

# EXERCICES CHAPITRE 8 : SENS D'ÉVOLUTION SPONTANÉE

## Exercice 1: Quotient de réactions

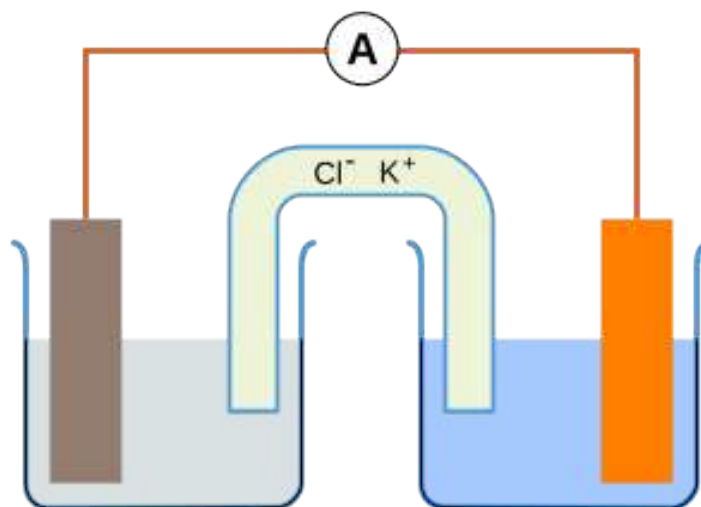
Écrire les quotients des réactions suivantes :

1.  $Cu_{(aq)}^{2+} + Zn_{(s)} \rightleftharpoons Cu_{(s)} + Zn_{(aq)}^{2+}$
2.  $2 Al_{(aq)}^{3+} + 3 Cu_{(s)} \rightleftharpoons 2 Al_{(s)} + 3 Cu_{(aq)}^{2+}$
3.  $2 Ag_{(aq)}^{+} + Zn_{(s)} \rightleftharpoons 2 Ag_{(s)} + Zn_{(aq)}^{2+}$
4.  $2 Au_{(aq)}^{3+} + 3 Hg_{(s)} \rightleftharpoons 2 Au_{(s)} + 3 Hg_{(aq)}^{2+}$

## Exercice 2: Identifier la polarité

Une pile mettant en jeu les couples  $Cd^{2+}_{(aq)} / Cd_{(s)}$  et  $Ag^{+}_{(aq)} / Ag_{(s)}$  permet d'actionner une petite hélice. On relie la pile à un ampèremètre et un résistor montés en série. L'intensité mesurée est négative si la borne COM de l'ampèremètre est reliée à l'électrode d'argent.

1. Schématiser le montage et préciser les bornes de la pile.
2. En déduire l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile.
3. Indiquer le sens de parcours du courant et des électrons
4. Indiquer le mouvement des ions dans le pont salin obtenu à partir d'une solution de chlorure de potassium ( $K^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$ ).
5. Sur chaque demi-pile, indiquer la demi-équation correspondante en précisant le type réaction.
6. Déterminer si le transfert d'électrons est direct ou indirect.

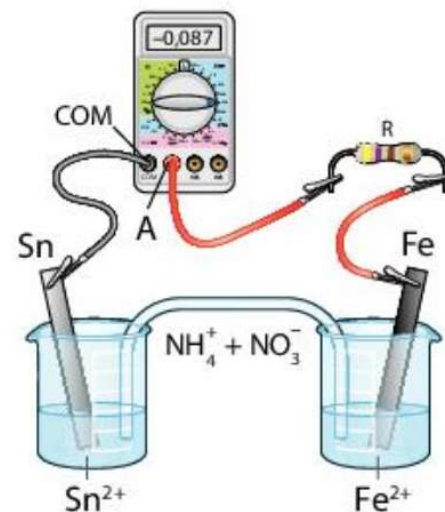


## Exercice 3: Utiliser un ampèremètre

1. Déterminer le sens du courant dans le circuit extérieur de la pile ci-contre.
2. Écrire les demi-équations à l'anode et la cathode
3. En déduire l'équation de la réaction de fonctionnement.
4. Indiquer le mouvement des ions dans le pont salin et préciser son rôle.
5. Justifier la stratégie de séparation des réactifs dans deux demi-piles.

### Données

$Sn^{2+}_{(aq)} / Sn_{(s)}$  et  $Fe^{2+}_{(aq)} / Fe_{(s)}$ .



#### Exercice 4: Déterminer la capacité électrique d'une pile

Une pile est réalisée en associant :

- une plaque de nickel Ni(s) de masse  $m = 25$  g plongeant dans 50,0 mL d'une solution sulfate de nickel telle que  $[\text{Ni}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  ;
- une plaque d'argent Ag (s) plongeant dans 50,0 mL d'une solution de nitrate d'argent telle que  $[\text{Ag}^+] = [\text{Ni}^{2+}]$ .

Lors du fonctionnement de la pile, les ions argent  $\text{Ag}^+$  sont réduits.

1. Écrire l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile.
2. Écrire et calculer le quotient de la réaction à l'état initial  $Q_{r,i}$ .
3. Justifier que le sens direct correspondant à celui de la question 1.
4. Déterminer la capacité électrique de la pile.

#### Données

- $\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Ni}_{(\text{s})}$  et  $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} / \text{Ag}_{(\text{s})}$ .
- $C^0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ ,  $M(\text{Ni}) = 58,7 \text{ g.mol}^{-1}$ .
- $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  et  $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ .
- Constante l'équilibre  $k = 10^{310}$ .

#### Exercice 5: Évaluer des variations de quantités

La pile décrite dans l'exercice 1 est réalisée à partir de deux solutions l'une de chlorure de cadmium ( $\text{Cd}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ ) à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  et l'autre demi-pile par une solution de nitrate d'argent ( $2\text{Ag}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ ) à  $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$  également. La pile fonctionne pendant 3,0 heures en débitant un courant d'intensité constante  $I = 10 \text{ mA}$ .

1. Calculer la concentration en ions apportés en Argent  $\text{Ag}^+$  et Cadmium  $\text{Cd}^{2+}$ .
2. Écrire et calculer le quotient de la réaction à l'état initial  $Q_{r,i}$ .
3. Justifier que le sens direct correspondant à celui de la question 2 de l'exercice 1.
4. Déterminer la quantité d'électricité débitée par la pile pendant 3,0 heures.
5. En déduire le dépôt de la masse à l'électrode d'Argent.

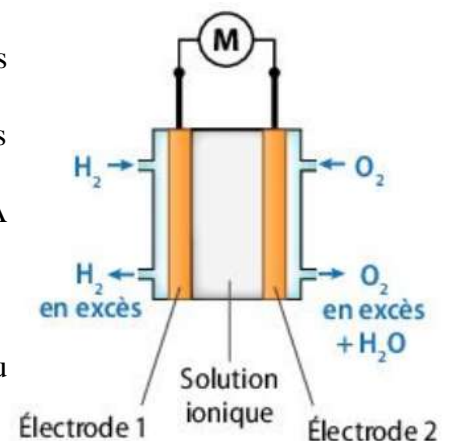
#### Données

- $F = 96\,500 \text{ C.mol}^{-1}$ ,  $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g.mol}^{-1}$ .
- Constante l'équilibre  $k = 10^{110}$ .

#### Exercice 6: Les avions hybrides

Des avionneurs s'intéressent à un concept d'avion hybride dont les trajets au sol seraient alimentés par une pile à combustible. Lors du freinage, une partie de l'énergie cinétique est convertie en énergie chimique, stockée sous forme de dihydrogène grâce à un dispositif situé dans la soute. Lors du roulage, le processus inverse utilise le dihydrogène pour produire de l'électricité.

1. Nommer le type de dispositif évoqué dans la dernière phrase.
2. Ce dispositif est présenté ci-contre. Établir les équations des réactions électrochimiques se produisant aux électrodes 1 et 2.
3. Recopier le schéma du dispositif et indiquer le sens de circulation des électrons et le sens conventionnel du courant.
  - a. Le dispositif débite un courant d'intensité de valeur  $I = 100 \text{ A}$  pendant  $\Delta t = 8,0 \text{ h}$ . Calculer la charge électrique  $Q$  débitée.
  - b. Calculer la masse de dihydrogène gazeux consommé.
  - c. En déduire le volume de dihydrogène consommé.
4. Commenter la valeur et proposer une forme de stockage du dihydrogène  $\text{H}_2(\text{g})$



#### Données

- $\text{H}^+_{(\text{aq})} / \text{H}_2(\text{g})$  ;  $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ .
- $\rho(\text{H}_2(\text{g})) = 9,0 \times 10^{-2} \text{ kg.m}^{-3}$  ;  $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$ .
- Volume moyen de kérosène dans un airbus 380 :  $320 \text{ m}^3$ .
- $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  et  $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ .

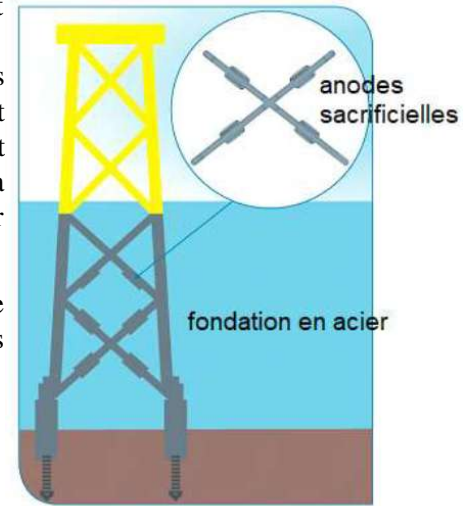
## Exercice 7: PROTECTION DES FONDATIONS EN ACIER DES ÉOLIENNES EN MER (5 POINTS)

Un projet de parc éolien en mer, celui des îles d'Yeu et de Noirmoutier, prévoit l'installation de soixante-deux éoliennes.

La méthode de protection contre la corrosion des structures immergées de ces éoliennes a été débattue. La « protection cathodique » envisagée initialement consistait à placer des anodes dites « sacrificielles », composées essentiellement d'aluminium, sur les fondations en acier (95 % de fer) des éoliennes. En effet, la réaction des anodes sacrificielles avec le dioxygène dissous dans l'eau permet par transformation électrochimique de protéger le fer de la corrosion.

Finalement, après concertation, le constructeur du parc lui a préféré un système de protection dit « par courant imposé » qui permet d'éviter le rejet de métaux dans l'environnement.

Dans cet exercice, on s'intéresse seulement au processus de protection cathodique.



### Partie 1 . Protection du fer par l'aluminium

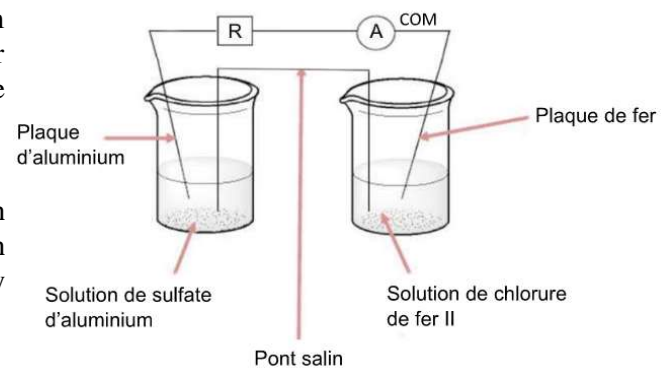
On souhaite vérifier qu'en milieu oxydant on peut protéger le fer de l'oxydation en le mettant en contact électrique avec de l'aluminium qui joue alors le rôle d'anode sacrificielle. Par oxydation, le fer métallique donne des ions Fe II ( $Fe^{2+}$ ) et l'aluminium métallique donne des ions  $Al^{3+}$ .

On réalise la pile ci-contre.

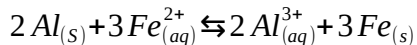
Dans un bécher, on verse un volume  $V_1 = 50,0$  mL de solution aqueuse de chlorure de fer II ( $Fe^{2+}_{(aq)} + 2 Cl^{-}_{(aq)}$ ) de concentration apportée en quantité de matière  $C_1 = 1,0 \times 10^{-1}$  mol.L<sup>-1</sup> puis on y plonge une plaque de fer.

Dans un second bécher, on verse un volume  $V_2 = 50,0$  mL d'une solution de sulfate d'aluminium ( $2Al^{3+}_{(aq)} + 3SO_4^{2-}_{(aq)}$ ) de concentration apportée en quantité de matière  $C_2 = 5,0 \times 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup> puis on y plonge une plaque d'aluminium.

Les deux béchers sont reliés par un pont salin et les deux plaques métalliques sont reliées par un ampèremètre et une résistance montés en série.



L'équation de la réaction qui modélise la transformation susceptible de se produire s'écrit :



La constante d'équilibre  $K$  associée à cette réaction à 25 °C est égale à  $10^{166}$ .

- 1.1 Exprimer le quotient de réaction initial  $Q_{ri}$ .
  - 1.2 Calculer, à l'état initial, la valeur de la concentration en quantité de matière des ions  $Al^{3+}_{(aq)}$  et celle des ions  $Fe^{2+}_{(aq)}$ .
  - 1.3 Calculer la valeur du quotient de réaction initial  $Q_{ri}$  puis en déduire le sens d'évolution spontanée de la transformation.
  - 1.4 En déduire la réaction se produisant à l'électrode d'aluminium.
- L'ampèremètre figurant sur le schéma indique une valeur d'intensité électrique négative.
- 1.5 Montrer que cette valeur négative est cohérente avec la réponse à la question précédente.
- L'anode est l'électrode siège d'une oxydation. La cathode est l'électrode siège d'une réduction.
- 1.6 Identifier l'électrode qui joue le rôle d'anode dans la pile.

### Partie 2 . Masse d'aluminium nécessaire à la protection de la structure métallique d'une éolienne

Le dioxygène dissous dans l'eau réagit préférentiellement avec l'aluminium de l'anode sacrificielle plutôt qu'avec le fer de la structure immergée de l'éolienne.

On souhaite évaluer la masse d'aluminium nécessaire à la protection de la structure d'une éolienne, c'est-à-dire à la protection cathodique.

### Données :

- Couples oxydant/réducteur mis en jeu :  $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} / \text{Al}_{(\text{s})}$  ;  
 $\text{O}_{2(\text{aq})} / \text{HO}^{-}_{(\text{aq})}$
- Demi-équation du couple  $\text{O}_{2(\text{aq})} / \text{HO}^{-}_{(\text{aq})}$  :
- $\text{O}_{2(\text{aq})} + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^{-} = 4 \text{HO}^{-}_{(\text{aq})}$
- Constante de Faraday  $F = 96,5 \times 10^3 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Constante d'Avogadro  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- Charge élémentaire  $e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$
- Masse molaire de l'aluminium  $M_{\text{Al}} = 27,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- La capacité électrique  $Q$  d'une pile est reliée à l'intensité  $I$  du courant électrique débité et à la durée de fonctionnement  $\Delta t$  par la relation :  
$$Q = I \cdot \Delta t$$

**2.1** Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique de corrosion de l'aluminium par le dioxygène dissous.

L'étude théorique des transferts d'électrons entre l'anode en aluminium et la structure d'une éolienne montre qu'une protection efficace correspond à un courant électrique d'intensité  $I$  de l'ordre de 400 A.

**2.2** En explicitant le raisonnement, calculer la masse d'aluminium nécessaire à la « protection cathodique » pendant une durée de 25 ans.

**2.3** Citer au moins un argument expliquant que le constructeur ait finalement renoncé à la protection par anode sacrificielle.