

**BACCALAURÉAT GÉNÉRAL**

**Épreuve pratique de l'enseignement de spécialité physique-chimie  
Évaluation des Compétences Expérimentales**

Cette situation d'évaluation fait partie de la banque nationale.

**ÉNONCÉ DESTINÉ AU CANDIDAT**

NOM :	Prénom :
Centre d'examen :	n° d'inscription :

Cette situation d'évaluation comporte **cinq** pages sur lesquelles 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 lui permettre de continuer la tâche.

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

L'usage de calculatrice avec mode examen actif est autorisé. L'usage de calculatrice sans mémoire « type collège » est autorisé.

**CONTEXTE DE LA SITUATION D'ÉVALUATION**

Omniprésent dans l'industrie, le fer est notamment utilisé pour construire des bateaux. Cependant, à l'air libre, en présence d'humidité, il subit une oxydation en formant de la rouille. Afin d'y remédier, une des méthodes est de le préserver grâce au principe de « l'anode sacrificielle » : cette méthode consiste à oxyder un métal plus réducteur afin de protéger le fer.

***Le but de cette épreuve est de choisir parmi deux métaux celui qui pourrait être utilisé comme anode sacrificielle pour un bateau et de déterminer au bout de combien de temps il faudrait changer cette anode.***

## INFORMATIONS MISES À DISPOSITION DU CANDIDAT

### Capacité électrique et durée de fonctionnement

La capacité électrique est la charge électrique maximale que peut fournir une pile. Cette capacité peut être calculée grâce à la relation :

$$Q = n_e \cdot F$$

Avec :

$Q$  : charge électrique maximale que peut fournir la pile, exprimée en Coulombs (C)

$n_e$  : quantité de matière d'électrons en moles (mol)

$F$  : constante de Faraday ;  $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

La durée maximale de fonctionnement d'une pile peut être calculée à partir de la relation :

$$I = \frac{Q}{\Delta t}$$

Avec :

$I$  : intensité du courant circulant à l'extérieur de la pile en Ampères (A), supposée constante

$Q$  : charge électrique maximale que peut fournir la pile, exprimée en Coulombs (C)

$\Delta t$  : durée maximale de fonctionnement de la pile en secondes (s)

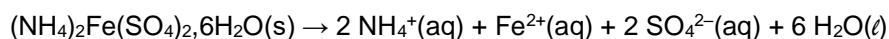
### Données utiles

Masses molaires :  
du zinc :  $M_{\text{Zn}} = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$   
du fer :  $M_{\text{Fe}} = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$   
du sel de Mohr hydraté :  $M_{\text{sel de Mohr}} = 392,18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

## TRAVAIL À EFFECTUER

### 1. Préparation d'une solution d'ions fer II (20 minutes conseillées)

Le sel de Mohr est un solide ionique hydraté de formule chimique  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . L'équation de dissolution du sel de Mohr dans l'eau s'écrit :



On souhaite préparer 100,0 mL d'une solution contenant des ions  $\text{Fe}^{2+}$  à la concentration  $[\text{Fe}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  à partir de sel de Mohr solide.

À l'aide du matériel et des informations mises à disposition, proposer un protocole de préparation de la solution contenant des ions  $\text{Fe}^{2+}$ .

$$m = n \times M$$

$$m = C \times V \times M$$

$$m = 1,0 \times 10^{-2} \times 100,0 \times 10^{-3} \times 392,18$$

$$m = 0,39 \text{ g}$$



À l'aide d'une balance, peser précisément 0,39 g de sel de Mohr solide.

À l'aide d'un entonnoir, introduire le soluté dans une fiole jaugée de 100,0 mL.

Ajouter de l'eau distillée jusqu'aux trois quarts de la fiole et agiter doucement pour dissoudre complètement le soluté.

Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

Homogénéiser la solution en bouchant la fiole et en la retournant plusieurs fois.

APPEL n°1		
	Appeler le professeur pour lui présenter le protocole ou en cas de difficulté	

Mettre en œuvre le protocole.

**A faire expérimentalement.**

**2. Étude des piles cuivre-fer et fer-zinc** (20 minutes conseillées)

On souhaite réaliser une pile à base de cuivre ( $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ ) et de fer ( $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ ) dont le schéma du montage est donné ci-dessous. Légender ce schéma.

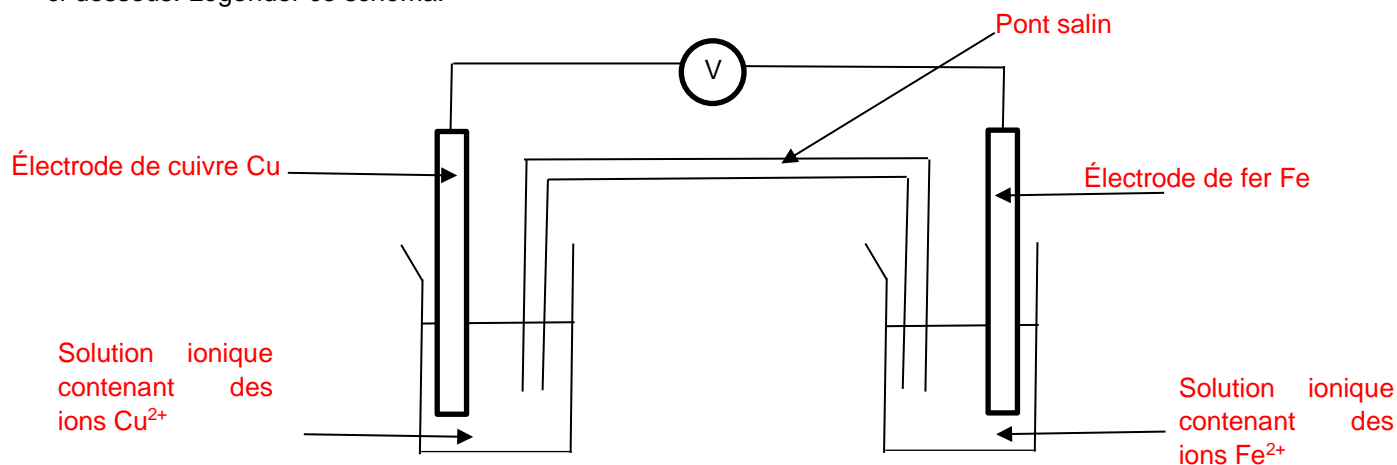


Schéma du montage d'une pile cuivre-fer

Mettre en œuvre le montage en utilisant les solutions à disposition, dont la solution préparée dans la partie 1, les lames de métal et les différents éléments mis à disposition.

Mesurer la tension à vide de la pile.

Tension à vide = **Valeur expérimentale.**

En déduire la polarité de la pile en justifiant la réponse.

**On obtient une valeur positive lorsque la borne COM du voltmètre est connectée à l'électrode de fer. Ainsi, l'électrode de fer est la borne négative et que l'électrode de cuivre est la borne positive.**

On souhaite maintenant réaliser une pile à base de zinc ( $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ ) et de fer ( $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ ) dont le schéma du montage est donné ci-dessous.

Légender ce schéma.

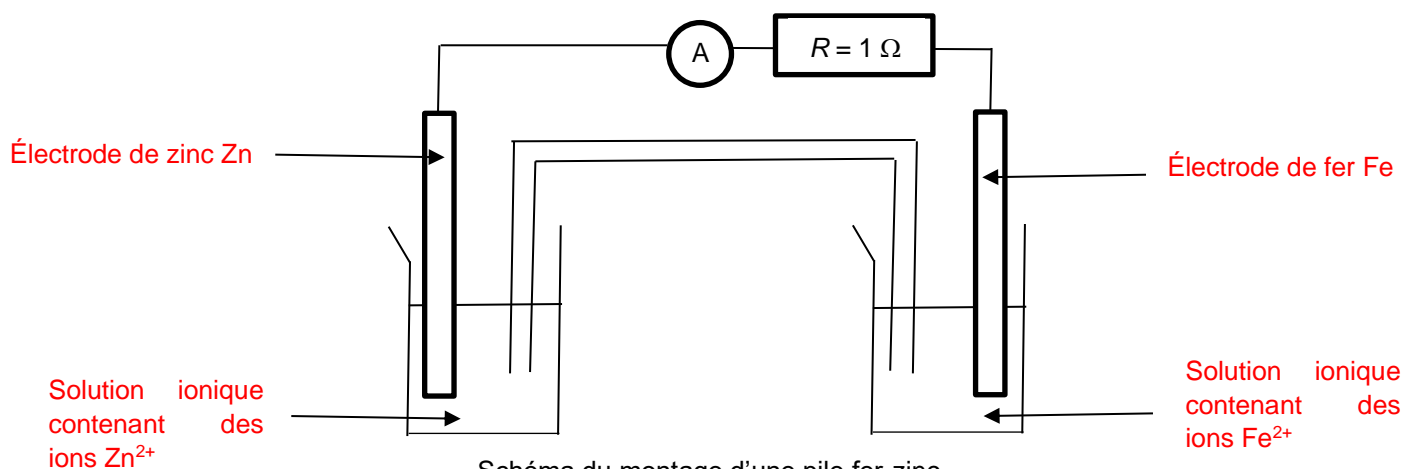


Schéma du montage d'une pile fer-zinc

Mettre en œuvre le montage et mesurer l'intensité  $I$  du courant électrique circulant à l'extérieur de la pile.

$I$  = **Valeur expérimentale.**

Indiquer sur le schéma le sens de déplacement des électrons et le sens du courant électrique. Justifier brièvement.  
On obtient une valeur positive lorsque la borne COM du voltmètre est connectée à l'électrode de zinc. Ainsi, l'électrode de zinc est la borne négative et que l'électrode de fer est la borne positive.

Les électrons circulent de la borne négative (électrode de zinc) vers la borne positive (électrode de fer).  
Le courant électrique, quant à lui, circule dans le sens opposé, de la borne positive (électrode de fer) vers la borne négative (électrode de zinc).

Écrire les demi-équations puis l'équation de la réaction modélisant le fonctionnement de la pile.

À l'anode (borne négative) : le zinc s'oxyde :  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

À la cathode (borne positive) : le fer se réduit :  $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$

### 3. Anode sacrificielle et temps d'utilisation (20 minutes conseillées)

À partir des deux piles réalisées ci-dessus, indiquer dans quel cas le métal fer est consommé et en déduire le métal à choisir pour protéger le fer qui est utilisé pour fabriquer un bateau, afin qu'il se corrode le moins possible. Justifier.

Analyse des deux piles réalisées :

1. Pile  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  et  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  : le fer est consommé.

2. Pile  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  et  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  : le zinc est consommé

Pour protéger le fer, il faut le coupler avec un métal qui s'oxydera à sa place

D'après les résultats des piles :

- Avec le cuivre, le fer est consommé : le cuivre ne protège pas le fer.

- Avec le zinc, le zinc est consommé : le fer est protégé

Ainsi, on utilise le zinc pour protéger le fer d'un bateau.

La méthode dite de l'« anode sacrificielle » consiste à oxyder un métal plus réducteur que le fer afin de protéger ce dernier. Justifier l'expression « anode sacrificielle ».

L'expression « anode sacrificielle » vient du fait que le métal protecteur (ici le zinc) se sacrifie en se corrodant à la place du fer, afin de protéger ce dernier.

L'anode envisagée a une masse de  $m_{\text{anode}} = 10,0 \text{ kg}$ . Il est recommandé de la changer lorsqu'elle a perdu la moitié de sa masse.

À partir de la valeur de l'intensité mesurée  $I$ , estimer la durée de vie de cette anode sacrificielle. Commenter le résultat obtenu.

À partir de la valeur de l'intensité mesurée  $I$ , estimer la durée de vie de cette anode sacrificielle. Commenter le résultat obtenu.

$$Q = I \times \Delta t$$

$$\Delta t = \frac{Q}{I}$$

$$\text{Or } Q = n_{\text{e}^-} \times F$$

$$\Delta t = \frac{n_{\text{e}^-} \times F}{I}$$

$$\text{Or d'après la demi équation } \text{Zn}_{(\text{s})} = \text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+} + 2\text{e}^- : n_{\text{Zn}} = \frac{n_{\text{e}^-}}{2} : n_{\text{e}^-} = 2 \times n_{\text{Zn}}$$

$$\Delta t = \frac{2 \times n_{\text{Zn}} \times F}{I}$$



Or

$$n_{\text{Zn}} = \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}}$$

$$\Delta t = \frac{2 \times \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} \times F}{I}$$

$$\Delta t = \frac{2 \times \frac{5,0 \times 10^3}{65,4} \times 96\,500}{\text{Valeur expérimentale trouvée}}$$

Si le temps trouvé est grand, la solution est intéressante et si le temps est petit, il faut trouver une autre solution pour protéger le fer.

APPEL FACULTATIF		
	Appeler le professeur en cas de difficulté	

Défaire le montage et ranger la paillasse avant de quitter la salle.