



## Electrolyse en solution aqueuse

### Exercice n°1 :

#### A. Tester ses connaissances

- 1/ Quelle est la différence entre une réaction spontanée et une réaction imposée ?
- 2/ Donner les définitions de l'électrolyse, de l'anode et de la cathode.
- 3/ Décrire l'électrolyse d'une solution aqueuse de bromure de cuivre (II).
- 4/ Ecrire l'équation chimique de la réaction d'oxydoréduction de l'électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure d'étain (II).
- 5/ Définir l'électrolyse à anode soluble. Donner quelques applications industrielles de cette électrolyse.
- 6/ Quelle est la différence entre la galvanostégie et la galvanoplastie ?
- 7/ Donner la définition d'un accumulateur. Citer trois exemples d'accumulateur.

#### B. Répondre par vrai ou faux

- 1/ L'électrolyse est une réaction chimique imposée, due à la circulation d'un courant électrique débité par un générateur.
- 2/ L'électrode à laquelle se produit la réduction est l'anode et l'électrode à laquelle se produit l'oxydation est la cathode.
- 3/ Lors d'une électrolyse la quantité d'électrons consommée à la cathode est égale à celle formée à l'anode.
- 4/ Au cours d'une électrolyse à anode soluble, la concentration en électrolyte augmente nettement.
- 5/ Pour préparer du zinc métallique on fait l'électrolyse d'une solution de sulfate de cuivre (II) avec des électrodes en cuivre.
- 6/ Un accumulateur est le siège d'une réaction spontanée lors de sa décharge et d'une réaction imposée lors de sa charge.
- 7/ Parmi les piles rechargeables, les piles cadmium-nickel sont les moins nocives pour l'environnement.

### Exercice n°2 :

On réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse de bromure de cuivre (II) avec des électrodes inattaquables en graphite. On observe un dépôt rougeâtre à l'une des électrodes. Les seuls couples redox mis en jeu lors de cette électrolyse sont :  $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$  et  $\text{Br}_2 / \text{Br}^-$ .

1. Quelles sont les entités chimiques initialement présentes en solution ?
2. Préciser sur un schéma le sens de déplacements des porteurs de charges.
3. Identifier le dépôt rougeâtre. Sur quelle électrode a lieu ce dépôt ? Écrire la demi-équation de la transformation qui a lieu à l'autre électrode ?
4. Ecrire l'équation chimique de la réaction d'oxydoréduction qui se produit pendant l'électrolyse. S'agit-il d'une réaction spontanée ?

### Exercice n°3 :

On effectue l'électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de cuivre (II)  $\text{CuCl}_2$  avec deux électrodes inattaquables en graphite. Il se dépose du cuivre métallique à la cathode et il se forme du dichlore  $\text{Cl}_2$  à l'anode. L'électrolyse est effectuée en maintenant l'intensité du courant

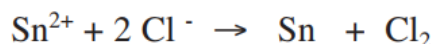


I constante égale à 2 A.

1. Préciser les couples redox qui interviennent au cours de l'électrolyse.
2. Ecrire les demi-équations des transformations s'effectuant aux électrodes. En déduire l'équation chimique de la réaction d'oxydoréduction qui se produit pendant cette électrolyse.
3. Déterminer la masse  $m$  du métal cuivre et le volume  $V$  du dichlore obtenu après une heure d'électrolyse.

Exercice n°4 :

La réaction d'oxydoréduction de l'électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure d'étain (II)  $\text{SnCl}_2$  est :



1. Faire un schéma annoté du montage permettant de réaliser cette électrolyse.
2. Ecrire les demi-équations des transformations se produisant à l'anode et à la cathode.
3. L'électrolyse dure 30 minutes et l'intensité du courant est maintenue constante égale à 2,80 A.
  - a) Déterminer la quantité d'étain déposé.
  - b) En déduire la masse d'étain déposé.
  - c) Déterminer le volume de gaz dégagé.

Exercice n°5 :

Les accumulateurs cadmium-nickel sont très utilisés en électronique portable. Ils font intervenir les couples  $\text{Cd}(\text{OH})_2/\text{Cd}$  et  $\text{NiOOH}/\text{Ni}(\text{OH})_2$ . Au sein de l'accumulateur la réaction spontanée est celle qui met en jeu les réactifs cadmium  $\text{Cd}$  et  $\text{NiOOH}$ .

1. Ecrire les demi-équations des transformations aux électrodes et l'équation chimique de la réaction qui se produit pendant la charge. Dans ce cas l'accumulateur joue-t-il le rôle de pile ou d'électrolyseur ?
2. Ecrire les demi-équations des transformations aux électrodes et l'équation chimique de la réaction qui se produit pendant la décharge. Dans ce cas l'accumulateur joue-t-il le rôle de pile ou d'électrolyseur ?

Exercice n°6 :

Par le procédé d'électrolyse à anode soluble, on souhaite purifier une barre de 15 g de cuivre dont le pourcentage massique des impuretés est de 2,0 %.

1. Donner le principe de ce procédé.
2. Ecrire les demi-équations des transformations s'effectuant aux électrodes.
3. Déterminer la durée de l'électrolyse pour une intensité de courant constante égale à 2,0 A.

Exercice n°7 :

On veut déposer par électrolyse à anode soluble une couche d'argent d'épaisseur 50  $\mu\text{m}$  sur une cuillère dont l'aire de la surface est égale à 100  $\text{cm}^2$ .

1. Comment faut-il procéder ?
2. Ecrire les demi-équations des transformations aux électrodes.
3. Calculer la masse d'argent à déposer sur la cuillère.
4. Déterminer la durée de l'opération d'argenture sachant que l'intensité du courant est maintenue constante et égale à 10,0 A durant l'électrolyse.

**Donnée :** masse volumique de l'argent  $\rho_{\text{Ag}} = 10,5 \text{ g.cm}^{-3}$ .

Exercice n°8 :

On dépose par électrolyse du nickel métallique sur un objet en fer. L'électrolyse est réalisée à partir d'une solution de sulfate de nickel (II) en utilisant l'objet à recouvrir et du graphite comme électrodes. A l'électrode en graphite on observe un dégagement gazeux de dioxygène résultant de l'oxydation de l'eau.





1. L'objet en fer doit-il constituer la cathode ou l'anode?
2. Ecrire les demi-équations électroniques des réactions aux électrodes ainsi que l'équation de la réaction bilan de l'électrolyse.
3. Déterminer la masse de nickel déposée sur l'objet en fer après 45 minutes d'électrolyse sous une intensité constante de 1,8 A.
4. Déterminer le volume de dioxygène dégagé.

Exercice n°9 :

Le recouvrement des plaques d'acier d'une couche de zinc par électrolyse permet de les protéger contre la corrosion. La protection est jugée efficace lorsqu'on aura déposé 40,0 g de zinc par mètre carré de plaque d'acier.

On réalise l'électrolyse à partir d'une solution de sulfate de zinc (II)  $ZnSO_4$  de concentration molaire égale à  $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$  et de volume 100 L. L'intensité du courant est maintenue constante égale à 100 A.

1. Déterminer la durée nécessaire pour recouvrir 5 plaques de  $0,35 \text{ m}^2$  de surface chacune.
2. Calculer la concentration finale du bain d'électrolyse.

Exercice n°10 :

Ahmed et Myriam ont réalisé la pile électrique de schémas conventionnel suivant

$\ominus Zn(s) / (Zn^{2+} // Cu^{2+} / Cu(s) \oplus$  et l'ont montée dans le circuit représenté dans la figure 2 qui comprend un panneau solaire, deux ampèremètres et un interrupteur K.

- Le becher 1 contient 150 mL d'une solution de sulfate de cuivre ( $Cu^{2+} + SO_4^{2-}$ ) de concentration en ions  $Cu^{2+}$  :  $[Cu^{2+}]_i = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

- Le becher 2 contient 150 mL d'une solution de sulfate de zinc ( $Zn^{2+} + SO_4^{2-}$ ) de concentration en ions  $Zn^{2+}$  :  $[Zn^{2+}]_i = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

**1 - la transformation spontanée**

A l'instant  $t = 0$ , Myriam a basculé l'interrupteur K dans la position 1 ; L'ampèremètre indique alors le passage d'un courant d'intensité constante.

1.1- Préciser l'électrode qui joue le rôle de la cathode.

1.2- Calculer la quantité d'électricité Q qui passe dans le circuit pour que la concentration des ions  $Cu^{2+}$  dans le bécher 1 soit  $[Cu^{2+}] = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

**2 - La transformation forcée**

Lorsque la concentration des ions  $Cu^{2+}$  est devenue  $[Cu^{2+}] = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ , Ahmed a basculé à l'instant

$t = 0$  l'interrupteur K dans la position 2 pour recharger la pile ;

Il constate que le panneau solaire fait passer dans le circuit un courant électrique continu d'intensité constante  $I = 15,0 \text{ mA}$ .

2.1- Indiquer l'électrode qui joue le rôle de la cathode.

2.2- Écrire l'équation bilan de la réaction qui a lieu .

2.3- Calculer la durée  $\Delta t$  nécessaire pour que la concentration des ions  $Zn^{2+}$  devienne

$[Zn^{2+}]_{\Delta} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

