

BACCALAURÉAT TECHNOLOGIQUE BLANC SÉRIE STL

spécialité sciences physiques et chimiques en laboratoire

Épreuve d'évaluation des compétences expérimentales

Durée 2h – coefficient 6

CORROSION ET ELECTROZINGAGE

Partie A : Etude du phénomène de corrosion.

Partie B : Electrozingage d'une plaque d'acier.

Fiche 3 : ÉNONCÉ DESTINÉ AU CANDIDAT ET DOCUMENT RÉPONSE

Durée de l'épreuve : 2 h

Coefficient : 6

Nom :		N° inscription :	
Prénom :		Centre d'examen :	

Ce sujet comporte 12 pages y compris le document réponse sur lequel le candidat doit consigner ses réponses. Le candidat doit restituer ce document avant de sortir de la salle d'examen.

Le candidat doit agir en autonomie et faire preuve d'initiative tout au long de l'épreuve.

En cas de difficulté, le candidat peut solliciter l'examineur afin de pouvoir continuer la tâche. La demande de précisions sur la tâche à effectuer n'entraîne pas systématiquement une pénalisation. Le candidat doit être rassuré à ce niveau.

L'examineur peut intervenir à tout moment, s'il le juge utile.

L'utilisation de la calculatrice est autorisée.

PARTIE A : LA CORROSION :

La corrosion est un fléau industriel. On estime en effet que 20 % de la production mondiale d'acier (mélange de fer et de carbone, contenant moins de 2 % de carbone) sont perdus chaque année sous forme de rouille. On a observé que l'oxydation du fer par le dioxygène était accentuée en milieu humide et salé.

Pour comprendre ce phénomène, vous allez réaliser quelques expériences simples.

1- Tests préalables d'identification des ions :

Proposer un protocole simple pour réaliser trois expériences permettant de compléter le tableau ci-dessous.

Appel n°1 : appeler l'examineur pour lui présenter la proposition de protocole expérimental ou en cas de difficulté

	Ions à tester	Réactif test	Observations
Tube 1	ion fer (II) $\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$	ion hexacyanoferrate (III) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	
Tube 2	ion zinc (II) $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}$	ion hexacyanoferrate (III) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	
Tube 3	ion hydroxyde $\text{HO}^{-}_{(aq)}$	Phénolphtaléine	

Appel n°2 : appeler l'examineur pour lui présenter vos observations ou en cas de difficulté

2- Modélisation de la corrosion de l'acier en milieu maritime :

Protocole : Dans une même boîte de Pétri, réaliser les trois expériences suivantes :

Expérience 1 : Poser un clou en fer nettoyé et un autre en acier zingué

Expérience 2 : Poser un clou en fer et le mettre au contact d'une lame de zinc

Expérience 3 : Poser un clou en fer partiellement entouré d'un fil de cuivre, avec un bon contact entre les deux métaux

Recouvrir toutes les expériences de solution corrosive

Remarque : La solution corrosive salée simule le milieu marin. Elle contient du chlorure de sodium NaCl à 25 g/L, de l'agar-agar (gélifiant) à 10 g/L, de l'hexacyanoferrate de potassium $K_3[Fe(CN)_6]$ à 1 g/L et quelques millilitres de phénolphtaléine.

Laisser « agir » pendant 30 minutes.

Noter vos observations (schémas possibles)

Appel n°3 : appeler l'examineur pour lui présenter les résultats de vos expériences et vos observations ou en cas de difficulté

3. Interprétation

Données :

Les couples oxydant/réducteur mis en jeu sont : $O_2(g) / HO^-(aq)$; $Fe^{2+}(aq) / Fe(s)$; $Zn^{2+}(aq) / Zn(s)$.

On donne la demi-équation pour le couple $O_2(g) / HO^-(aq)$: $O_2(g) + 4e^- + 2 H_2O = 4 HO^-(aq)$

Couleurs de la phénolphtaléine	forme acide	zone de virage	forme basique
	incolore	pH 8,2 à pH 10,0	rose

a. Exploitation de l'expérience réalisée avec le clou en fer seul :

1. D'après vos observations et en utilisant les tests caractéristiques réalisés dans la première partie, trouver quels sont les ions apparus dans les parties extrêmes et dans la partie centrale du clou .
2. Écrire la demi-équation électronique traduisant la transformation du métal fer aux extrémités du clou.
3. Écrire la demi-équation électronique traduisant la transformation qui a lieu dans la partie centrale du clou.
4. En déduire l'équation de la réaction d'oxydoréduction modélisant la transformation chimique se produisant à la surface du clou.
5. Pour interpréter les observations faites avec le clou en fer, on suppose que le clou se comporte comme une micropile, puisque l'oxydation et la réduction se produisent dans des zones distinctes (pour simplifier, on étudiera la partie centrale et une seule des deux extrémités). Comme dans toute pile classique, l'électroneutralité du milieu est assurée par le déplacement des ions, ici dans le gel salin.

Compléter la figure 1 en indiquant :

- les zones d'oxydation et de réduction ;
- les zones anodique et cathodique.

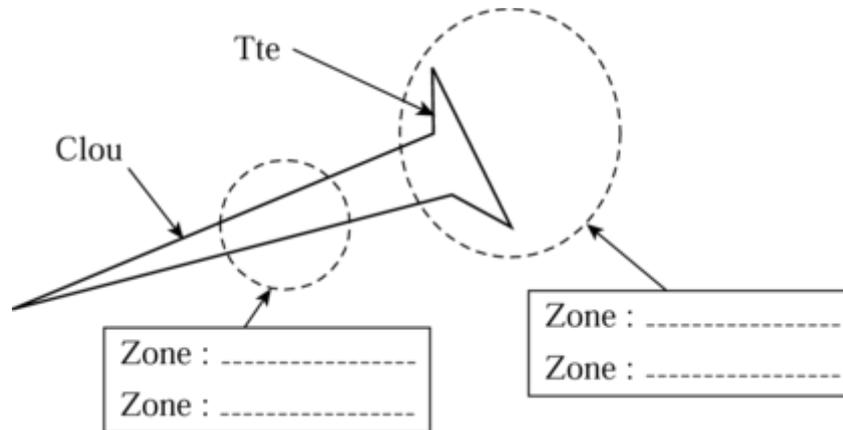


Figure 1

Appeler l'examineur en cas de difficulté

b. Exploitation de l'expérience du clou en fer au contact de la lame de zinc :

1. Quel est, des deux métaux, celui qui est oxydé ? Justifier.
2. Utiliser les résultats de cette expérience pour expliquer pourquoi les constructeurs de bateaux fixent des blocs de zinc sur la coque en acier des navires.
3. Un marin veut s'assurer de la bonne protection de la coque de son bateau par ce procédé. Pour cela, il branche un voltmètre, en mode continu, entre la coque en acier et le bloc de zinc. La borne COM du voltmètre étant reliée à la coque en acier et la borne V au bloc de zinc, le voltmètre indique « - 320 mV ».

3.a. En admettant que l'association (coque en acier, eau de mer, bloc de zinc) forme une **pile**, déduire de cette mesure les polarités de cette pile.

3.b. La protection est-elle assurée ? Justifier.

Appeler l'examineur en cas de difficulté

c. Exploitation de l'expérience du clou en fer entouré de cuivre :

1. Les couples mis en jeu sont Fe^{2+}/Fe et O_2/H_2O . En déduire deux demi-équations d'oxydoréduction qui interprètent respectivement les transformations au niveau de l'électrode de cuivre et celle de fer. Préciser pour chacune s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction. Vérifier que ces équations interprètent bien ce qu'on observe suite à l'expérience ci-dessus.
2. En déduire l'équation de la réaction qui modélise l'évolution du système chimique.

Appeler l'examineur en cas de difficulté

PARTIE B. Protection par revêtement métallique : électrozingage

L'un des procédés utilisé pour protéger l'acier de la corrosion est de l'isoler de l'atmosphère en le recouvrant d'un revêtement métallique. Des plaques d'acier sont ainsi recouvertes d'une fine couche de zinc, on dit qu'elles sont « galvanisées ». Grâce au pouvoir couvrant de cette couche de zinc, l'acier n'est pas au contact des oxydants atmosphériques et ne subit pas de corrosion.

Pour cela, on procède à l'électrolyse d'une solution aqueuse de sulfate de zinc ($Zn^{2+} + SO_4^{2-}$) à 15 g.L^{-1} . Dans ce bain électrolytique, on plonge une plaque à recouvrir et on utilise une lame de zinc comme seconde électrode.

L'ensemble doit être lentement agité durant toute la durée de l'électrolyse par un dispositif d'agitation magnétique. Le dépôt durera 40 minutes, mesurées précisément au chronomètre.

1. Etude préliminaire :

1. Réaliser un schéma clair, précis et complet du montage d'électrolyse à réaliser.
2. Quelle électrode est la cathode ? Justifier par l'écriture de la demi-équation correspondante.
3. Quelle est l'anode ? Justifier par l'écriture de la demi-équation correspondante.
4. Quelle est la réaction globale de l'électrolyse ?
5. Indiquer le sens conventionnel du courant et celui des électrons.

Appel n°4: appeler l'examineur pour lui présenter votre schéma ou en cas de difficulté

2. Réalisation de l'électrodéposition :

Après validation du schéma, nettoyer l'électrode d'acier avec le grattoir et le liquide vaisselle. La plaque doit être parfaitement propre.

Peser précisément les électrodes

Appel n°5: appeler l'examineur pour lui présenter votre pesée ou en cas de difficulté

Réaliser le montage sans allumer le générateur.

Appel n°6 : appeler l'examineur pour lui présenter votre montage ou en cas de difficulté

Après vérification du montage, lancer une agitation douce, allumer le générateur et fixer la tension à 12V ou 15 V. Noter l'intensité I du courant. Réaliser l'électrodéposition de zinc durant 40 mn précisément en veillant à maintenir constante l'intensité du courant.

Appeler l'examineur en cas de difficulté

3. Quantité de métal déposé :**a. Préviation théorique :**

Données : charge élémentaire d'un électron en valeur absolue : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

$$1F = 1,6 \cdot 10^{-19} \times 6,02 \cdot 10^{23} = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$$

masses molaires : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$.

masse volumique du zinc : $\rho = 7,14 \text{ g.cm}^{-3}$.

La quantité de métal déposé dépend de la durée d'expérience et de l'intensité du courant d'électrolyse. Sachant que l'électrolyse a duré 40 mn sous une intensité constante $I = \dots\dots$, et que la masse molaire du zinc est de $65,4 \text{ g.mol}^{-1}$, calculer la masse de zinc théoriquement déposée sur la plaque d'acier.

Appeler l'examineur en cas de difficulté

b. Vérification expérimentale :

Après 40 mn d'électrolyse, récupérer délicatement la plaque d'acier galvanisé et la sécher avec un sèche-cheveux en prenant soin de ne pas décrocher le dépôt de zinc. Peser la plaque et comparer le résultat théorique à la préviation expérimentale.

Appel n°7 : appeler l'examineur pour lui présenter votre plaque et votre pesée ou en cas de difficulté

Conclure.

DOCUMENT RÉPONSE À RENDRE

Nom :		N° inscription :	
Prénom :		Centre d'examen :	

PARTIE A : LA CORROSION :**1- Tests préalables d'identification des ions :**

Proposer un protocole simple pour réaliser trois expériences permettant de compléter le tableau :

	Ions à tester	Réactif test	Observations
Tube 1	ion fer (II) $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$	ion hexacyanoferrate (III) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	
Tube 2	ion zinc (II) $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$	ion hexacyanoferrate (III) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	
Tube 3	ion hydroxyde $\text{HO}^{-}_{(\text{aq})}$	Phénolphtaléine	

2- Modélisation de la corrosion de l'acier en milieu maritime :

Réaliser votre protocole et noter vos observations (schémas possibles) :

3. Interprétation

a. Exploitation de l'expérience réalisée avec le clou en fer seul :

1. D'après vos observations et en utilisant les tests caractéristiques réalisés dans la première partie, trouver quels sont les ions apparus dans les parties extrêmes et dans la partie centrale du clou .

2. Écrire la demi-équation électronique traduisant la transformation du métal fer aux extrémités du clou.

3. Écrire la demi-équation électronique traduisant la transformation qui a lieu dans la partie centrale du clou.

4. En déduire l'équation de la réaction d'oxydoréduction modélisant la transformation chimique se produisant à la surface du clou.

5. Pour interpréter les observations faites avec le clou en fer, on suppose que le clou se comporte comme une micropile, puisque l'oxydation et la réduction se produisent dans des zones distinctes (pour simplifier, on étudiera la partie centrale et une seule des deux extrémités). Comme dans toute pile classique, l'électroneutralité du milieu est assurée par le déplacement des ions, ici dans le gel salin.

Compléter la figure 1 en indiquant :

- les zones d'oxydation et de réduction ;
- les zones anodique et cathodique.

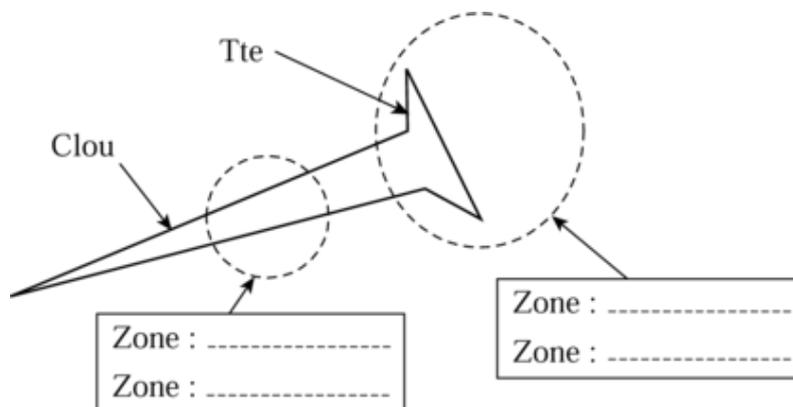


Figure 1

b. Exploitation de l'expérience du clou au contact de la lame de zinc :

1. Quel est, des deux métaux, celui qui est oxydé ? Justifier.

2. Utiliser les résultats de cette expérience pour expliquer pourquoi les constructeurs de bateaux fixent des blocs de zinc sur la coque en acier des navires.

3. Un marin veut s'assurer de la bonne protection de la coque de son bateau par ce procédé. Pour cela, il branche un voltmètre, en mode continu, entre la coque en acier et le bloc de zinc. La borne COM du voltmètre étant reliée à la coque en acier et la borne V au bloc de zinc, le voltmètre indique « - 320 mV ».

3.a. En admettant que l'association (coque en acier, eau de mer, bloc de zinc) forme une pile, déduire de cette mesure les polarités de cette pile.

3.b. La protection est-elle assurée ? Justifier.

c. Exploitation de l'expérience du clou en fer entouré de cuivre :

1. Les couples mis en jeu sont Fe^{2+}/Fe et $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$. En déduire deux demi-équations d'oxydoréduction qui interprètent respectivement les transformations au niveau de l'électrode de cuivre et celle de fer. Préciser pour chacune s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction. Vérifier que ces équations interprètent bien ce qu'on observe suite à l'expérience ci-dessus.

2. En déduire l'équation de la réaction qui modélise l'évolution du système chimique.

II. Protection par revêtement métallique : électrozingage

1. Etude préliminaire :

1. Réaliser un schéma clair, précis et complet du montage d'électrolyse à réaliser.

2. Quelle électrode est la cathode ? Justifier par l'écriture de la demi-équation correspondante.

3. Quelle est l'anode ? Justifier par l'écriture de la demi-équation correspondante.

4. Quelle est la réaction globale de l'électrolyse ?

5. Indiquer le sens conventionnel du courant et celui des électrons.

2. Réalisation de l'électrodéposition :

Intensité du courant :

Masses des électrodes avant de réaliser l'électrozingage :

3. Quantité de métal déposé :**a. Prévision théorique :**

Données : charge élémentaire d'un électron en valeur absolue : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

$$1F = 1,6 \cdot 10^{-19} \times 6,02 \cdot 10^{23} = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$$

masses molaires : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$.

masse volumique du zinc : $\rho = 7,14 \text{ g.cm}^{-3}$.

La quantité de métal déposé dépend de la durée d'expérience et de l'intensité du courant d'électrolyse. Sachant que l'électrolyse a duré 40 mn sous une intensité constante $I = \dots\dots\dots$, et que la masse molaire du zinc est de $65,4 \text{ g.mol}^{-1}$, calculer la masse de zinc théoriquement déposée sur la plaque d'acier.

b. Vérification expérimentale :

Après 40 mn d'électrolyse, récupérer délicatement la plaque d'acier galvanisé et la sécher en prenant soin de ne pas décrocher le dépôt de zinc. Peser la plaque et comparer le résultat théorique à la prévision expérimentale.

Conclure.