

# CHAP 09 ELECTROLYSE

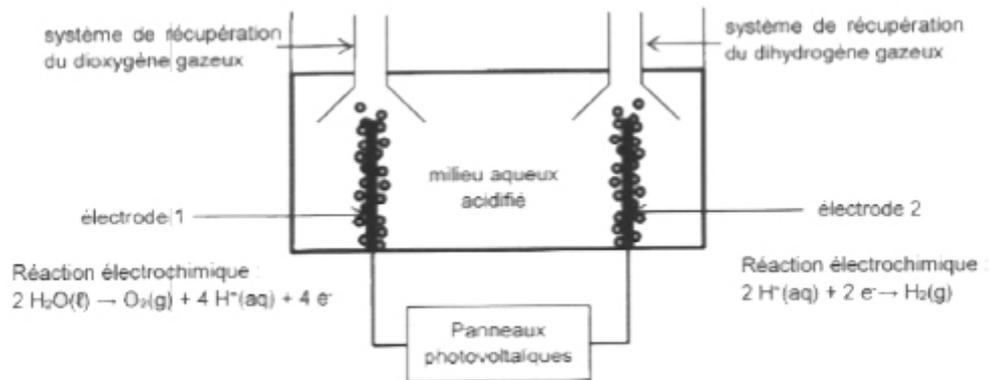
## A- UNE PREMIERE APPLICATION DE L'ELECTROLYSE : PRODUCTION CHIMIQUE.

L'énergie solaire est une énergie intermittente puisqu'elle dépend notamment des conditions météorologiques, de l'alternance jour/nuit et de la saison. Convertie en énergie électrique par des panneaux photovoltaïques, elle ne garantit donc pas un apport continu d'énergie électrique sur le réseau de distribution.

Une solution à ce problème est étudiée avec la plateforme MYRTE (Mission hYdrogène Renouvelable pour l'inTégration au réseau Electrique).

Installée en Corse en 2012, cette plateforme permet d'alimenter en électricité « verte » 200 habitations. Une partie de l'énergie électrique produite par les panneaux photovoltaïques alimente un électrolyseur contenant de l'eau, l'autre partie de cette énergie sert à alimenter le réseau électrique local.

L'électrolyse de l'eau produit du dihydrogène et du dioxygène stockée dans de grandes citernes. Ces citernes se remplissent en quelques jours. La nuit ou lors d'un pic de consommation, une pile à combustible utilise ces deux gaz pour produire de l'énergie électrique.



### Étude de la constitution de l'électrolyseur.

Découper et coller le document 1 que l'on complétera au fur et à mesure de l'exercice.

#### Données.

- Energie solaire moyenne reçue quotidiennement par  $m^2$  de panneau photovoltaïque : 15 MJ ;
  - Panneaux photovoltaïques de surface  $S = 3\,700\,m^2$  et de rendement 12% lors de son fonctionnement ;
  - L'électrolyseur reçoit 30% de l'énergie électrique produite par les panneaux solaires, le reste étant utilisé pour alimenter directement le réseau électrique local ;
1. Compléter sur le document, les encadrés permettant de calculer l'énergie reçue par l'électrolyseur. Montrer que l'énergie électrique reçue quotidiennement par l'électrolyseur est d'environ  $E_{\text{Electrolyseur}} = 2,0\,GJ$ .
  2. Compléter sur le document les encadrés Anode et Cathode. Identifier à chaque électrode : les couples mis en jeu, oxydation/réduction et anode/cathode. En déduire l'électrode de l'électrolyseur qui est reliée à la borne positive (borne négative) du panneau photovoltaïque.
  3. Établir sur le document, le sens de circulation des électrons et du courant entre le panneau photovoltaïque et la cellule d'électrolyse lors de son fonctionnement. Préciser les bornes + et - de la cellule photovoltaïque.
  4. En déduire l'équation de la réaction qui a lieu au sein de l'électrolyseur. Parle-t-on de réaction spontanée ?

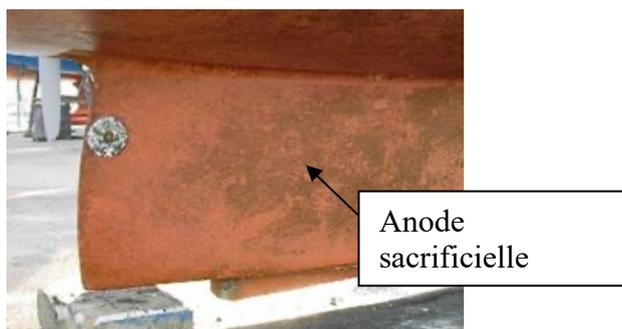
### Fonctionnement de l'électrolyseur.

#### Données.

- Nombre Avogadro  $N_A = 6,02 \times 10^{23}\,mol^{-1}$  ;
  - Charge élémentaire d'un électron  $e = 1,6 \times 10^{-19}\,C$  ;
  - Constante  $R = 8,314\,S.I.$
5. Le dihydrogène, produit par l'électrolyseur, est considéré comme un gaz parfait. Rappeler la définition et la relation des gaz parfaits. Préciser les grandeurs et leurs unités
  6. On peut stocker le dihydrogène produit dans des citernes d'un volume de  $1\,400\,m^3$  de dihydrogène à la température  $\theta = 20^\circ C$  sous une pression normale de  $1,0135 \times 10^5\,Pa$ . Exprimer la durée nécessaire pour remplir complètement une citerne, initialement vide avec du dihydrogène pour un courant  $I = 1,2\,kA$ .

## B- UNE SECONDE APPLICATION DE L'ELECTROLYSE : PROTECTION

La corrosion est un phénomène bien connu des marins. Les bateaux dont la coque est en acier en sont victimes et doivent en être protégés. Une méthode de protection consiste à poser à la surface de la coque des blocs de métal que l'on appelle « anodes sacrificielles ».



L'objectif de l'exercice est d'évaluer, à l'aide des documents ci-après, la masse de l'anode sacrificielle nécessaire à la protection d'un bateau.

### Document 1. Potentiels standard de différents métaux

Pour prévoir les réactions d'oxydoréduction, on peut s'appuyer sur l'échelle des potentiels standard.

Élément		Couple		Potentiel standard (V)
Plomb	↑ (+) en (+) Oxydant	Pb <sup>2+</sup> / Pb	(+) en (+) Réducteur ↓	-0,126
Étain		Sn <sup>2+</sup> / Sn		-0,138
Nickel		Ni <sup>2+</sup> / Ni		-0,257
Fer		Fe <sup>2+</sup> / Fe		-0,447
Zinc		Zn <sup>2+</sup> / Zn		-0,760
Aluminium		Al <sup>3+</sup> / Al		-1,67
Magnésium		Mg <sup>2+</sup> / Mg		-2,37

Lorsque deux métaux sont en contact et peuvent être oxydés par le dioxygène, **c'est celui dont le couple a le potentiel standard le plus faible qui s'oxyde : il constitue l'anode et protège l'autre métal qui ne réagira pas.**

### Document 2. Protection d'un bateau avec coque en acier

Lors de l'oxydation de l'anode sacrificielle, il s'établit un courant de protection au niveau de la surface S de la coque immergée

Sa densité de courant moyenne, intensité de courant par unité de surface, vaut :  $j = 0,1 \text{ A.m}^{-2}$ .

1. Un bateau possède une coque en acier donc composée essentiellement de fer. Écrire la demi-équation de l'oxydation du fer métallique en considérant uniquement les couples du **document 1**.
2. Citer en justifiant votre réponse, les métaux du tableau du **document 1** susceptibles de protéger la coque en acier d'un bateau. Pourquoi l'anode utilisée est-elle qualifiée de « sacrificielle » ?
3. On désire protéger pendant une année la coque en acier d'un bateau par une anode sacrificielle en zinc. La surface de coque immergée dans l'eau de mer vaut  $S = 40 \text{ m}^2$ . Une anode sacrificielle sur une coque de bateau doit être remplacée quand elle a perdu 50 % de sa masse.

Quelle est la masse totale d'anode sacrificielle en zinc qu'on doit répartir sur la coque pour la protéger pendant une année ? Exercer un regard critique sur la valeur trouvée.

#### Données :

- Masse molaire du zinc :  $M = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$
- Nombre Avogadro  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  ;
- Charge élémentaire d'un électron  $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$