

1 Les ressources des océans

1.1 Les ressources minérales

Les ressources minérales des mers et des océans sont très peu exploitées :

- le **sel** (chlorure de sodium NaCl) est récolté depuis l'Antiquité par évaporation de l'eau de mer dans les marais salants :



FIG. 1 – Récolte de la fleur de sel.

- le **sable** (silice SiO_2) est utilisé pour la fabrication du verre :



FIG. 2 – Cristal de silice.

- des **diamants** situés dans une mine sous-marine à moins de 100 m de profondeur sont exploités depuis 1920 par la société sud-africaine De Beers ;
- certains métaux sont exploités dans des *placers*, des **gisements de métaux** lourds peu profonds formés naturellement par l'accumulation d'alluvions d'origine terrestre. La production d'étain d'origine marine représente ainsi 30 % de la production mondiale.

Les nouvelles ressources minérales laissent entrevoir des perspectives gigantesques :

- les **nodules polymétalliques**, situés directement sur le plancher océanique entre 4 000 et 5 000 m de profondeur, contiennent entre autres les éléments manganèse, cuivre, cobalt et nickel ;



FIG. 3 – Aspect des nodules en situation.



FIG. 4 – Nodule typique.

- les **encroûtements cobaltifères**, situés sur les monts sous-marins entre 400 et 4 000 m de profondeur, sont des dépôts très riches en éléments fer, manganèse et cobalt ;
- les **sulfures hydrothermaux**, situés sur les dorsales volcaniques entre 1 000 et 4 000 m de profondeur, présentent une « forte » proportion en cuivre, zinc, argent, et or.

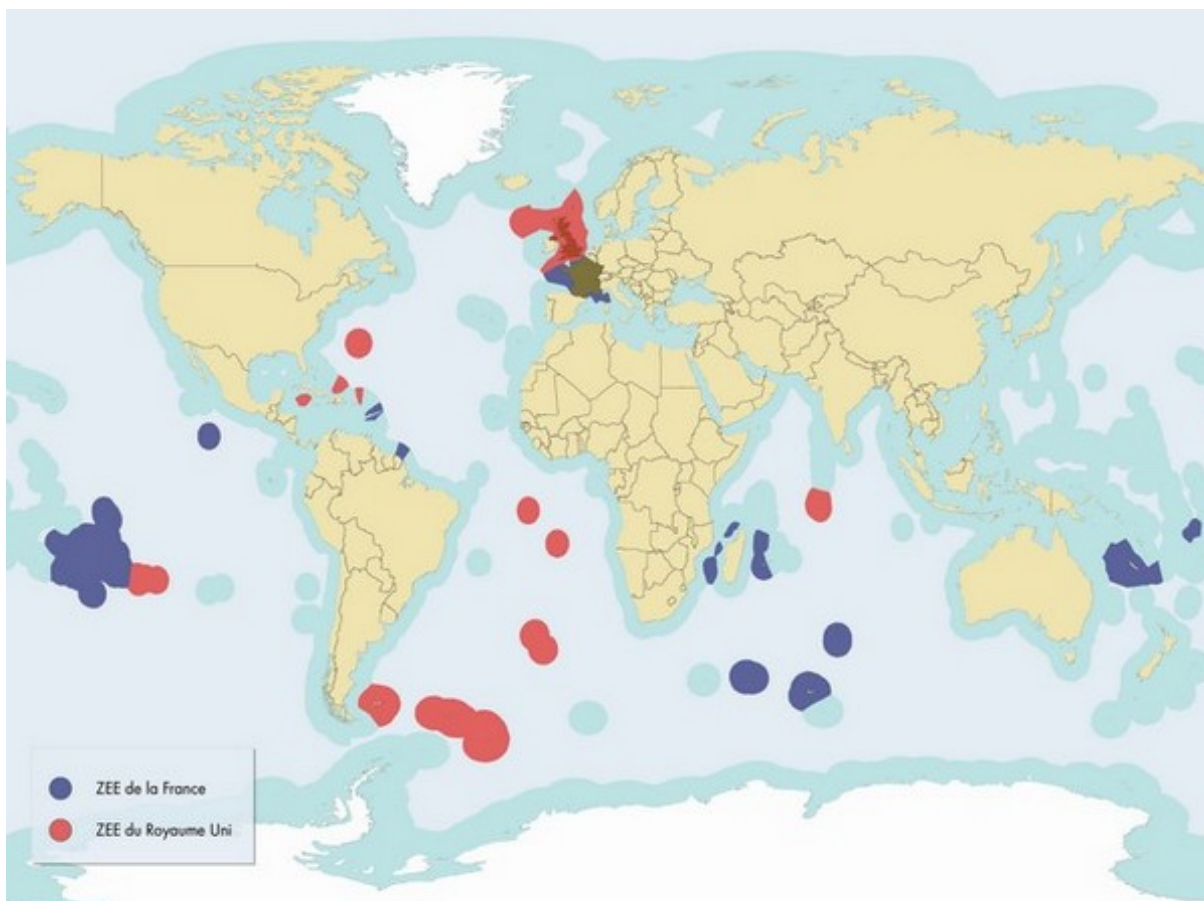


FIG. 5 – Carte de localisation des principales zones de nodules polymétalliques découvertes dans les eaux territoriales françaises et anglaises.

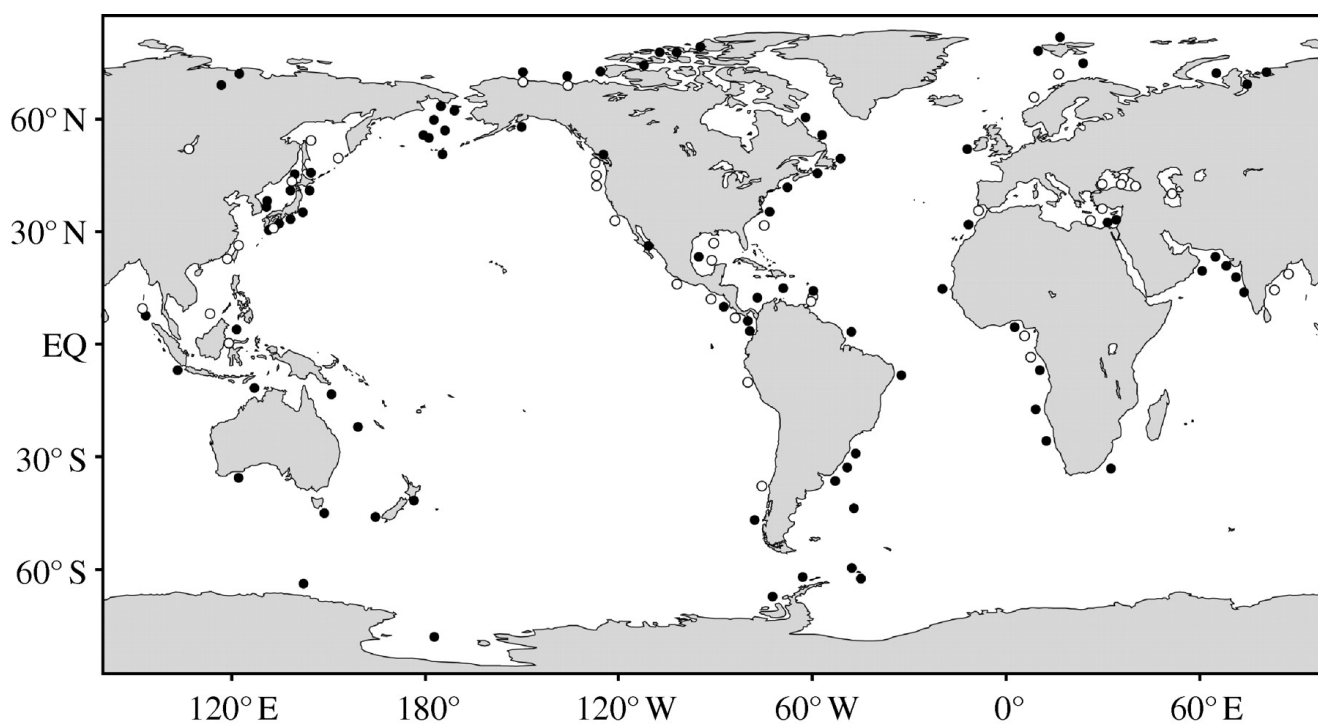


FIG. 6 – Carte de localisation des principales zones d'hydrates. Comme les hydrates de gaz sont stables dans la zone haute du talus continental, toutes les ressources découvertes jusqu'à maintenant sont proches des côtes.

1.2 Les hydrates de gaz

Les hydrates de gaz sont constitués de molécules de gaz, comme le méthane CH_4 , entourées d'un réseau de molécules d'eau disposées en « cage » et reliées entre elles par des liaisons hydrogène.

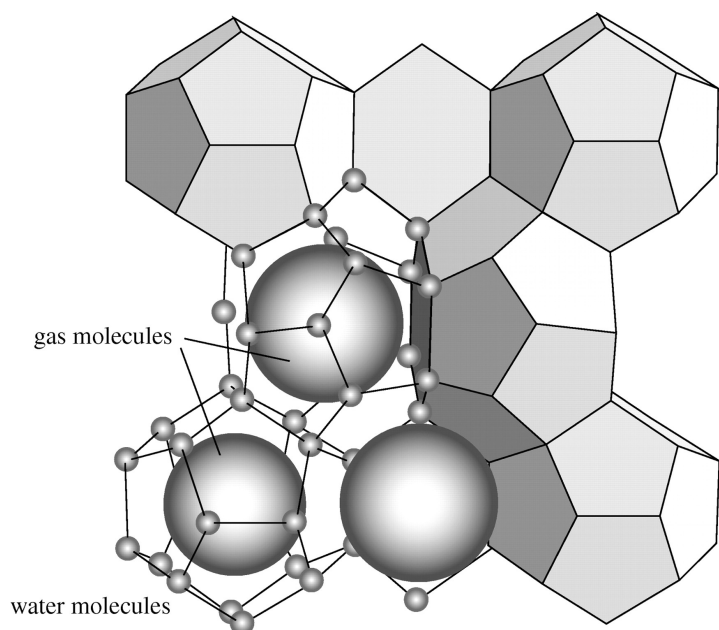


FIG. 7 – Structure d'un hydrate de gaz. La molécule de gaz (symbolisée par le rond) est piégée dans un polyèdre formé de molécules d'eau liées par des liaisons hydrogène (comme dans l'eau solide).

Les hydrates de gaz ont l'apparence et la consistance de la glace. Ils sont présents en abondance dans les sédiments des fonds marins et représenteraient deux fois l'équivalent des réserves mondiales de charbon, pétrole et gaz naturel réunis.



FIG. 8 – Combustion d'hydrates de gaz dans le dioxygène de l'air.

Du fait de leur structure particulière en « cage », les hydrates de gaz ne peuvent se former et se conserver dans les sédiments marins qu'à des **pressions** élevées et des **températures** basses. Les hydrates de gaz sont presque toujours rencontrés dans les 1 000 premiers mètres sous le fond de la mer.

Leur exploitation pose de nombreuses difficultés liées à leur **instabilité**. Une libération incontrôlée dans l'atmosphère d'une grande quantité de **gaz à effet de serre** comme le méthane pourrait avoir des conséquences sur le réchauffement climatique.

1.3 Les ressources organiques

L'océan contient une grande diversité de ressources organiques **animales** et **végétales** (poissons, crustacés, coquillages, algues).

Pour répondre à la demande mondiale en poissons qui a doublé en vingt ans, la pêche s'est intensifiée avec pour conséquence une menace sur la biodiversité marine.

2 Les accumulateurs

Gaston PLANTÉ, physicien français (1834-1889), construisit le premier accumulateur électrique (au plomb), en 1859.

2.1 Généralités

En pratique, une pile est **usée** lorsqu'un des **réactifs** la constituant a été **totalement consommé** (le réactif limitant). Plutôt que de la jeter, on peut envisager, théoriquement du moins, de la recharger, c'est-à-dire de reformer, par électrolyse, les réactifs utilisés dans la pile.

Mais recharger n'importe quelle pile peut s'avérer dangereux. Si jamais on réalise en même temps que l'électrolyse des produits l'électrolyse de l'eau, par exemple, il peut alors se former un mélange détonant de gaz dihydrogène

& dioxygène! Même en l'absence d'explosion, les gaz vont déformer l'enceinte de la pile. En pratique, pour des raisons *cinétiques*, seules quelques transformations chimiques conviennent pour réaliser des accumulateurs.

Un accumulateur est un générateur électrochimique rechargeable

Pour chaque cycle de fonctionnement, deux phases se succèdent :

- La **charge** où l'accumulateur joue le rôle d'électrolyseur alimenté par un générateur continu extérieur : *évolution forcée* du système chimique ;
- La **décharge** où l'accumulateur joue le rôle d'un générateur : *évolution spontanée* du système chimique.

2.2 Exemple : l'accumulateur au plomb

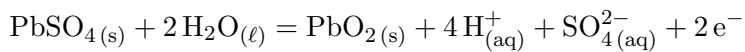
Cet accumulateur est constitué de deux électrodes en plomb, dont l'une est recouverte de dioxyde de plomb PbO_2 solide : c'est la borne positive (sous-entendu : de l'accumulateur utilisé en générateur). Les deux électrodes plongent dans une solution très concentrée d'acide sulfurique ($2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$). Les deux électrodes sont recouvertes de sulfate de plomb (précipité donc solide) PbSO_4 .

Les couples rédox mis en jeu sont : $\text{PbO}_2/\text{PbSO}_4$ et PbSO_4/Pb . Le sulfate de plomb est à la fois oxydant d'un couple et réducteur de l'autre couple — un peu comme les *amphotères* ou *ampholytes* pour les couples acides/bases.

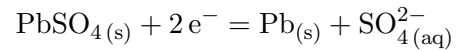
Charge de l'accumulateur

Pour la charge, on applique une tension supérieure à la force électromotrice (f.é.m.) de l'accumulateur, le courant entrant par la borne positive de l'accumulateur.

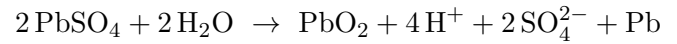
Il y a **oxydation à l'anode** :



et **réduction à la cathode** :



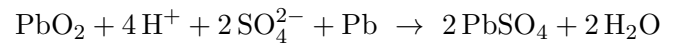
L'équation-bilan de la **charge** est donc :



On voit que, lors de la charge, il y a formation de plomb solide ; ce plomb forme de belles **concrétions** sur les plaques de l'accumulateur, qui disparaissent difficilement lors de la décharge — d'où un *effet mémoire* très marqué pour l'accumulateur au plomb.

Décharge de l'accumulateur

Lors de la **décharge**, l'accumulateur se comporte comme une pile. Le courant circule dans le sens contraire de celui de la charge, l'équation de la réaction associée à la transformation spontanée est l'inverse de la précédente :



Le système est à l'équilibre lorsque l'accumulateur est totalement déchargé.

3 La station d'épuration

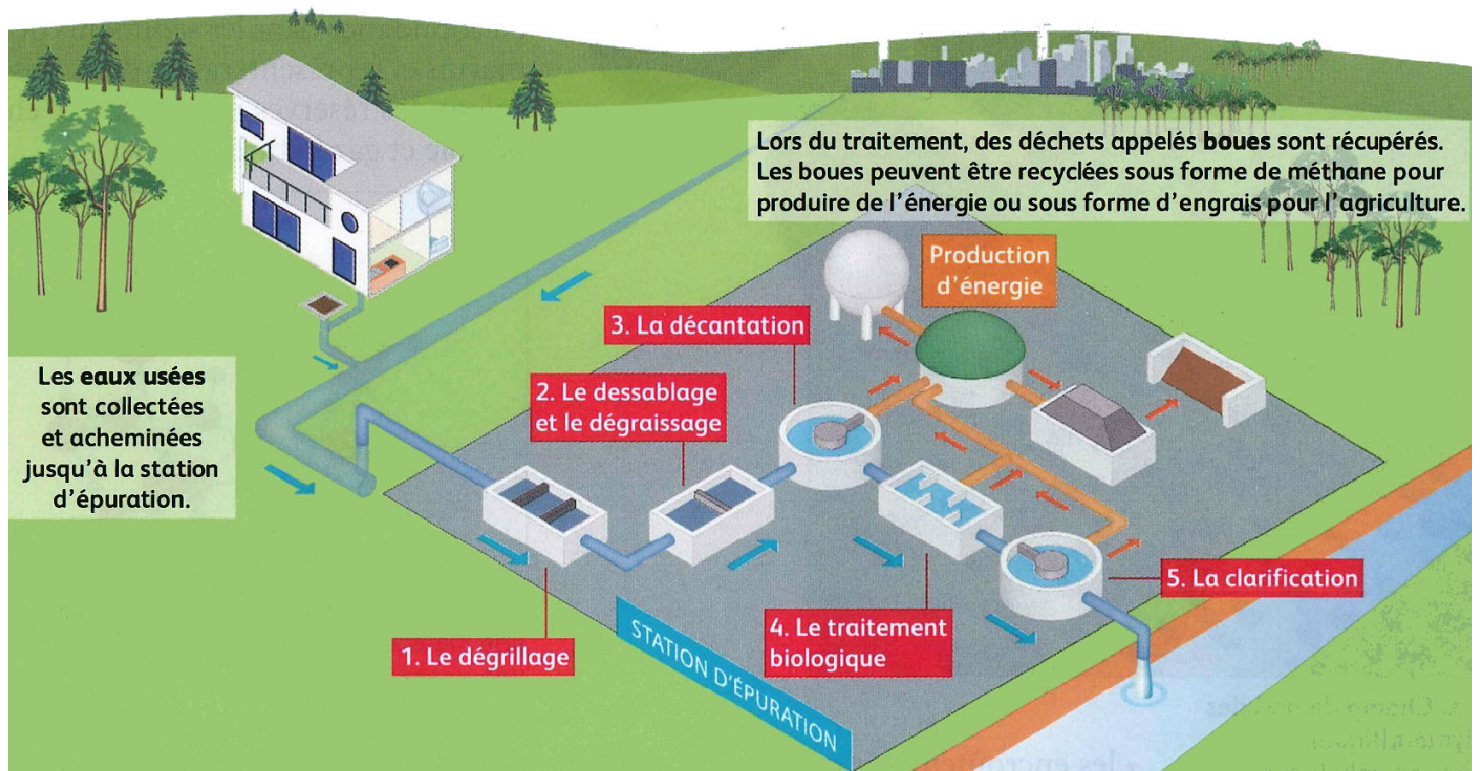


FIG. 9 – Principe de fonctionnement d'une station d'épuration.

Les eaux destinées à la **consommation** humaine et les eaux des **rejets** industriels ou urbains sont soumises à des **traitements** physiques ou chimiques.

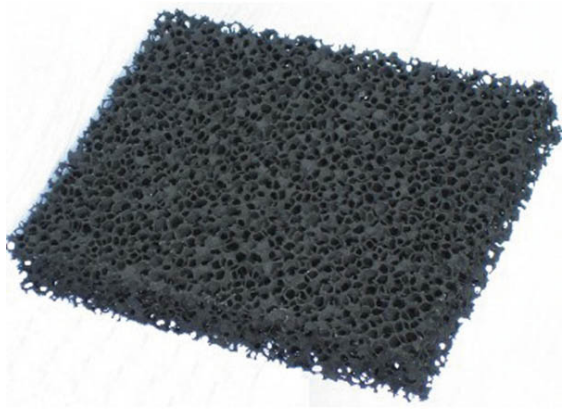


FIG. 10 – Filtre en charbon actif.

Certaines espèces dissoutes doivent être éliminées parce qu'elles sont polluantes. Comme exemple de traitement, les charbons actifs, très finement divisés, peuvent fixer à leur surface des corps dissous, notamment de grosses molécules organiques.

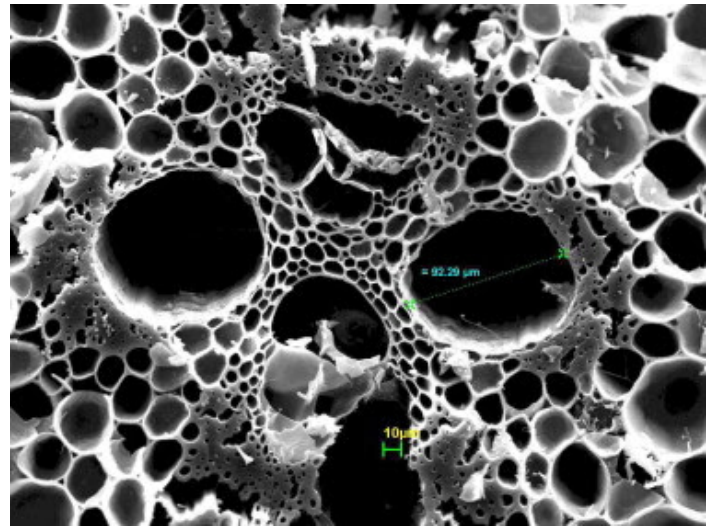


FIG. 11 – Image au microscope électronique.

4 Exercices pour la séance n° 23

22.1 N° 4 p. 33 – Traitement des eaux

22.2 N° 5 p. 34 – Polluants ou ressources ?

22.3 N° 6 p. 35 – Hydrates de gaz

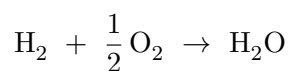
22.4 N° 6 p. 46 – Hydrates de méthane

5 Correction des exercices de la séance n° 21

21.1 Activité N° 3 p. 52 et 53 – Les PAC

1. La pile PEMFC est une pile qui fonctionne à basse température et qui possède un électrolyte solide, la membrane échangeuse de protons.

La réaction de fonctionnement d'une telle pile a pour équation :



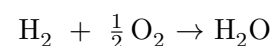
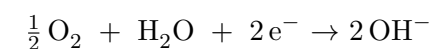
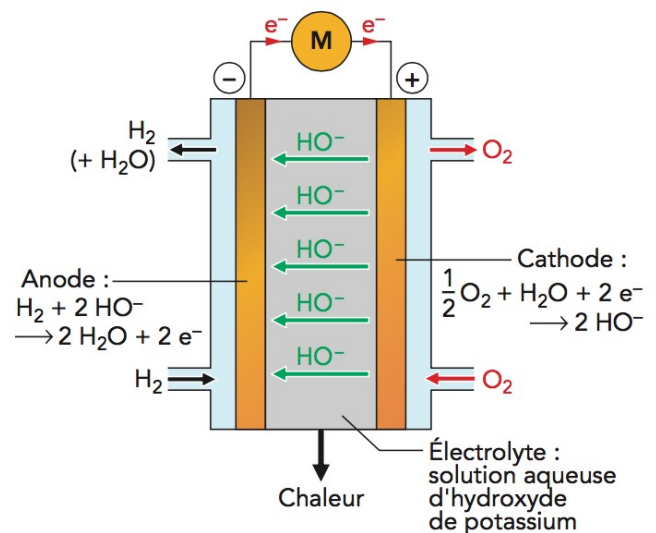
À l'anode, se produit une oxydation : l'anode constitue la borne négative de cette pile.

À la cathode, se produit une réduction : la cathode constitue la borne positive de cette pile.

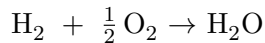
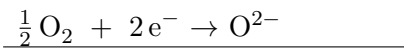
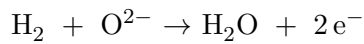
L'ion H^+ joue un rôle important, car c'est lui qui assure le passage du courant électrique à l'intérieur de la pile.

La structure de la cathode doit être hydrophobe puisqu'il y a production d'eau lors de la réduction cathodique et cette eau est éliminée.

2. Schéma récapitulatif de la pile en fonctionnement :



3. Bilan de la réaction de décharge :



4. Le platine est un catalyseur.

La découverte du CEA est importante, car elle permet de remplacer l'utilisation d'un métal rare et coûteux par des systèmes bio-inspirés à base de métaux abondants et peu coûteux tels que le fer et le nickel.

Une hydrogénase est une enzyme qui catalyse la réduction des ions hydrogène en dihydrogène, ainsi que l'oxydation du dihydrogène en ions hydrogène. Ce nouveau catalyseur est dit bio-inspiré, car il s'inspire de systèmes enzymatiques présents dans des organismes vivants.

5. Une pile à combustible est un générateur électrochimique dans lequel du dihydrogène est oxydé à l'anode et du dioxygène est réduit à la cathode, l'eau constituant le produit de la réaction. Différents types de piles à combustible existent ; ils diffèrent par la nature de l'électrolyte et des ions assurant le passage du courant dans la pile, ainsi que par la température de fonctionnement.

Les utilisations des piles à combustible sont multiples : alimentation énergétique des engins spatiaux, domaines des transports (alimentation en électricité de bateaux, de voitures, de scooters, de bus, d'engins de manutention, etc.), domaines des instruments portables (téléphones, ordinateurs, recharge d'instruments portables, etc.), domaine du stationnaire (alimentation en électricité d'immeubles, de sites industriels, de sites isolés tels que les relais téléphoniques, etc.).

21.2 N° 1 p. 140 – Nickelage chimique

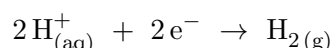
Exercice résolu dans votre livre.

21.3 N° 3 p. 143 – Protection par anodisation

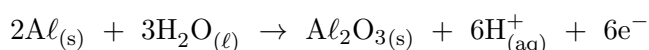
Le schéma de cette électrolyse est le même que celui de la Pratique expérimentale 3 p. 137 du livre.

Pour répondre à la question posée, il faut disposer de l'équation globale de l'électrolyse. Celle-ci se déduit des réactions qui se déroulent aux électrodes.

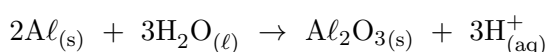
L'équation de la réaction électrochimique qui se produit à la cathode est :



À l'anode, de l'alumine se forme selon la réaction électrochimique d'équation :



d'où l'équation globale de la réaction :



Pour trouver la durée Δt de la réaction, il suffit d'exploiter les relations habituelles :

$$Q = I \cdot \Delta t = n(\text{e}^-) \cdot \mathcal{F}$$

sachant que la stœchiométrie des demi-équations indique six électrons échangés par molécule d'alumine formée :

$$n(\text{e}^-) = 6 \cdot n(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{6 \cdot m(\text{Al}_2\text{O}_3)}{M(\text{Al}_2\text{O}_3)}$$

La masse d'alumine est liée à l'épaisseur d de la couche formée ainsi qu'à sa surface S , sa masse volumique étant notée ρ :

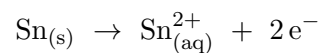
$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = S \cdot d \cdot \rho(\text{Al}_2\text{O}_3)$$

Par suite :

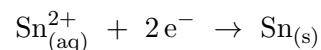
$$\Delta t = n(\text{e}^-) \cdot \frac{\mathcal{F}}{I} = \frac{6 \cdot S \cdot d \cdot \rho(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot \mathcal{F}}{M(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot I} = 3,0 \text{ h}$$

21.4 N° 4 p. 143 – Protection du fer par étamage

À l'anode, l'étain est oxydé :



À la cathode, les ions étain (II) sont réduits :



et le métal formé se dépose sur la boîte assurant son étamage.

Dans les conditions de l'énoncé, la concentration en ion étain (II) reste constante dans la solution.

Pour trouver la durée t_{\min} de la réaction, il suffit d'exploiter les relations habituelles :

$$Q = I \cdot t = n(\text{e}^-) \cdot \mathcal{F}$$

sachant que la stœchiométrie des demi-équations indique deux électrons échangés par atome d'étain déposé :

$$n(\text{e}^-) = 2 \cdot n(\text{Sn}) = \frac{2 \cdot m(\text{Sn})}{M(\text{Sn})}$$

La masse d'étain est liée à l'épaisseur d de la couche formée ainsi qu'à sa surface S , sa masse volumique étant notée ρ :

$$m(\text{Sn}) = S \cdot d \cdot \rho(\text{Sn})$$

Par suite :

$$t_{\min} = n(\text{e}^-) \cdot \frac{\mathcal{F}}{I} = \frac{2 \cdot S \cdot d \cdot \rho(\text{Sn}) \cdot \mathcal{F}}{M(\text{Sn}) \cdot I} = 148 \text{ s}$$

La durée réelle est supérieure à t_{\min} car, à la cathode, il se forme aussi du dihydrogène selon la réaction électrochimique de demi-équation :

