

## EXERCICE 1

Sous la hotte d'un laboratoire, on obtient le cuivre métallique par l'électrolyse d'une solution aqueuse de bromure de cuivre II ( $\text{Cu}^{2+} + 2\text{Br}^-$ ). La **figure1** représente le schéma **incomplet** du dispositif d'électrolyse.

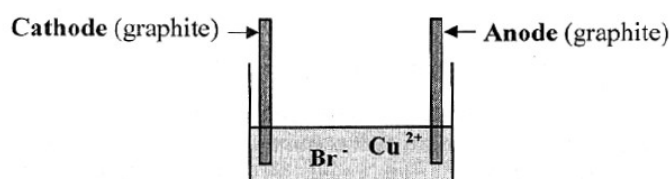


Figure1

- 1) En vue d'avoir le schéma complet du dispositif d'électrolyse, recopier la **figure1** et la compléter à l'aide des composants suivants:



- 2) On ferme l'interrupteur K, l'électrolyse est réalisée sous une tension  $E$  avec une intensité constante  $I$ . Au bout d'une durée  $\Delta t$ , on constate que la cathode se recouvre d'un dépôt de cuivre métallique et au voisinage de l'anode, il se forme le gaz dibrome  $\text{Br}_2$ .
- Sur le schéma du dispositif d'électrolyse précédent, indiquer par des flèches, le sens de déplacement des anions et celui des cations lorsque l'interrupteur K est fermé.
  - Ecrire les demi-équations correspondant aux transformations se produisant aux deux électrodes.
  - Préciser l'électrode siège d'une oxydation et celle siège d'une réduction.

- 3) L'équation de la réaction chimique qui se produit au cours de l'électrolyse est :



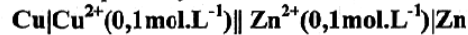
La réaction chimique ayant lieu est-elle spontanée ou imposée ? Justifier.

La réaction chimique ayant lieu est-elle spontanée ou imposée ? Justifier.

- 4) Au bout de la durée  $\Delta t$ , la masse du cuivre déposé est  $m = 63,5 \cdot 10^{-2} \text{ g}$ . Quel est le volume de dibrome  $\text{Br}_2$  libéré au voisinage de l'anode.
- On donne :
- la masse molaire atomique du cuivre :  $M = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$ .
  - le volume molaire :  $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

## EXERCICE 2

On considère la pile électrochimique de symbole:



Les solutions utilisées ont le même volume  $V = 100 \text{ mL}$  et elles sont reliées par un pont électrolytique. Les expériences sont réalisées à température constante  $\theta = 25^\circ\text{C}$ .

- 1- Ecrire l'équation de la réaction chimique associée à cette pile.
- 2- La mesure de la force électromotrice de cette pile donne  $E = -1,1 \text{ V}$ .
  - a- Exprimer la force électromotrice  $E$  de cette pile en fonction des potentiels électriques de la borne de droite  $V_{b,\text{Zn}}$  et de la borne de gauche  $V_{b,\text{Cu}}$ .
  - b- Déduire laquelle des électrodes, de cuivre  $\text{Cu}$  ou de zinc  $\text{Zn}$ , est le pôle positif.
- 3- Cette pile débite un courant dans un circuit extérieur.
  - a- Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit spontanément dans la pile.
  - b- Préciser le rôle du pont salin.
- 4- Après une certaine durée  $\Delta t$  de fonctionnement, il se forme un dépôt métallique de couleur rouge brique et de masse  $m = 0,3175 \text{ g}$  sur l'une des deux électrodes de la pile.
  - a- Préciser, en le justifiant, le métal déposé et l'électrode sur laquelle il se dépose.
  - b- Après cette durée  $\Delta t$ , calculer la nouvelle valeur de la concentration molaire en ions  $\text{Zn}^{2+}$ , en supposant que les volumes des solutions des compartiments à gauche et à droite restent les mêmes et que les électrodes ne soient pas complètement consommées.

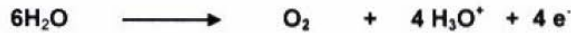
On donne la masse molaire en  $\text{g.mol}^{-1}$  :  $\text{Cu} = 63,5$ .

On dissout une masse  $m$  de sulfate de nickel ( $\text{NiSO}_4$ ) dans l'eau pure afin d'obtenir une solution aqueuse (S) de volume  $V = 0,5 \text{ L}$  et de concentration molaire  $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

- 1) a- Déterminer la quantité de matière de sulfate de nickel dissoute.
- b- En déduire la masse  $m$ .

On donne la masse molaire moléculaire du sulfate de nickel  $M = 155 \text{ g.mol}^{-1}$ .

- 2) Pour recouvrir une plaque  $P_1$  de fer par une couche de nickel métallique  $\text{Ni}$ , on réalise l'électrolyse de la solution (S). La plaque  $P_1$  constitue l'une des électrodes de l'électrolyseur. L'autre électrode est une plaque  $P_2$  inattaquable, au niveau de laquelle se produit la transformation schématisée par l'équation :



- a- La réaction ayant lieu au niveau de  $P_2$  est-elle une réaction d'oxydation ou de réduction? Justifier.
  - b- Ecrire l'équation schématisant la réaction qui se produit au niveau de  $P_1$ .
  - c- La plaque  $P_1$  joue-t-elle le rôle d'une anode ou d'une cathode lors de l'électrolyse? Justifier.
  - d- Pour réaliser cette électrolyse, on utilise un générateur de tension  $G$ . Laquelle des deux plaques  $P_1$  ou  $P_2$  doit être liée au pôle positif de  $G$ ?
- 3) Après une durée d'électrolyse  $\Delta t$ , la concentration de la solution en ions  $\text{Ni}^{2+}$  est égale à  $5.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .
    - a- Justifier la diminution de la concentration de la solution en ions  $\text{Ni}^{2+}$ .
    - b- La concentration de la solution en ions  $\text{SO}_4^{2-}$  varie-t-elle? Justifier.
    - c- Calculer la masse du nickel déposé sur la plaque  $P_1$ .

Le volume de la solution (S) est supposé constant au cours de l'électrolyse et la masse molaire atomique du nickel est égale à  $59 \text{ g.mol}^{-1}$ .

- 4) a- Ecrire, l'équation de la réaction bilan de l'électrolyse.
- b- Cette réaction est-elle spontanée ou imposée?
- c- Déterminer le volume de dioxygène dégagé au bout de la durée d'électrolyse  $\Delta t$ .

Le volume molaire des gaz est égal à  $24 \text{ L.mol}^{-1}$  dans les conditions de la réaction.

## EXERCICE 3

On réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse (**S**) de chlorure d'étain (**SnCl<sub>2</sub>**), de concentration molaire **C** et de volume **V = 50 mL**. Le dispositif expérimental est constitué, essentiellement, d'un tube en **U** contenant la solution (**S**), d'un générateur de tension, de deux électrodes (**A**) et (**B**) en graphite, plongées dans la solution (**S**) comme le montre la figure 1.

Après une certaine durée de l'électrolyse, on constate:

- la formation d'un dépôt d'étain (**Sn**), de masse **m = 5,95 mg**, au niveau de la cathode,
- un dégagement de dichlore au niveau de l'anode.

La transformation qui a lieu au niveau de l'anode est schématisée par :

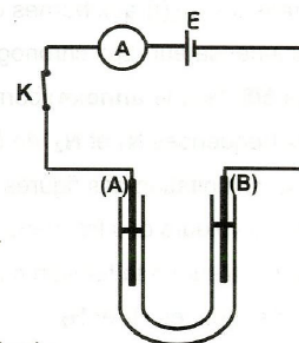
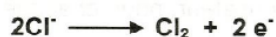


Figure 1

1- a- Ecrire l'équation de la transformation qui a lieu au niveau de la cathode.

b- Préciser, en le justifiant, s'il s'agit de l'oxydation ou de la réduction de **Sn<sup>2+</sup>**.

c- En déduire l'équation bilan de la réaction chimique qui a lieu durant cette électrolyse.

2- Dire, en le justifiant, s'il s'agit d'une réaction chimique imposée ou spontanée.

3- Calculer la quantité de matière  $n_{\text{Sn}}$  d'étain déposé.

## EXERCICE 4

On considère la pile électrochimique (**P**) schématisée par la figure 1.

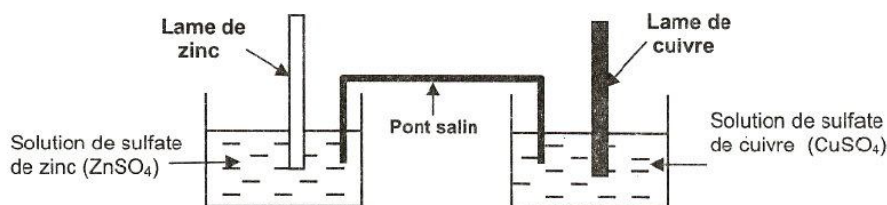


Figure 1

Les solutions aqueuses de sulfate de cuivre et de sulfate de zinc ont la même concentration molaire **C = 0,1 mol.L<sup>-1</sup>** et le même volume **V = 50 mL**.

1- Donner le nom et le symbole de la pile (**P**).

2- Ecrire l'équation chimique associée à cette pile.

3- Lorsque la pile débite du courant électrique dans un circuit extérieur, la lame de zinc s'amincit

progressivement et du cuivre métallique se dépose sur la lame de cuivre.

**a-** Ecrire l'équation de la transformation chimique qui a lieu au niveau de chacune des deux électrodes de la pile **(P)**.

**b-** En déduire l'équation bilan de la réaction chimique spontanée qui a lieu, dans la pile **(P)**, au cours de son fonctionnement, et préciser sa polarité.

**4-** Après une certaine durée de fonctionnement, la lame de cuivre se recouvre d'une couche métallique de masse **m = 254 mg**.

**a-** Déterminer la quantité de matière  $n_{\text{Cu}}$  de cuivre déposée.

**b-** Calculer la nouvelle concentration molaire de la solution de sulfate de cuivre.

On suppose que le volume de la solution, dans chaque compartiment de **(P)**, reste inchangé.

**5-** Pour réaliser l'affinage d'une lame de cuivre, on utilise une solution aqueuse de sulfate de cuivre, un générateur de tension continue et deux électrodes, dont l'une est en graphite et l'autre en cuivre (électrode à affiner).

**a-** Faire le schéma du montage, en précisant la polarité du générateur.

**b-** Donner l'intérêt pratique d'une telle électrolyse.

On donne :  **$M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$**