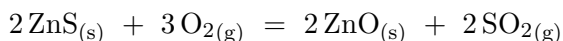


## Exercice 1 – Métallurgie du zinc

Dans la nature, le zinc (Zn) se rencontre dans la blende, minerai constitué essentiellement de sulfure de zinc solide  $\text{ZnS}_{(s)}$ . Pour récupérer le métal zinc  $\text{Zn}_{(s)}$ , dont la principale utilisation est l'élaboration de l'acier zingué, la blende subit des transformations physico-chimiques. La blende est transformée en calcine (constituée principalement de  $\text{ZnO}_{(s)}$ ) au moyen d'une opération appelée grillage. La calcine est alors traitée par hydrométallurgie pour obtenir le métal zinc quasiment pur.

### 1. Grillage de la blende

Le principe du grillage consiste à transformer le sulfure de zinc solide  $\text{ZnS}_{(s)}$  (constituant principal de la blende) en oxyde de zinc solide  $\text{ZnO}_{(s)}$  (constituant principal de la calcine). Le grillage est effectué en chauffant fortement le sulfure de zinc en présence du dioxygène de l'air. L'équation de la réaction associée à la transformation s'écrit :



Déterminer la masse  $m_{\text{ZnS}}$  de sulfure de zinc qu'il faut utiliser pour produire une masse  $m_{\text{ZnO}} = 1,0 \times 10^3$  kg d'oxyde de zinc. On pourra éventuellement utiliser un tableau descriptif de l'évolution du système chimique.

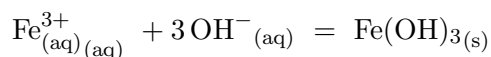
Données : masses molaires atomiques en  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$  :  $M(\text{O}) = 16,0$  ;  $M(\text{S}) = 32,1$  et  $M(\text{Zn}) = 65,4$ .

### 2. Obtention du zinc par hydrométallurgie

L'obtention du zinc par hydrométallurgie se déroule en plusieurs étapes : lixiviation, élimination des ions fer (III), cémentation et enfin électrolyse.

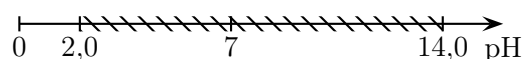
#### 2.1. Lixiviation et élimination des ions fer (III)

Au cours de l'étape appelée lixiviation, la calcine issue du grillage est attaquée par une solution d'acide sulfurique. La solution obtenue contient des ions  $\text{Zn}^{2+}$  mais également un grand nombre d'impuretés. Parmi ces impuretés figurent les ions fer (III)  $\text{Fe}_{(aq)}^{3+}$  qu'on élimine par précipitation avec les ions hydroxyde  $\text{OH}^-$ . L'équation de la réaction est :

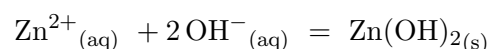


Une décantation permet de séparer la solution des résidus insolubles tel que l'hydroxyde de fer (III)  $\text{Fe}(\text{OH})_{3(s)}$ .

L'hydroxyde de fer (III)  $\text{Fe}(\text{OH})_{3(s)}$  commence à précipiter dès que le pH est supérieur à 2,0. Le domaine d'existence de l'espèce  $\text{Fe}(\text{OH})_{3(s)}$  en fonction du pH est hachuré sur le diagramme ci-dessous :



En présence d'ions hydroxyde, les ions zinc peuvent également précipiter selon l'équation :



La valeur de la constante d'équilibre associée à cette équation est :  $K = 10^{17}$  à  $25^\circ\text{C}$ .

- 2.1.1. Donner l'expression littérale de la constante d'équilibre  $K$  associée à l'équation précédente.
- 2.1.2. Pour une concentration molaire effective en ions zinc  $[\text{Zn}^{2+}] = 2,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , calculer la concentration molaire effective en ions hydroxyde  $[\text{OH}^-]$  lorsque l'hydroxyde de zinc (II)  $\text{Zn}(\text{OH})_{2(s)}$  commence à précipiter.
- 2.1.3. En déduire la valeur du pH pour laquelle l'hydroxyde de zinc (II) commence à précipiter.  
Donnée : produit ionique de l'eau à  $25^\circ\text{C}$  :  $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$ .
- 2.1.4. Sur le diagramme fourni en ANNEXE indiquer le pH de début de précipitation de l'hydroxyde de zinc (II) et hachurer le domaine d'existence de l'espèce  $\text{Zn}(\text{OH})_{2(s)}$ .
- 2.1.5. Dans quel intervalle de pH se place-t-on industriellement pour faire seulement précipiter l'hydroxyde de fer (III) ? Justifier la réponse.

#### 2.2. Cémentation

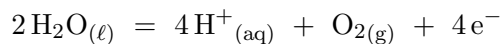
La cémentation est une opération de purification qui vise à débarrasser la solution contenant les ions  $\text{Zn}^{2+}$ , destinée à l'électrolyse, de cations métalliques gênants tels que  $\text{Cu}^{2+}$ . Ces derniers sont réduits à l'aide d'une poudre de zinc métallique. Le métal cuivre ainsi obtenu se dépose sur le zinc.

- 2.2.1. À l'aide du texte ci-dessus, écrire l'équation de la réaction associée à la transformation entre les ions  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$  et le métal zinc  $\text{Zn}_{(s)}$ . On précisera les couples oxydant / réducteur mis en jeu.
- 2.2.2. Nommer une technique de laboratoire simple permettant de séparer la solution destinée à l'électrolyse des impuretés solides.

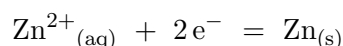
### 2.3. Électrolyse

Industriellement, l'électrolyse est réalisée dans de grandes cuves. Le zinc métallique obtenu est très pur. L'intensité du courant électrique dans le circuit atteint  $1,0 \times 10^5$  A. La solution électrolytique est recyclée lorsque sa teneur en ions  $\text{Zn}^{2+}$  a atteint le tiers de sa valeur initiale.

Les électrodes en alliage de plomb sont le siège d'une réaction dont l'équation est :



Les électrodes en aluminium sont le siège d'une réaction dont l'équation est :



**2.3.1.** Le zinc métallique se dépose-t-il aux électrodes appelées anode ou cathode ? Justifier la réponse.

**2.3.2.** On considère une solution de concentration molaire effective initiale en ions  $\text{Zn}^{2+}$   $[\text{Zn}^{2+}] = 2,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et de volume  $V = 1,0 \times 10^3$  L. Déterminer la durée d'électrolyse  $\Delta t$  nécessaire pour atteindre une concentration molaire effective finale en ions  $\text{Zn}^{2+}$  telle que  $[\text{Zn}^{2+}] = 0,76 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , sachant que l'intensité  $I$  du courant électrique traversant le circuit est supposée constante et égale à  $1,0 \times 10^5$  A.

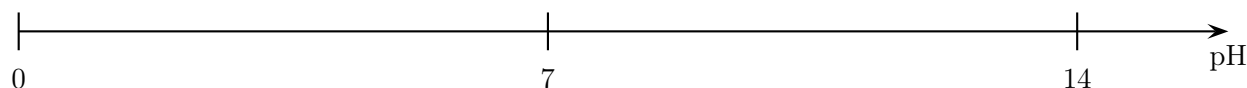
Données :

Charge élémentaire  $e = 1,60 \times 10^{-19}$  C

Constante d'Avogadro  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Constante de Faraday  $\mathcal{F} = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

## Annexe de l'exercice 1 – À rendre avec la copie



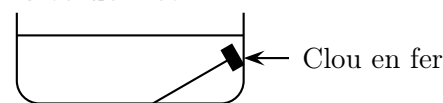
### Exercice 2 – Corrosion et protection des métaux

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.

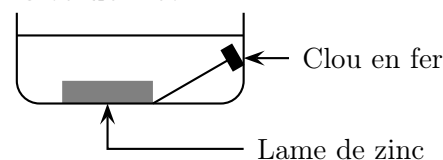
Pour comprendre ce phénomène, un professeur de chimie propose à ses élèves de réaliser quelques expériences simples.

- Pour commencer, les élèves effectuent en tubes à essai, des tests caractéristiques dont les résultats sont rassemblés dans le tableau ci-dessous ;
- Ensuite, ils disposent dans deux boîtes de Pétri, des clous en fer selon le protocole ci-contre :

Boîte de Pétri n°1



Boîte de Pétri n°2



Ils préparent à chaud un mélange d'eau salée, de solution aqueuse d'hexacyanoferrate (III) de potassium, de phénolphtaléine et de gélifiant. Ils versent ce mélange dans les deux boîtes de Pétri et laissent refroidir une heure jusqu'à ce que le gel fige.

	Ions à tester	Réactif test	Observations	Résultat du test
<b>Tube n°1</b>	Ion fer (II) $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$	ion hexacyanoferrate (III) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}_{(\text{aq})}$	Coloration bleue	Mise en évidence des ions $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$
<b>Tube n°2</b>	Ion zinc (II) $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$	ion hexacyanoferrate (III) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}_{(\text{aq})}$	Précipité blanc	Mise en évidence des ions $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$
<b>Tube n°3</b>	Ion hydroxyde $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$	Phénolphtaléine	Coloration rose	Mise en évidence des ions $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$

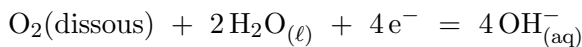
### 1. Exploitation de l'expérience réalisée dans la boîte de Pétri n°1

**1.1.** On observe que les parties extrêmes du clou (pointe

et tête) sont entourées d'une zone bleue alors que la partie centrale est entourée d'une zone rose.

Quels sont les ions apparus dans les parties extrêmes et dans la partie centrale du clou ?

- 1.2. Écrire la demi-équation électronique traduisant la transformation du métal fer aux extrémités du clou.
- 1.3. La demi-équation électronique traduisant la transformation qui a lieu dans la partie centrale du clou s'écrit :



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

- 1.4. Pour interpréter les observations faites dans la boîte de Pétri n°1, 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, de L'ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE, en indiquant :

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

## 2. Exploitation de l'expérience réalisée dans la boîte de Pétri n°2

- 2.1. Le clou est entouré quasi uniformément d'une zone rose alors que la lame de zinc est entourée d'une zone blanche.  
Quel est, des deux métaux, celui qui est oxydé ? Justifier.
- 2.2. 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.
- 2.3. 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 relié à la coque en acier et la borne V au bloc de zinc, le voltmètre indique  $-320$  mV.
- 2.3.1. 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.

- 2.3.2. La protection est-elle assurée ? Justifier.

## 3. Protection par revêtement métallique : Électrozincage

L'un des procédés utilisés 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 ».

Pour cela, on procède à l'électrolyse d'une solution aqueuse de sulfate de zinc (II)  $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$ . Dans ce bain électrolytique, on plonge une plaque à recouvrir et on utilise une lame de zinc comme seconde électrode.

- 3.1. Compléter le schéma de la figure 2 de L'ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE, en indiquant :
- où se forme le dépôt de zinc ;
  - la demi-équation électronique traduisant la transformation ayant lieu sur la plaque de fer ;
  - le sens de déplacement des électrons dans les conducteurs métalliques ;
  - les polarités du générateur ;
  - la demi-équation électronique traduisant la transformation ayant lieu sur la lame de zinc.
- 3.2. La plaque d'acier a une surface totale de  $10 \text{ m}^2$ . On veut déposer une couche de zinc de  $0,10 \text{ mm}$  d'épaisseur, ce qui correspond à un volume de zinc égal à  $1,0 \times 10^3 \text{ cm}^3$ . L'intensité du courant est maintenue constante et égale à  $1,0 \text{ kA}$ .
- 3.2.1. Calculer la masse de zinc à déposer.
- 3.2.2. En déduire la quantité d'électrons (en mol) devant traverser le circuit.
- 3.2.3. En déduire la durée de l'électrolyse.

Données :

Masse volumique du zinc  $\rho = 7,14 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$

Masse molaire du zinc  $M = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

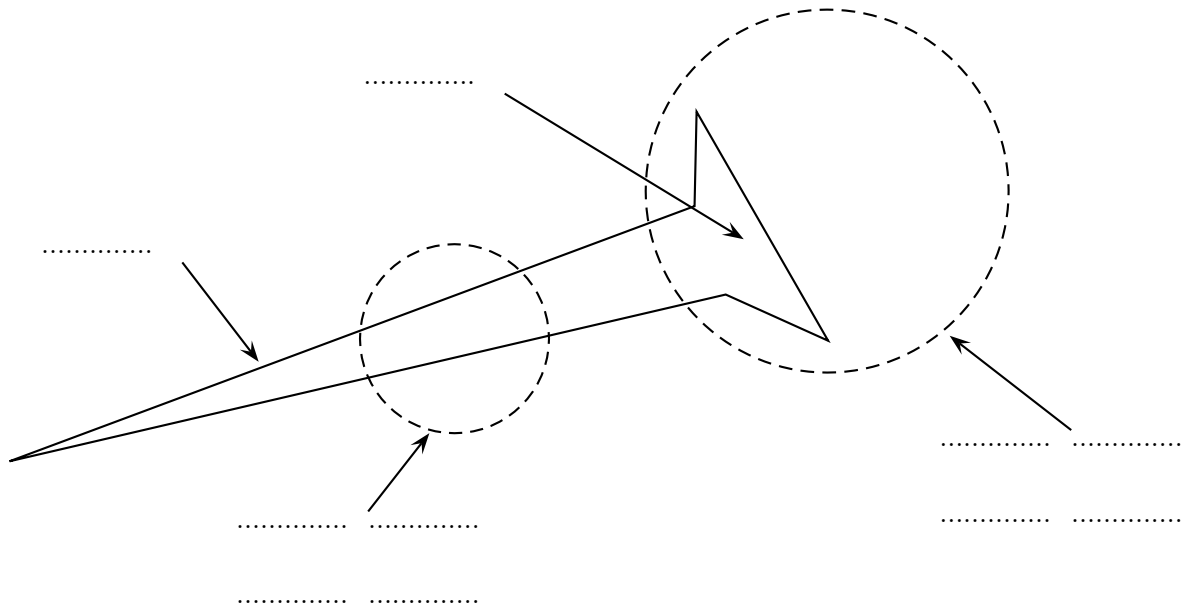
Constante d'Avogadro  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Charge élémentaire  $e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$

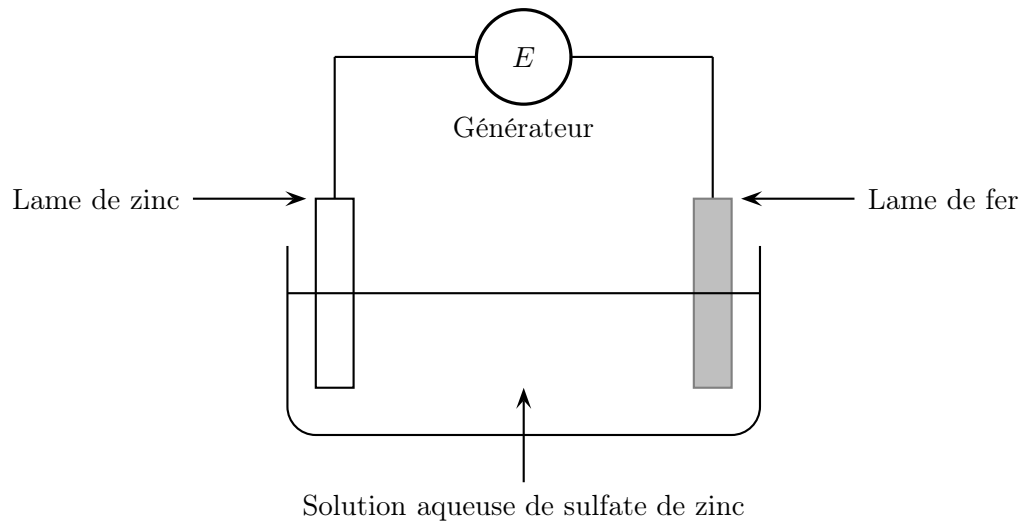
Faraday  $\mathcal{F} = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

# Annexes de l'exercice 2 – À rendre avec la copie

## Exercice 2 – Figure 1



## Exercice 2 – Figure 2



## Exercice 1 – Métallurgie du zinc

### 1. Grillage de la blende

**1.1.** Pour chaque mole d'oxyde de zinc  $ZnO_{(s)}$  formée, est consommée une mole de sulfure de zinc  $ZnS_{(s)}$ . Calculons la quantité de matière d'oxyde de zinc formée :

$$n_{ZnO} = \frac{m_{ZnO}}{M(ZnO)}$$

$$n_{ZnO} = \frac{1,0 \times 10^3 \times 10^3}{65,4 + 16,0} = 1,3 \times 10^4 \text{ mol}$$

$n_{ZnS} = n_{ZnO}$  et on en déduit la masse de sulfure de zinc consommée :

$$m_{ZnS} = n_{ZnS}M(ZnS)$$

$$m_{ZnS} = 1,3 \times 10^4 \times (65,4 + 32,1)$$

$$m_{ZnS} = 1,3 \times 10^6 \text{ g} = 1,3 \times 10^3 \text{ kg}$$

### 2. Obtention du zinc par hydrométallurgie

**2.1.** Lixiviation et élimination des ions fer (III)

**2.1.1.**

$$K = \frac{1}{[Zn^{2+}]_{\text{éq}}[OH^-]_{\text{éq}}^2}$$

**2.1.2.** Exprimons littéralement la concentration en ions hydroxyde, grandeur positive :

$$K = \frac{1}{[Zn^{2+}][OH^-]^2} \Rightarrow [OH^-]^2 = \frac{1}{[Zn^{2+}]K}$$

$$\Rightarrow [OH^-] = \frac{1}{\sqrt{[Zn^{2+}]K}}$$

Application numérique :

$$[OH^-] = \frac{1}{\sqrt{2,3 \times 10^{17}}} = 2,1 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

**2.1.3.** Exprimons le pH en fonction de la concentration en ions hydroxyde :

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] \text{ et } K_e = [H_3O^+][OH^-]$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_e}{[OH^-]} \Rightarrow \text{pH} = -\log \frac{K_e}{[OH^-]}$$

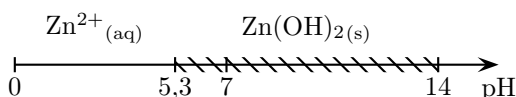
$$\Rightarrow \text{pH} = -\log K_e + \log [OH^-]$$

Application numérique :

$$\text{pH} = -\log(1,0 \times 10^{-14}) + \log(2,1 \times 10^{-9}) = 5,3$$

Conclusion : l'hydroxyde de zinc (II) commence à précipiter dès que  $\text{pH} \geq 5,3$ .

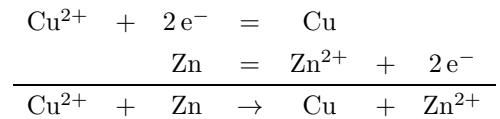
**2.1.4.** Le domaine de précipitation de l'hydroxyde de zinc (II) est hachuré sur le diagramme ci-dessous.



**2.1.5.** L'hydroxyde de fer (III)  $Fe(OH)_{3(s)}$  apparaît dès  $\text{pH} = 2,0$ ; il faut donc se placer à un pH compris entre 2,0 et 5,3 pour précipiter sélectivement cet hydroxyde, en excluant l'hydroxyde de zinc (II)  $Zn(OH)_{2(s)}$ .

**2.2.** Cimentation

**2.2.1.** Les couples d'oxydoréduction en jeu sont  $(Cu^{2+}/Cu)$  et  $(Zn^{2+}/Zn)$ ; on écrit les demi-équations et on additionne membre-à-membre afin d'obtenir l'équation de la réaction de cimentation :

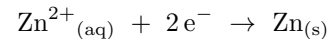


Assez étrangement, cette réaction de purification du zinc nécessite de disposer de zinc à l'état métallique !

**2.2.2.** La filtration simple, ou filtration par gravité.

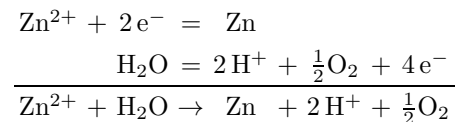
**2.3.** Électrolyse

**2.3.1.** Pour réaliser un dépôt du zinc à l'état métallique, il faut réduire l'ion zinc (II) :



La réduction a lieu à la cathode, donc le métal zinc se dépose sur la cathode.

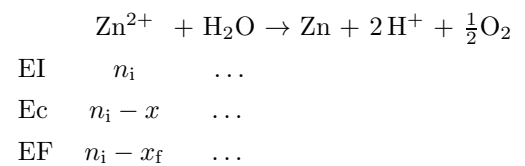
**2.3.2.** L'électrolyse se réalise avec un échange de  $y = 2$  électrons pour chaque atome de zinc réduit :



La charge échangée est  $\Delta Q = x_f y \mathcal{F}$  avec  $x_f$  l'avancement final de la réaction. De plus,  $\Delta Q = I \Delta t$ , et donc :

$$I \Delta t = x_f y \mathcal{F} \Leftrightarrow \Delta t = \frac{x_f y \mathcal{F}}{I}$$

L'avancement  $x$  est lié aux quantités initiale et finale d'ions zinc, telles qu'on peut les lire dans le tableau d'avancement :



On en déduit :

$$\Rightarrow n_f(Zn^{2+}) = n_i(Zn^{2+}) - x_f$$

$$\Leftrightarrow x_f = n_i(Zn^{2+}) - n_f(Zn^{2+})$$

$$\Leftrightarrow x_f = ([Zn^{2+}]_i - [Zn^{2+}]_f) \cdot V$$

Application numérique :

$$\Rightarrow x_f = (2,3 - 0,76) \times 1,0 \times 10^3$$

$$\Rightarrow x_f = 1,5 \times 10^3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

On remplace dans l'expression de la durée :

$$\Rightarrow \Delta t = \frac{2 \times 1,5 \times 10^3 \times 9,65 \times 10^4}{1,0 \times 10^5}$$

$$\Rightarrow \Delta t = 2,9 \times 10^3 \text{ s} = 48 \text{ h}$$

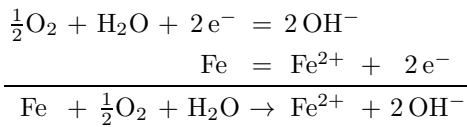
## Exercice 2 – Corrosion et protection des métaux

### 1. Exploitation de l'expérience (1)

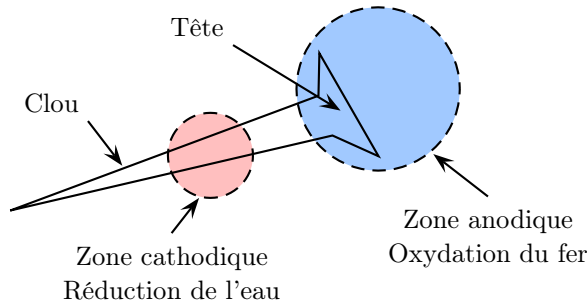
1.1. Des ions fer (II)  $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$  sont apparus dans la partie centrale, alors que des ions hydroxyde  $\text{OH}^{-}_{(\text{aq})}$  sont apparus dans les parties extrêmes.

1.2.  $\text{Fe}_{(\text{s})} = \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^{-}$ .

1.3. Il est plus simple de diviser par deux la demi-équation proposée par l'énoncé, avant de l'ajouter membre-à-membre à la demi-équation de la question précédente :

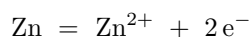


1.4.



### 2. Exploitation de l'expérience (2)

2.1. En l'absence de zone rose, signe de la présence d'ions fer (II), on constate que le métal fer n'est pas oxydé. En revanche le métal zinc est oxydé, la zone blanche signifiant la présence d'ions zinc (II) :



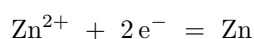
2.2. La présence de zinc en contact avec le fer a empêché son oxydation, il s'agit donc d'une protection contre la corrosion du fer : une *passivation*.

2.3.1. L'indication du voltmètre comporte un signe  $\ominus$ , donc sa borne COM est branchée à la borne  $\oplus$  de la pile. La demi-pile formée par la coque en acier et l'eau de mer est donc la borne  $\oplus$ . La demi-pile formée par le bloc de zinc et l'eau de mer est alors la borne  $\ominus$ .

2.3.2. Les électrons partent de la borne  $\ominus$  où ils sont produits, pour aller vers la borne  $\oplus$  où ils sont consommés. La borne  $\ominus$  est alors le siège d'une oxydation, et la borne  $\oplus$  d'une réduction. La coque en acier est donc protégée de toute oxydation.

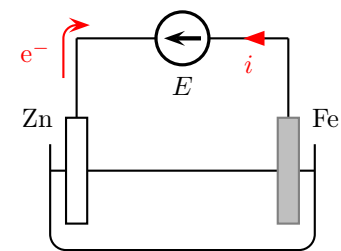
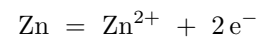
### 3. Protection par électrozincage

3.1. Pour avoir dépôt de zinc sur la plaque de fer, il faut que cette électrode soit le siège de la réduction suivante :



Il s'agit de la cathode, sur laquelle se dépose le zinc. Les électrons sont consommés à cette électrode, il faut donc qu'ils arrivent jusqu'à elle, et pour cela elle doit être reliée à la borne  $\ominus$  du générateur.

La borne  $\oplus$  du générateur est alors reliée à l'anode en zinc, qui est une anode « soluble » ou « sacrificielle », électrode sur laquelle a lieu l'oxydation suivante :



3.2.1. Formule littérale pour la masse de zinc :

$$\rho = \frac{m}{V} \Leftrightarrow m = \rho V$$

Pour l'application numérique, on fait le choix de laisser la masse volumique en  $\text{g} \cdot \text{cm}^3$  et le volume en  $\text{cm}^3$  :

$$\begin{aligned} m &= \rho V \\ m &= 7,14 \times 1,0 \times 10^3 \\ m &= 7,1 \times 10^3 \text{ g} = 7,1 \text{ kg} \end{aligned}$$

3.2.2. Deux électrons sont échangés pour chaque atome de zinc déposé ; la quantité de zinc déposé vaut :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{7,1 \times 10^3}{65,4} = 1,1 \times 10^2 \text{ mol}$$

La quantité d'électrons est donc :

$$n_{\text{e}^-} = 2n = 2,2 \times 10^2 \text{ mol}$$

3.2.3. La quantité de charge échangée lors de l'électrolyse est  $Q = n_{\text{e}^-} \mathcal{F} = I \Delta t$ . La durée  $\Delta t$  de l'électrolyse est donc :

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

$$\Delta t = \frac{2,2 \times 10^2 \times 96\,500}{1,0 \times 10^3}$$

$$\Delta t = 2,1 \times 10^4 \text{ s} \simeq 5 \text{ h } 50 \text{ min}$$

## Exo 1 – Métallurgie du zinc

.../17

- $n_{\text{ZnO}} = m_{\text{ZnO}}/M(\text{ZnO})$  et  $m_{\text{ZnS}} = n_{\text{ZnS}}M(\text{ZnS})$
- $m_{\text{ZnS}} = 1,3 \times 10^3 \text{ kg}$
- $K = 1/[\text{Zn}^{2+}]_{\text{éq}}[\text{OH}^-]_{\text{éq}}^2$
- $[\text{OH}^-] = 1/\sqrt{[\text{Zn}^{2+}]K}$
- $[\text{OH}^-] = 2,1 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $\text{pH} = -\log K_e + \log [\text{OH}^-]$ , démontrée
- $\text{pH} = 5,3$
- Annexe : hachures entre 5,3 et 14
- Se placer entre 2,0 et 5,3, justifié
- Couples ( $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ ) et ( $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ )
- $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$
- Filtration simple
- $\text{Zn}_{(\text{s})}$  à la cathode, justifié
- $y = 2$  ou équivalent
- $x = ([\text{Zn}^{2+}]_i - [\text{Zn}^{2+}]_f) V$
- $\Delta t = xy\mathcal{F}/I$ , démontrée
- $\Delta t = 2,9 \times 10^3 \text{ s} = 48 \text{ h}$

## Exo 2 – Corrosion et protection

.../18

- $\text{Fe}^{2+}$  au centre,  $\text{OH}^-$  aux bords
- $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$
- $\text{Fe} + \frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^-$
- Centre cathode, réduction; bord anode, oxydation
- Zinc oxydé, justifié
- Fer passivé, justifié
- $\oplus$  au fer,  $\ominus$  au zinc
- Protection assurée, justifié
- Dépôt cathode fer et anode soluble zinc
- $\ominus$  au fer,  $\oplus$  au zinc
- Sens  $i$  et  $\text{e}^-$
- $m = \rho V$
- $m = 7,1 \text{ kg}$
- $n_{\text{e}^-} = 2n/M$  ou équivalent
- $n_{\text{e}^-} = 1,1 \times 10^2 \text{ mol}$
- $\Delta t = n_{\text{e}^-}\mathcal{F}/I$ , démontrée
- $\Delta t = 2,1 \times 10^4 \text{ s} \simeq 5 \text{ h } 50 \text{ min}$

Total

.../35

Note

.../20

## Exo 1 – Métallurgie du zinc

.../17

- $n_{\text{ZnO}} = m_{\text{ZnO}}/M(\text{ZnO})$  et  $m_{\text{ZnS}} = n_{\text{ZnS}}M(\text{ZnS})$
- $m_{\text{ZnS}} = 1,3 \times 10^3 \text{ kg}$
- $K = 1/[\text{Zn}^{2+}]_{\text{éq}}[\text{OH}^-]_{\text{éq}}^2$
- $[\text{OH}^-] = 1/\sqrt{[\text{Zn}^{2+}]K}$
- $[\text{OH}^-] = 2,1 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $\text{pH} = -\log K_e + \log [\text{OH}^-]$ , démontrée
- $\text{pH} = 5,3$
- Annexe : hachures entre 5,3 et 14
- Se placer entre 2,0 et 5,3, justifié
- Couples ( $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ ) et ( $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ )
- $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$
- Filtration simple
- $\text{Zn}_{(\text{s})}$  à la cathode, justifié
- $y = 2$  ou équivalent
- $x = ([\text{Zn}^{2+}]_i - [\text{Zn}^{2+}]_f) V$
- $\Delta t = xy\mathcal{F}/I$ , démontrée
- $\Delta t = 2,9 \times 10^3 \text{ s} = 48 \text{ h}$

## Exo 2 – Corrosion et protection

.../18

- $\text{Fe}^{2+}$  au centre,  $\text{OH}^-$  aux bords
- $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$
- $\text{Fe} + \frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^-$
- Centre cathode, réduction; bord anode, oxydation
- Zinc oxydé, justifié
- Fer passivé, justifié
- $\oplus$  au fer,  $\ominus$  au zinc
- Protection assurée, justifié
- Dépôt cathode fer et anode soluble zinc
- $\ominus$  au fer,  $\oplus$  au zinc
- Sens  $i$  et  $\text{e}^-$
- $m = \rho V$
- $m = 7,1 \text{ kg}$
- $n_{\text{e}^-} = 2n/M$  ou équivalent
- $n_{\text{e}^-} = 1,1 \times 10^2 \text{ mol}$
- $\Delta t = n_{\text{e}^-}\mathcal{F}/I$ , démontrée
- $\Delta t = 2,1 \times 10^4 \text{ s} \simeq 5 \text{ h } 50 \text{ min}$

Total

.../35

Note

.../20