

## Applications directes

## Réaliser un transfert spontané d'électrons

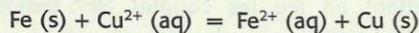
(§ 1 du cours)

## 1. Répondre à un QROC

Un QROC est un questionnaire à réponses ouvertes et courtes. Répondre à chaque affirmation par *vrai* ou *faux*. Toute réponse doit être accompagnée de justifications ou de commentaires brefs (définitions, calculs, exemples, ...).

On introduit une lame de fer et une lame de cuivre dans une solution de sulfate de cuivre (II),  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ , à la concentration  $C_1 = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et de sulfate de fer (II),  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ , à la concentration  $C_2 = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

La réaction mise en jeu a pour équation :



1. C'est une réaction :

a. d'oxydoréduction ; b. de précipitation.

2. Sachant que la constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction est  $K = 1,0 \times 10^{26}$  à 25 °C, le système considéré évolue :

a. dans le sens direct de l'équation.

b. dans le sens inverse de cette équation.

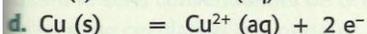
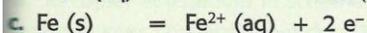
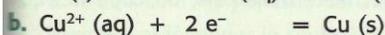
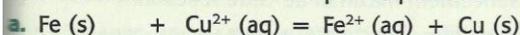
3. Le transfert d'électrons peut être réalisé de façon indirecte en plongeant :

a. une lame de fer dans une solution de sulfate de cuivre (II) ;

b. une lame de fer dans une solution de sulfate de cuivre (II) et une lame de cuivre dans une solution de sulfate de fer (II) et en reliant les deux solutions par un papier filtre imbibé de solution conductrice ;

c. une lame de fer dans une solution de sulfate de fer (II) et une lame de cuivre dans une solution de sulfate de cuivre (II) et en reliant les deux solutions par un papier filtre imbibé de solution conductrice.

4. Lorsque le dispositif permettant un transfert indirect d'électrons est correctement réalisé et relié à une résistance, les réactions ayant lieu à la surface des lames ont pour équation :



5. Le transfert indirect d'électrons est assuré :

a. par la solution conductrice imbibant le papier ;

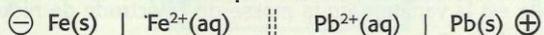
b. par le circuit extérieur.

## Réaliser une pile

(§ 2 du cours)

## 2. Utiliser un schéma conventionnel

Décrire à l'aide d'un dessin la pile de schéma conventionnel :



## 3. Concevoir une pile

1. Faire le dessin annoté d'une pile mettant en jeu les couples  $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) / \text{Ni}(\text{s})$  et  $\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Sn}(\text{s})$ .

2. Donner le schéma conventionnel correspondant sachant que l'électrode d'étain en est le pôle positif.

3. Décrire les transformations d'énergie réalisées dans ce générateur lorsqu'il débite un courant.

## Interpréter

## le fonctionnement d'une pile

(§ 3 du cours)

## 4. Répondre à un QCM

Pour chaque question, indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

1. Lors de son fonctionnement, une pile :

a. évolue par transfert direct d'électrons entre ses réactifs ;

b. évolue vers un état d'équilibre ;

c. transforme une partie de l'énergie chimique en énergie électrique.

2. Les porteurs de charge :

a. sont des électrons dans les parties métalliques du circuit ;

b. se déplacent dans le sens du courant à l'extérieur de la pile ;

c. sont des électrons dans le pont salin ;

d. sont des ions dans les solutions contenues dans la pile.

3. Le pont salin permet de :

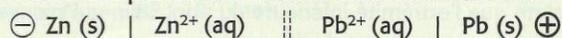
a. relier électriquement les deux demi-piles ;

b. faire passer le courant électrique ;

c. assurer l'électroneutralité des solutions des deux demi-piles.

## 5. Utiliser le schéma conventionnel d'une pile

On considère une pile dont le schéma conventionnel s'écrit :



On branche un moteur aux bornes de cette pile.

1. Quel est le sens du courant à l'extérieur de la pile ?

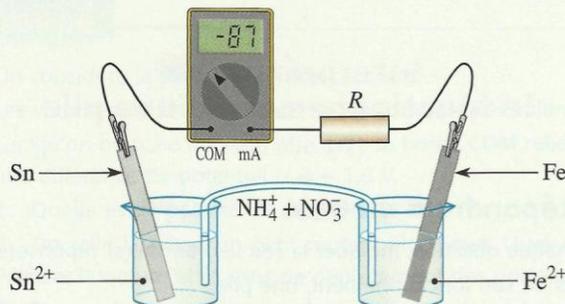
2. En déduire la nature des réactions qui se produisent aux électrodes. Écrire leur équation.

3. Donner l'équation de la réaction qui traduit le fonctionnement global de cette pile et son sens d'évolution spontanée.

## 7. Utiliser un ampèremètre

(voir exploiter un énoncé)

Soit le circuit représenté ci-dessous :



1. Quel est le sens du courant dans le circuit extérieur à la pile ?

2. Quelle est la polarité de cette pile ?

3. Préciser la nature et le sens de déplacement des porteurs de charge dans les différentes parties du circuit.

4. Quelles sont les réactions qui se produisent à la surface des électrodes de cette pile ?

## 8. Utiliser le mouvement des porteurs de charge

On considère une pile obtenue en reliant par un pont salin au nitrate d'ammonium une demi-pile constituée par une lame de cuivre plongeant dans une solution de sulfate de cuivre (II),  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ , et une demi-pile constituée par un fil d'argent plongeant dans une solution de nitrate d'argent,  $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$ . Cette pile est branchée aux bornes d'une petite sonnerie. Au bout d'un certain temps, on constate que l'extrémité inférieure du pont salin qui plonge dans la première demi-pile s'est colorée en bleu.

1. Quelles sont les espèces à l'origine de la couleur bleue ?

2. À quoi est due la coloration observée dans le pont ? Que peut-on en déduire pour le mouvement des ions dans la pile ?

3. Quel est le sens du courant :

a. dans la pile ?

b. à l'extérieur de la pile ?

4. Quelle est la réaction qui se produit :

a. à l'électrode de cuivre ?

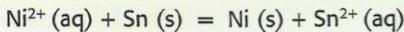
b. à l'électrode d'argent ?

5. Donner l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile.

## 9. Prévoir l'évolution d'une pile

Une pile est obtenue en reliant deux demi-piles par une solution gélifiée de chlorure de potassium,  $\text{K}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ . Une des demi-piles est constituée d'une lame d'étain plongeant dans une solution de chlorure d'étain (II),  $\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$ , telle que  $[\text{Sn}^{2+}]_i = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ; l'autre est constituée d'une lame de nickel plongeant dans une solution de chlorure de nickel (II),  $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$ , telle que  $[\text{Ni}^{2+}]_i = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . On la branche aux bornes d'une résistance.

Soit  $K = 8,9 \times 10^{-4}$ , la constante d'équilibre à 25 °C associée à la réaction d'équation :



- Prévoir le sens d'évolution spontanée du système chimique constituant la pile.
- Quelle est la réaction qui a lieu :
  - à l'électrode de nickel ?
  - à l'électrode d'étain ?
- Faire un dessin de la pile considérée et y représenter le mouvement des différents porteurs de charge.
- En déduire la polarité de cette pile et son schéma conventionnel.

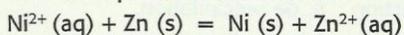
## Déterminer la quantité d'électricité débitée par une pile

(§ 4 du cours)

(voir les difficultés du chapitre)

### 10. Utiliser la variation de masse d'une électrode

Une pile mettant en jeu les couples  $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) / \text{Ni}(\text{s})$  et  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Zn}(\text{s})$  fonctionne pendant 1 h 20 min. Le système évolue dans le sens direct de l'équation de la réaction :



La masse de l'électrode de zinc diminue de 0,13 g pendant cette durée.

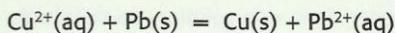
- Quelle est la quantité d'électricité que la pile a fait circuler ?
- En déduire l'intensité  $I$ , supposée constante, du courant débité.

Donnée :  $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

### 11. Déterminer la capacité d'une pile



La réaction de fonctionnement d'une pile constituée des couples  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) / \text{Pb}(\text{s})$  et  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s})$  correspond au sens direct de l'équation :



Les concentrations initiales en cations métalliques des solutions utilisées, de volume 50,0 mL, sont égales à  $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . L'électrode de cuivre a une masse  $m_1 = 4,2 \text{ g}$  et celle de plomb a une masse  $m_2 = 9,7 \text{ g}$ .

- Déterminer l'avancement maximal de cette réaction.
- En déduire la quantité d'électricité maximale, ou capacité, que peut débiter cette pile dans un circuit.

Donnée :  $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

### 12. Déterminer la composition d'une pile

On associe par un pont salin une demi-pile obtenue en plongeant une plaque de nickel dans 50 mL d'une solution de sulfate de nickel de concentration  $C$  et une demi-pile obtenue en plongeant un fil d'argent dans 50 mL d'une solution de nitrate d'argent de même concentration  $C$ . Lors du fonctionnement de cette pile, on observe la réduction des ions  $\text{Ag}^+$  à l'électrode d'argent et l'oxydation du nickel en ions  $\text{Ni}^{2+}$  à l'électrode de nickel. Cette pile fonctionne pendant 3,0 h en débitant un courant d'intensité constante  $I = 10 \text{ mA}$ .

- Quelle est la variation de la masse de l'électrode de nickel pendant cette durée ?
- Quelle est la variation de la concentration en ions  $\text{Ag}^+$  dans la demi-pile correspondante pendant cette même durée ?

Donnée :  $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

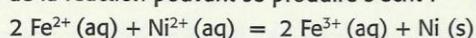
## Utilisation des acquis

On utilisera, si nécessaire :  $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

### 13. Fonctionnement d'une pile

On relie par un pont salin une demi-pile constituée d'une lame de nickel plongeant dans 100 mL d'une solution de chlorure de nickel (II),  $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$ , à  $C = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et une demi-pile constituée d'une électrode de graphite plongeant dans 100 mL d'une solution contenant des ions  $\text{Fe}^{3+}$  à  $C' = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et des ions  $\text{Fe}^{2+}$  à la concentration  $C$ . Pendant 1,0 h, cette pile débite un courant d'intensité constante  $I = 25 \text{ mA}$ .

L'équation de la réaction pouvant se produire s'écrit :

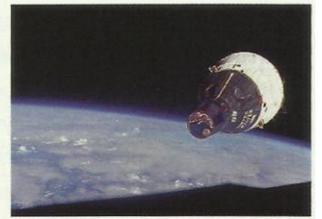


1. La masse de l'électrode de nickel a diminué. Dans quel sens a évolué ce système ?

- Écrire les équations des réactions se produisant aux électrodes.
- Quelle est la quantité d'électricité débitée par cette pile ?
- Déterminer les variations correspondantes de la masse de l'électrode de nickel et de la concentration en ions  $\text{Fe}^{2+}$ .

### 14. Pile à combustible

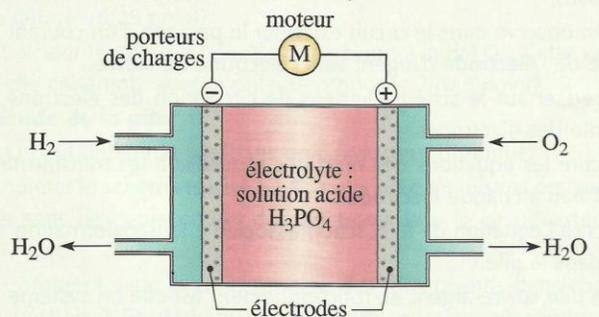
Le principe des piles à combustibles a été découvert par l'électrochimiste W. GROVE en 1839, mais leur utilisation réelle ne date que des années 1960, à l'occasion des vols spatiaux de la NASA.



Ces piles alimentaient en électricité les ordinateurs de bord des vaisseaux GEMINI et APOLLO.

Les piles à combustibles, type dihydrogène – dioxygène, font appel à des réactifs (dioxygène de l'air et dihydrogène) disponibles en grande quantité et sont non polluantes car libérant de l'eau. La cellule de réaction est composée de deux électrodes séparées par un électrolyte et est alimentée en continu en dihydrogène et en dioxygène.

- Quels sont les porteurs de charges à l'extérieur de la pile ?
- Recopier et légèrer le schéma de la pile donné ci-après en indiquant le sens conventionnel de circulation du courant électrique  $I$  et le sens de circulation des porteurs de charges à l'extérieur de la pile (en ajoutant des flèches bien orientées).



2. Les couples d'oxydoréduction mis en jeu dans la réaction sont :  $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$  et  $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ .

- Écrire les équations des réactions ayant lieu aux électrodes quand la pile débite.
- En déduire l'équation de la réaction modélisant la transformation ayant lieu dans la cellule de réaction.
- Le réactif qui est oxydé est le « combustible » de la pile.
  - Parmi les espèces chimiques présentes dans les couples, laquelle constitue le combustible ? Justifier.
  - L'électrode où se produit la réduction est-elle le pôle positif ou négatif de la pile ?
  - Dans un véhicule motorisé fonctionnant grâce à une pile à combustible, on estime à 1,5 kg la masse de dihydrogène nécessaire pour parcourir 250 km.
    - Calculer la quantité de dihydrogène  $n(\text{H}_2)$  correspondant à cette masse, puis le volume de dihydrogène  $V(\text{H}_2)$  en  $\text{m}^3$ , dans les conditions où le volume molaire  $V_m$  vaut  $24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ .
    - Justifier le fait que l'utilisation des piles à combustibles ne soient pas encore généralisée dans les voitures, en utilisant la réponse à la question 4. a.
    - Proposer un moyen de réduire l'espace occupé par ce gaz, à température ambiante, pour la quantité de matière  $n$  calculée précédemment. **SOS**

5. Dans la navette spatiale, les piles à combustible débitent un courant d'intensité  $I = 200 \text{ A}$ .

- Calculer la charge électrique  $Q$  libérée en 24 h.
- En déduire la quantité de matière  $n_p$  des porteurs de charge ayant circulé dans le circuit de la navette pendant 24 h et la quantité de matière  $n(\text{H}_2)$  de dihydrogène consommé.

Données : charge élémentaire  $e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$  ; constante d'AVOGADRO  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

D'après bac, Centres étrangers, 2003