?

9. Sachant qu'une personne respire 0,91 kg de dioxygène par jour, montrer que la durée nécessaire pour que l'OGS de l'ISS fournisse le dioxygène nécessaire à la survie de 6 astronautes est de 23 heures.

Ce qu'il faut retenir

❖ **Réaction forcée**

La constante d'équilibre d'une réaction est donnée pour une réaction allant dans le sens spontané. Lors d'une réaction forcée, le sens de réaction est inversé par un apport extérieur d'énergie : le quotient de réaction tend alors à s'éloigner de la valeur de la constante de réaction.



❖ **Electrolyse**

Pour inverser une réaction d'oxydoréduction, il faut que le transfert d'électrons entre les couples change de sens, grâce à un générateur. Cette technique est appelée électrolyse.

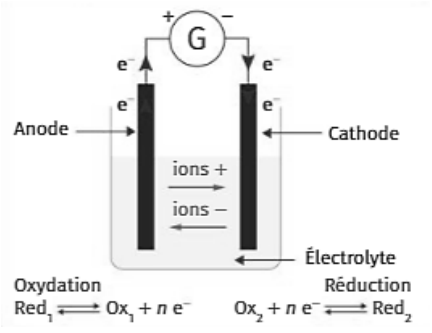
Un électrolyseur comporte .....

.....

.....

.....

.....



Savoir faire

❖ **Calculer la quantité de matière de produit formée lors d'une électrolyse**