BURHAN

Transformations spontanées dans les piles et récupération d'énergie : exercices, application

2ème Année Baccalauréat · Sciences Physiques · Physique-Chimie

Corrigé détaillé en ligne : burhan.ma/2bac/pc/physique-chimie/piles-et-recuperation-d-energie/exercices/application

Chapitre	Palier	Exercices
Transformations spontanées dans les piles et récupération d'énergie	Application	8

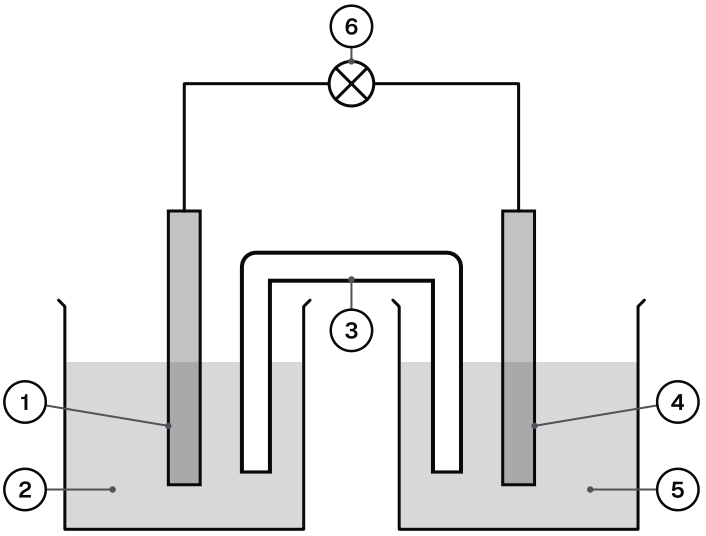
Exercice 1

Parties numérotées d'une pile aluminium-cuivre

1.

On associe une lame d'aluminium, au contact d'une solution qui contient des ions $\mathrm{Al^{3+}}$, et une lame de cuivre, au contact d'une solution qui contient des ions $\mathrm{Cu^{2+}}$. Un pont salin au nitrate d'ammonium relie les deux béchers et une lampe relie les deux lames. Le document représente ce montage, dont les parties portent un numéro.

Nommer les parties numérotées de 1 à 6.



Pile aluminium-cuivre fermée sur une lampe, parties repérées par des numéros.

INDICE

Une demi-pile associe une lame métallique et la solution de ses propres cations ; repérer aussi ce qui relie les deux béchers et ce qui relie les deux lames.

2.

Donner deux rôles de la partie 3. Pourquoi les ions qu'elle contient ne doivent-ils réagir avec aucune espèce de la pile ?

INDICE

Imaginer ce que deviendrait la charge de chaque solution si aucun ion ne pouvait y entrer ni en sortir pendant que la lampe brille.

Exercice 2

Anode et cathode d'une pile plomb-cuivre observée

1.

Une pile est formée d'une demi-pile plomb, où la lame plonge dans une solution d'ions Pb^{2+}, et d'une demi-pile cuivre, où la lame plonge dans une solution d'ions Cu^{2+}. Après plusieurs heures de fonctionnement dans un conducteur ohmique, on observe :

- un dépôt rouge qui épaissit la lame de cuivre ;
- une lame de plomb amincie.

Sur quelle lame se produit l'oxydation ? En déduire l'anode et la cathode.

INDICE

Relier chaque observation à ce que devient le métal ou le cation : un métal qui passe en solution, un cation qui se dépose.

2.

Quels sont les pôles de cette pile ? Dans quel sens les électrons parcourent-ils le conducteur ohmique ?

INDICE

Utiliser la correspondance entre anode, cathode et pôles d'une pile qui débite.

Exercice 3

Demi-équations et bilan d'une pile zinc-argent

1.

Une pile associe une lame de zinc, dans une solution d'ions Zn^{2+}, et une lame d'argent, dans une solution d'ions Ag^{+}. Quand elle débite, la lame de zinc est rongée et de l'argent métallique se dépose sur la lame d'argent.

Écrire la demi-équation de la réaction qui a lieu sur chaque lame, en précisant laquelle est l'anode.

INDICE

Le métal rongé passe en solution sous forme de cations ; l'ion qui se dépose capte des électrons. Les couples sont $\mathrm{Zn}^{2+}/\mathrm{Zn}$ et $\mathrm{Ag}^{+}/\mathrm{Ag}$.

2.

Écrire l'équation bilan du fonctionnement de la pile et donner le nombre z d'électrons échangés.

INDICE

Un atome de zinc cède deux électrons, un ion argent n'en capte qu'un : égaliser les électrons avant d'additionner.

Exercice 4

Écrire et lire un schéma conventionnel de pile

1.

Une pile est formée d'une lame de fer trempant dans une solution d'ions $\mathrm{Fe^{2+}}$ et d'une lame de cuivre trempant dans une solution d'ions $\mathrm{Cu^{2+}}$. Quand elle débite, c'est le fer qui est oxydé.

Écrire le schéma conventionnel de cette pile.

INDICE

Repérer l'anode ; le pôle négatif s'écrit à gauche.

2.

Le schéma conventionnel d'une autre pile est :

$$\ominus\ \mathrm{Zn}\,|\,\mathrm{Zn^{2+}}\,\|\,\mathrm{Ni^{2+}}\,|\,\mathrm{Ni}\ \oplus$$

Nommer l'anode et la cathode, puis donner le sens des électrons dans le circuit extérieur et celui des cations du pont salin.

INDICE

Le côté gauche du schéma porte le pôle négatif ; se rappeler où a lieu l'oxydation et vers quel compartiment se dirigent les cations du pont.

3.

Une troisième pile associe une demi-pile nickel, lame de nickel dans une solution d'ions $\mathrm{Ni^{2+}}$, et une demi-pile plomb, lame de plomb dans une solution d'ions $\mathrm{Pb^{2+}}$. Quand elle débite, les ions nitrate du pont salin se dirigent vers le bécher du nickel.

Nommer l'anode de cette pile, puis écrire son schéma conventionnel.

INDICE

Chercher dans quel bécher des cations apparaissent : les anions du pont salin viennent y compenser leur charge.

Exercice 5

Critère d'évolution et anode d'une pile fer-nickel

1.

Une pile relie par un pont salin une demi-pile fer, avec $[\mathrm{Fe^{2+}}]_0 = 0{,}10\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$, et une demi-pile nickel, avec $[\mathrm{Ni^{2+}}]_0 = 5{,}0\times10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$. À $25\,^\circ\mathrm{C}$, la réaction d'équation

$$\mathrm{Fe_{(s)} + Ni^{2+}_{(aq)} \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)} + Ni_{(s)}}$$

a pour constante d'équilibre $K = 3\times10^{6}$.

Calculer le quotient de réaction initial $Q_{r,i}$ et en déduire le sens d'évolution spontanée quand la pile débite.

INDICE

Seuls les ions dissous figurent dans le quotient de réaction ; comparer ensuite sa valeur à la constante d'équilibre.

2.

En déduire l'anode et la cathode de la pile, puis le sens de circulation des électrons dans le circuit extérieur.

INDICE

Chercher le métal qui est oxydé dans le sens trouvé : sa lame joue un rôle précis dans la pile.

Exercice 6

Polarité d'une pile zinc-nickel lue sur un voltmètre

1.

Une pile est formée d'une lame de zinc dans une solution d'ions $\mathrm{Zn^{2+}}$ et d'une lame de nickel dans une solution d'ions $\mathrm{Ni^{2+}}$, reliées par un pont salin. On branche un voltmètre électronique seul entre les lames : sa borne V est reliée à la lame de zinc, sa borne COM à la lame de nickel. Il affiche $U = -0{,}51\ \mathrm{V}$.

Quelle lame est le pôle positif ? Que vaut la force électromotrice E ?

INDICE

Un voltmètre affiche une valeur positive lorsque sa borne V est reliée au pôle positif ; le voltmètre ne fait pratiquement pas débiter la pile.

2.

On remplace le voltmètre par un conducteur ohmique. Indiquer l'anode de la pile et le sens du courant dans le circuit extérieur.

INDICE

Associer le pôle négatif à l'électrode où a lieu l'oxydation ; dans le circuit extérieur, le courant sort de la pile par un pôle bien précis.

Exercice 7

Charge et électrons échangés d'une pile aluminium-cuivre

1.

Une pile aluminium-cuivre débite un courant d'intensité constante $I = 90{,}0\,\mathrm{mA}$ pendant $\Delta t = 75{,}0\,\mathrm{min}$; sa lame d'aluminium est en excès. Son équation bilan est :

$$2\,\mathrm{Al_{(s)}} + 3\,\mathrm{Cu^{2+}_{(aq)}} \longrightarrow 2\,\mathrm{Al^{3+}_{(aq)}} + 3\,\mathrm{Cu_{(s)}}$$

Calculer la quantité d'électricité Q débitée, en coulombs.

INDICE

La quantité d'électricité dépend de l'intensité et de la durée, à exprimer dans les unités du système international.

2.

En déduire la quantité de matière d'électrons échangés $n(\mathrm{e^-})$, puis le nombre N d'électrons. On donne $\mathcal{F} = 9{,}65 \times 10^4\,\mathrm{C\cdot mol^{-1}}$ et $N_A = 6{,}02 \times 10^{23}\,\mathrm{mol^{-1}}$.

INDICE

Le faraday est la charge d'une mole d'électrons ; la constante d'Avogadro fait passer d'une quantité de matière à un nombre d'entités.

3.

Dresser le tableau d'avancement de la transformation, en y ajoutant les électrons échangés, et calculer l'avancement x atteint.

INDICE

Lire dans l'équation bilan combien d'électrons sont échangés quand la réaction se produit une fois : ce nombre relie l'avancement aux électrons.

Exercice 8

Variation de masse des lames d'une pile fer-cuivre

1.

Une pile fer-cuivre, dont la lame de fer est l'anode, débite un courant d'intensité constante $I = 80{,}0\,\mathrm{mA}$ pendant $\Delta t = 5{,}00\,\mathrm{h}$. Son équation bilan est :

$$\mathrm{Fe_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}}$$

Dresser le tableau d'avancement, avec les électrons échangés, puis calculer l'avancement x. On donne $\mathcal{F} = 9{,}65 \times 10^{4}\,\mathrm{C \cdot mol^{-1}}$.

INDICE

Commencer par la charge débitée ; le nombre d'électrons échangés à chaque réaction se lit dans les demi-équations du fer et du cuivre.

2.

Calculer la variation de masse de la lame de fer et celle de la lame de cuivre. On donne $M(\mathrm{Fe}) = 55{,}8\,\mathrm{g \cdot mol^{-1}}$ et $M(\mathrm{Cu}) = 63{,}5\,\mathrm{g \cdot mol^{-1}}$.

INDICE

Le tableau donne la quantité de fer consommée et celle de cuivre formée ; garder la charge non arrondie dans le calcul.