

## Évolution spontanée d'un système chimique : Pile électrochimique

« Les forces chimiques et les forces électriques sont une seule et même chose. » M. Faraday

Certaines transformations spontanées peuvent être décrites comme des réactions d'oxydoréduction, au cours desquelles il y a transfert d'électrons entre deux espèces chimiques.

Ce transfert d'électrons peut se faire de deux manières :

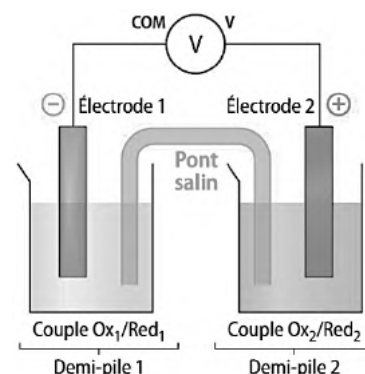
- de façon directe, lorsque l'oxydant et le réducteur sont en contact ;
- de façon indirecte, via un circuit extérieur, lorsque l'oxydant et le réducteur sont séparés (cas d'une pile ou d'un générateur).

### 1- Constitution d'une pile électrochimique

Une pile est constituée de deux demi-piles (c'est-à-dire deux compartiments) reliées par un pont salin ou une membrane.

Un pont salin est un dispositif contenant une solution ionique qui assure la continuité entre les deux compartiments. Une membrane est une paroi qui sépare les deux solutions tout en permettant le passage de certaines espèces ioniques.

Chaque demi-pile comporte une électrode métallique  $M(s)$  plongée dans une solution contenant les espèces chimiques associées au couple oxydant/réducteur  $Mn^+(aq) / M(s)$ .



#### Application 1 : Mise en évidence d'une transformation spontanée

On plonge une lame de zinc métallique  $Zn(s)$  dans une solution de sulfate de cuivre (II) ( $Cu^{2+}(aq)$ ,  $SO_4^{2-}(aq)$ ) de couleur bleue.

Après quelques minutes, on observe :

- l'apparition d'un dépôt métallique rouge-orangé sur la lame ;
- une décoloration progressive de la solution.

1. Identifier les réactifs et les produits de la transformation observée.
2. On donne les couples oxydant / réducteur :  $Cu^{2+}(aq) / Cu(s)$  et  $Zn^{2+}(aq) / Zn(s)$ . Écrire les demi-équations électroniques associées.
3. Préciser quelle espèce est oxydée et quelle espèce est réduite.
4. Donner l'équation de la réaction globale.

#### Application 2 : Étude quantitative d'un système analogue

On réalise à 25 °C l'expérience suivante : on plonge une lame de zinc  $Zn(s)$  dans 100 mL d'une solution de sulfate de cuivre(II) telle que :  $[Cu^{2+}] = 0,10 \text{ mol} \cdot L^{-1}$

La transformation est modélisée par la réaction :  $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightleftharpoons Cu(s) + Zn^{2+}(aq)$

Donnée : constante d'équilibre à 25 °C :  $K = 2,0 \times 10^{37}$

1. Calculer la quantité de matière initiale de  $Cu^{2+}$ .
2. Exprimer le quotient de réaction  $Q_r$  puis calculer le quotient de réaction à l'état initial  $Q_{r,i}$ .
4. On note  $x_{eq}$  l'avancement à l'équilibre. Exprimer les quantités de matière de  $Cu^{2+}(aq)$  et  $Zn^{2+}(aq)$  à l'équilibre en fonction de  $x_{eq}$ .

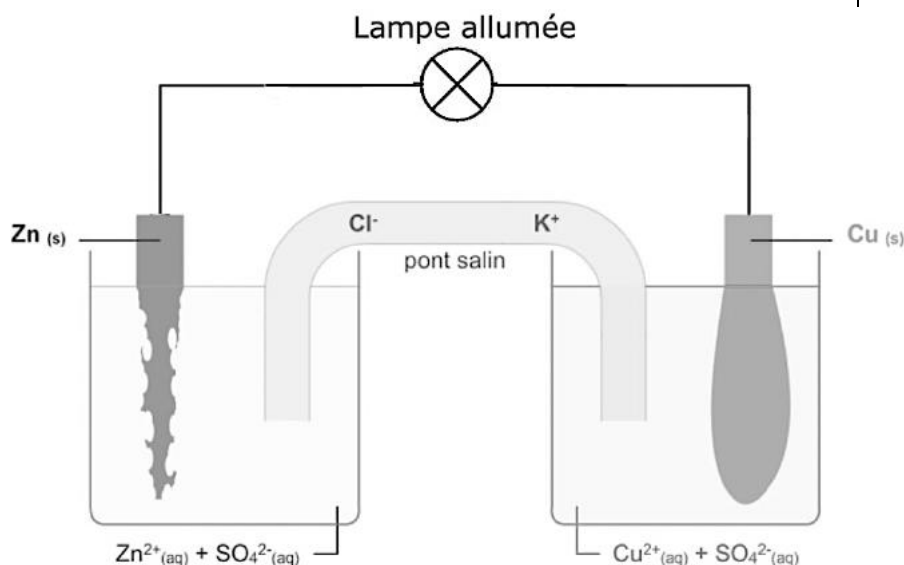
5. Déterminer la valeur de l'avancement à l'équilibre  $x_{eq}$ .

6. La transformation peut-elle être considérée comme totale ?

On souhaite désormais exploiter cette transformation pour produire un courant électrique.

Pour cela, on réalise le dispositif suivant :

- une lame de zinc  $Zn(s)$  plongée dans une solution contenant des ions  $Zn^{2+}(aq)$  ;
- une lame de cuivre  $Cu(s)$  plongée dans une solution contenant des ions  $Cu^{2+}(aq)$  ;
- les deux solutions sont reliées par un pont salin contenant des ions  $K^+ Cl^-$  ;
- les deux lames (électrodes) sont reliées par un circuit électrique extérieur.



### Observations

- Une lampe reliée aux lames par des fils électriques s'allume.
- La lame de zinc se dissout progressivement
- La lame de cuivre s'épaissit au fil du temps

### Réactions aux électrodes

7. Expliquer pourquoi la lame de zinc se dissout. Écrire la demi-équation correspondante.
8. Expliquer pourquoi la lame de cuivre s'épaissit. Écrire la demi-équation correspondante.

### Organisation du dispositif

9. Expliquer pourquoi les espèces  $Zn(s)$  et  $Cu^{2+}(aq)$  sont placées dans deux compartiments distincts ?

### Circulation des charges

10. Indiquer le sens de circulation des électrons dans le circuit extérieur. En déduire le sens de courant électrique.

### Rôle du pont salin

Les ions du pont salin migrent entre les deux béchers afin de maintenir l'électroneutralité des solutions.

11. Vers quel bécher les ions  $K^+$  migrent-ils ? Expliquer ce déplacement en lien avec l'évolution des charges dans la solution.
12. Vers quel bécher les ions  $Cl^-$  migrent-ils ? Justifier ce déplacement.

### Évolution du système

13. Au bout d'un certain temps d'utilisation, la pile ne débite plus de courant. Proposer une explication.

## 2- Fonctionnement d'une pile

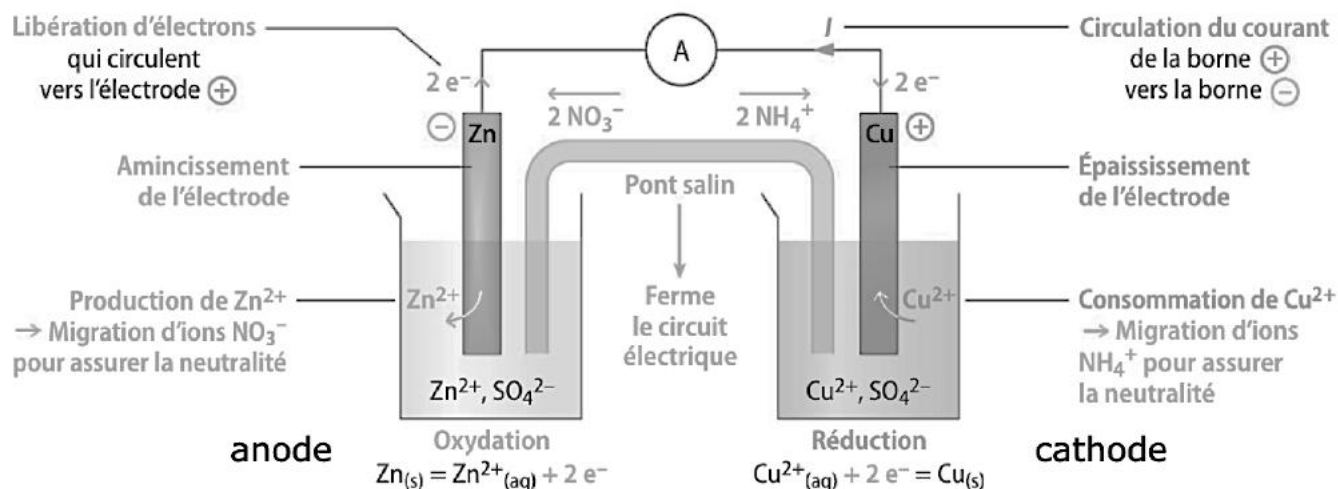
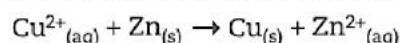
Une pile est un système qui transforme une énergie chimique en énergie électrique grâce à une réaction d'oxydoréduction.

Lorsqu'on relie les deux électrodes par un fil conducteur, un courant électrique s'établit dans le circuit.

À l'**Anode** (électrode négative), il se produit une **Oxydation** : des électrons sont libérés et quittent l'électrode pour circuler dans le circuit extérieur.

À la **Cathode** (électrode positive), il se produit une **Réduction** : les électrons arrivant par le circuit sont captés par des espèces chimiques en solution.

Le schéma annoté suivant décrit le fonctionnement de la pile d'équation :



Le courant électrique (sens conventionnel) circule de la borne positive vers la borne négative, tandis que les électrons se déplacent en sens inverse, de la borne négative vers la borne positive.

Le **pont salin** permet de fermer le circuit en assurant le passage des ions. Il maintient également l'électroneutralité des solutions dans chaque compartiment.

Schéma mental (à retenir absolument)

- **Anode (-) : Oxydation** → libération d'électrons
- **Cathode (+) : Réduction** → capture des électrons
- **Électrons** : circulent dans le fil (du - vers le +)
- **Courant** : circule en sens inverse (du + vers le -)
- **Pont salin** : assure la circulation des ions → équilibre électrique

### Application 3 : Accumulateur au plomb et démarrage automobile

La batterie d'une voiture est un accumulateur au plomb. Elle est le siège d'une transformation chimique permettant de produire un courant électrique.

Elle est constituée de deux électrodes :

- une électrode en plomb  $\text{Pb}_{(\text{s})}$ ,
- une électrode en plomb recouverte de dioxyde de plomb  $\text{PbO}_{2(\text{s})}$ .

Ces électrodes sont plongées dans une solution d'acide sulfurique, modélisée par les ions :  $2\text{H}^{+}_{(\text{aq})}$  et  $\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$ .

Lors du démarrage du véhicule, l'accumulateur fonctionne comme une pile (il fournit de l'énergie électrique).

On considère que les couples oxydant/réducteur mis en jeu sont :

Couple 1 :  $\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Pb}_{(\text{s})}$

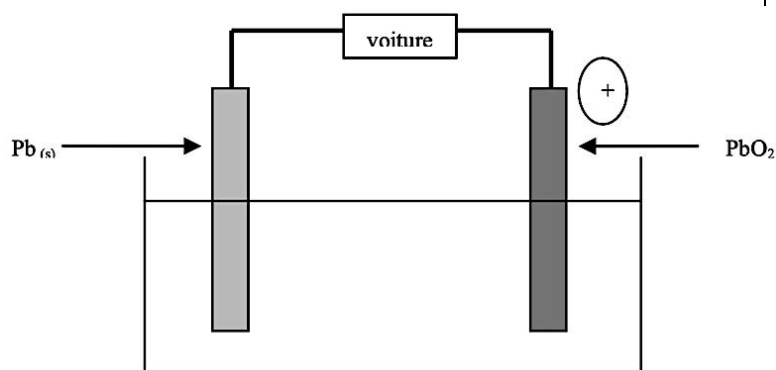
Couple 2 :  $\text{PbO}_{2(\text{s})} / \text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})}$

1. Donner le nom des porteurs de charges responsables du passage du courant :

- dans le circuit extérieur
- dans l'électrolyte (solution)

2. À partir de la polarité de la pile indiquée sur le schéma, compléter celui-ci en précisant :

- la borne négative de la pile
- le sens du courant électrique dans le circuit extérieur
- le sens de déplacement des électrons dans le circuit extérieur



3. Écrire les demi-équations Redox associées à chacun des couples mis en jeu.

4. Préciser quelle demi-équation a lieu à chaque électrode. En déduire l'origine des polarités (+) et (-) des électrodes.

5. Compléter le schéma en précisant le sens de déplacement des ions dans la solution.

6. L'anode est l'électrode vers laquelle migrent les anions de l'électrolyte. La cathode est l'électrode vers laquelle migrent les cations de l'électrolyte. En déduire, dans le montage étudié, quelle électrode correspond à l'anode et laquelle correspond à la cathode.

7. Écrire l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction se produisant dans l'accumulateur au plomb lors du fonctionnement en pile sachant que les ions  $\text{Pb}^{2+}$  vont réagir avec les ions sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$  pour former  $\text{PbSO}_{4(s)}$

### 3- Caractéristiques d'une pile

Une pile est un système chimique **hors équilibre** qui évolue spontanément vers un état d'équilibre ( $Q_r < K$ ).

Lorsque l'équilibre est atteint ( $Q_r = K$ ), ou lorsque le réactif limitant est entièrement consommé, la pile est dite **usée** : le courant délivré ainsi que la tension à vide deviennent alors nuls.

#### 3.1- Définition de la capacité

La **capacité d'une pile**, notée  $Q$ , correspond à la **charge électrique maximale** que la pile peut fournir au cours de son fonctionnement.

#### 3.2- Rôle de l'équation de la réaction

L'équation de la réaction d'oxydoréduction globale (équation bilan) permet de décrire précisément le fonctionnement de la pile.

Elle permet en particulier de :

- **identifier les espèces consommées et formées** au cours du fonctionnement ;
- **déterminer quelle électrode est consommée** (celle où a lieu l'oxydation) et **quelle électrode s'épaissit** (celle où a lieu la réduction) ;
- **connaître le nombre d'électrons échangés**, ce qui est essentiel pour relier la transformation chimique à la charge électrique produite ;
- **identifier le réactif limitant**, c'est-à-dire l'espèce qui sera entièrement consommée en premier.

👉 Lorsque le réactif limitant est épuisé, la réaction s'arrête : la pile ne peut plus fournir de courant.

Ainsi, l'équation bilan constitue le lien fondamental entre :

- l'évolution chimique du système (avancement de la réaction),
- et la quantité d'électricité que la pile peut délivrer.

**3.3- Expression de la capacité**

La capacité d'une pile dépend :

- de la **quantité d'électrons transférés**
- donc directement de l'**avancement de la réaction chimique**

👉 Autrement dit : plus la réaction chimique peut avancer, plus la pile peut fournir de charge.

$$Q = I \times \Delta t = n(e^-) \times F = z \times x_f \times F$$

avec

$Q$  : charge électrique en Coulomb

$\Delta t$  : durée de fonctionnement en secondes

$I$  : intensité du courant en Ampère

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

$F$  : constante de Faraday. 1 faraday correspond à la charge électrique d'une mole d'électrons.  $F = N_A \times e = 6,02 \times 10^{23} \times 1,60 \times 10^{-19} = 9,65 \times 10^4$  C.mol<sup>-1</sup>.

$n(e^-)$  : quantité de matière d'électrons échangés en mole pendant le fonctionnement de la pile

$z$  : le nombre d'électrons échangés dans la réaction d'oxydoréduction

$x_f$  : avancement final lorsque la pile est usée

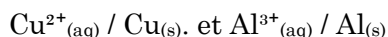
**Application 4 : Capacité d'une pile argent / plomb**

On considère une pile argent / plomb. Les couples associés à cette pile sont  $Ag^+ / Ag$  et  $Pb^{2+} / Pb$

1. Écrire les deux demi-équations d'oxydoréduction associées à cette transformation, puis en déduire l'équation de la réaction globale de la pile.
2. Établir la relation entre la quantité de matière d'électrons échangés  $n(e^-)$  et la quantité de matière d'ions d'argent consommés  $n(Ag^+)$ .
3. Lors du fonctionnement de la pile, la quantité d'ions argent consommés est  $n(Ag^+) = 2,8 \times 10^{-4}$  mol. En déduire la quantité de matière d'électrons échangés  $n_{e^-}$  puis la capacité  $Q$  de la pile.

**Application 5 : Capacité d'une pile Cuivre / Aluminium****Équation de la réaction**

On considère une pile mettant en jeu les couples suivants :



À 25 °C, la constante d'équilibre de la réaction est très grande. On peut donc considérer que la transformation est totale.

1. Écrire les demi-équations d'oxydoréduction associées à chaque couple.
2. En déduire l'équation bilan de la réaction.
3. Déterminer le nombre d'électrons échangés, noté  $z$ .

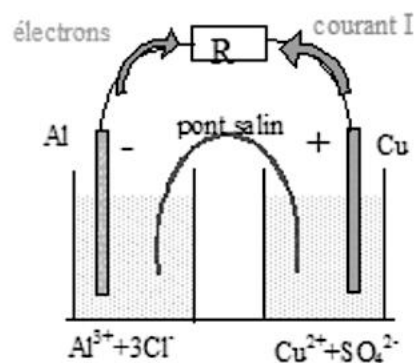
**Étude de l'avancement**

On dispose initialement de :  $n_0(Cu^{2+}) = 1,5 \times 10^{-2}$  mol. L'aluminium est en excès.

4. Identifier le réactif limitant.
5. Déterminer l'avancement maximal  $x_f$  de la réaction.

**Capacité de la pile — méthode 1**

On rappelle que  $Q = z \times x_f \times F$  avec  $F = 9,65 \times 10^4$  C mol<sup>-1</sup>.



6. Calculer la charge maximale  $Q$  que peut fournir cette pile.

### Capacité de la pile — méthode 2

7. Déterminer la quantité de matière d'électrons échangés  $n(e^-)$ .

8. En déduire la charge  $Q$  à l'aide de la relation :  $Q = n(e^-) \times F$

9. Comparer les deux résultats obtenus.

### Durée de fonctionnement

On suppose que la pile débite un courant constant d'intensité  $I = 0,10 \text{ A}$ .

10. Déterminer la durée de fonctionnement  $\Delta t$  de cette pile.

11. Convertir ce résultat en heures.

## 4- Les oxydants et les réducteurs usuels

Les alcalins et les alcalino-terreux du bloc s (deux premières colonnes du tableau périodique) sont des réducteurs : ils s'oxydent facilement en perdant des électrons. En effet, ces éléments ont tendance à perdre un ou deux électrons afin d'atteindre la configuration électronique du gaz noble le plus proche.

Quelques oxydants et réducteurs à connaître :

| Espèce                      | Nom de l'espèce                         | Exemple de milieu / Usage          |
|-----------------------------|-----------------------------------------|------------------------------------|
| <b>Oxydants</b>             |                                         |                                    |
| $O_{2(g)}$                  | Dioxygène                               | Air / Combustion                   |
| $ClO^-_{(aq)}$              | Ion hypochlorite                        | Eau de javel / Désinfection        |
| $Cl_{2(g)}$                 | Dichlore                                | Désinfectant / blanchissant        |
| $MnO_4^-$                   | Permanganate                            | Oxydation forte (alcools, alcènes) |
| $Cr_2O_7^{2-}$              | Dichromate                              | Oxydation des alcools              |
| <b>Réducteurs</b>           |                                         |                                    |
| $C_6H_8O_{6(aq)}$           | Acide ascorbique (ou vitamine C)        | Agrumes                            |
| $H_{2(g)}$                  | Dihydrogène                             | Pile à combustible                 |
| $Li_{(s)}, Na_{(s)}, \dots$ | Les métaux alcalins et alcalino-terreux |                                    |

Colonne →

Période →

|   |                      |   |                       |
|---|----------------------|---|-----------------------|
| 1 | Lithium<br>Li<br>3   | 2 | Béryllium<br>Be<br>4  |
| 2 | Sodium<br>Na<br>11   |   | Magnésium<br>Mg<br>12 |
| 4 | Potassium<br>K<br>19 |   | Calcium<br>Ca<br>20   |
| 5 | Rubidium<br>Rb<br>37 |   | Strontium<br>Sr<br>38 |
| 6 | Césium<br>Cs<br>55   |   | Baryum<br>Ba<br>56    |
| 7 | Francium<br>Fr<br>87 |   | Radium<br>Ra<br>88    |

Configuration électronique externe

$ns^1$

$ns^2$

### Plan de travail

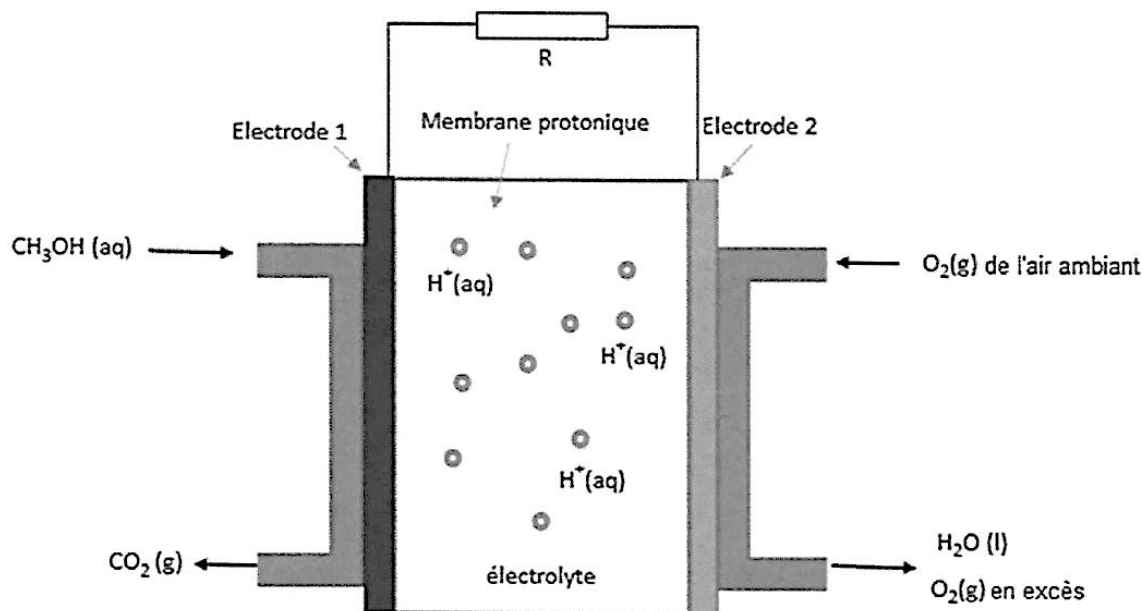
QCM : <http://www.hatier-clic.fr/pct189> à partir de la question 7

| Exigences et capacités exigibles du Chapitre 11 : Évolution spontanée d'un système chimique : Pile électrochimique                                              | Exercices Applications et TP | Exercices Hatier                             |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------|----------------------------------------------|
| Savoir modéliser et schématiser une pile. Justifier l'intérêt de séparer les réactifs dans deux demi-pile. Connaître l'utilité d'un pont salin.                 | Applications 1, 2 et 3 + TP  | 37 p.194<br>52 p.196<br>58 p.197<br>68 p.202 |
| Déterminer la capacité électrique d'une pile et sa tension à vide.                                                                                              | Applications 4 et 5          | 38, 39 p.194<br>57 p.197<br>68 p.202         |
| Pouvoir citer des oxydants et réducteurs usuels (voir « quelques oxydants et réducteurs à connaître ») et justifier le caractère réducteur des métaux du bloc s | Bilan                        | -                                            |

**Exercice 1** : La pile au méthanol

Bac Nouvelle-Calédonie 2022

Une pile au méthanol fait partie des piles à combustibles. Elle est constituée de deux électrodes en platine, au niveau desquelles se produisent une réaction d'oxydation et une réaction de réduction. Le platine sert de catalyseur pour les réactions d'oxydo-réduction. Les deux électrodes sont séparées par une membrane poreuse riche en ions hydrogène  $\text{H}^+(\text{aq})$ , appelée membrane protonique. L'une des électrodes est alimentée par du dioxygène puisé dans l'air, et l'autre est alimentée par un combustible, ici le méthanol en solution aqueuse (**figure 1**).



**Figure 1. La pile au méthanol en fonctionnement**

**Données :**

- Masse molaire du méthanol :  $M_{\text{méthanol}} = 32,0 \text{ g.mol}^{-1}$ .
- Masse volumique du méthanol :  $\rho_{\text{méthanol}} = 0,792 \text{ g.mL}^{-1}$ .
- Composition volumique de l'air : 20 % de dioxygène et 80 % de diazote.
- Volume molaire du dioxygène dans les conditions de l'expérience :  $V_m = 24,5 \text{ L.mol}^{-1}$ .
- Constante de Faraday :  $F = 9,6 \times 10^4 \text{ C.mol}^{-1}$ .
- Le rendement  $r$  d'une pile relie sa capacité électrique réelle  $Q'_{\text{max}}$  à sa capacité électrique théorique  $Q_{\text{Max}}$  par la relation :  $Q'_{\text{max}} = r \times Q_{\text{max}}$ .
- Lorsqu'on associe des piles en série, leurs capacités électriques s'ajoutent.

**PARTIE A : étude du fonctionnement de la pile au méthanol**

Les demi-équations traduisant les réactions au niveau des électrodes de la pile au méthanol sont données ci-dessous :

- Électrode 1 :  $\text{CH}_3\text{OH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 6 \text{e}^- + 6 \text{H}^+(\text{aq})$
- Électrode 2 :  $\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{e}^- + 4 \text{H}^+(\text{aq}) = 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

**A.1.1.** Identifier quelle électrode constitue l'anode et quelle électrode constitue la cathode dans la pile au méthanol.

**A.1.2.** Indiquer sur le schéma du circuit étudié donné ci-dessous, les pôles de la pile ainsi que le sens du courant électrique.

**A.1.3.** Expliquer le rôle de la membrane protonique dans la pile au méthanol.

**A.1.4.** Indiquer le sens de circulation des porteurs de charge à l'intérieur et à l'extérieur de la pile sur le schéma ci-contre.

**A.2.** Écrire l'équation de la réaction chimique modélisant le fonctionnement de la pile.

La pile est alimentée avec un volume  $V = 5,0 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse de méthanol à 10 % en volume et avec de l'air ambiant. Le compartiment qui contient l'air est constamment en contact avec l'air ambiant.

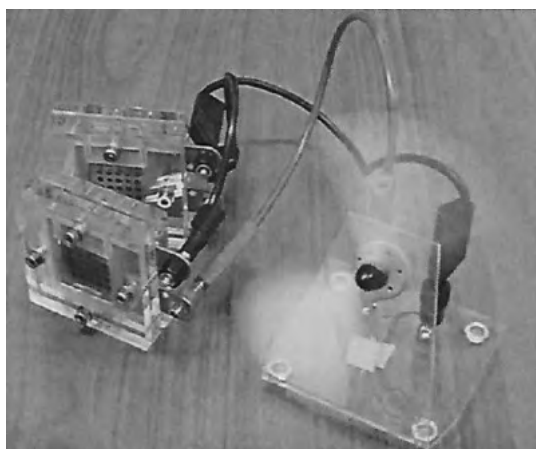
**A.3.1.** Montrer que la quantité de matière de méthanol introduite dans la pile au méthanol a pour valeur  $n(\text{CH}_3\text{OH}) = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol}$ .

**A.3.2.** Justifier que le dioxygène est le réactif en excès.

**A.3.3.** Déterminer le volume d'air  $V(\text{air})$  consommé lors du fonctionnement de la pile jusqu'à son usure.

### PARTIE B : Alimentation d'un circuit comportant un petit ventilateur

Au laboratoire du lycée, des élèves cherchent à faire fonctionner un petit ventilateur avec la pile au méthanol étudiée dans la partie A. Pour y parvenir, ils doivent associer deux piles en série (**figure 2**). Ils mesurent alors que l'intensité du courant qui circule dans le circuit lorsque le ventilateur fonctionne vaut  $I = 450 \text{ mA}$ . Chacune des piles a un rendement de 70 %.

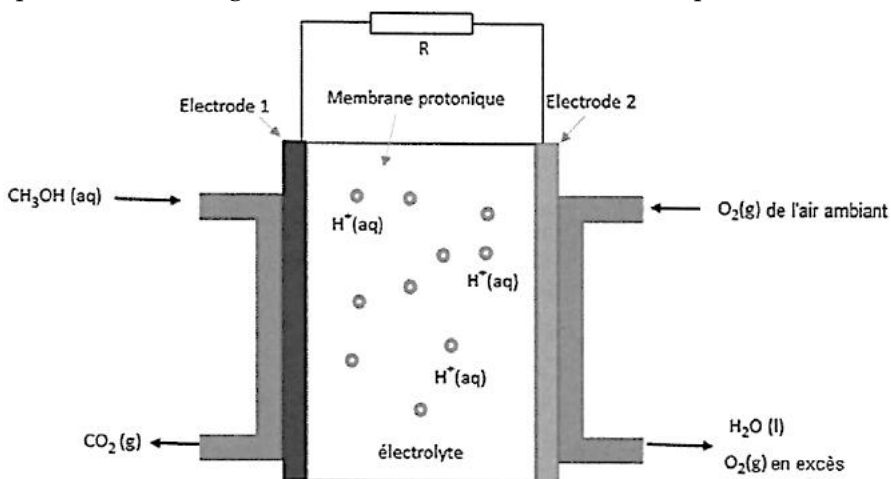


**Figure 2 : Circuit d'alimentation du ventilateur**

**B.1.** Calculer la capacité électrique théorique de la pile au méthanol étudiée dans la partie A.

**B.2.** Les élèves souhaitent faire fonctionner le ventilateur pendant au moins une heure. Expliquer en argumentant la réponse s'ils y parviendront.

*Le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie même si elle n'a pas abouti. La démarche est évaluée et nécessite d'être correctement présentée.*





**Exercice 2 : Piles historiques**

Bac Metropole 2022

Le physicien italien Alessandro Volta a créé la première pile en 1799 ; elle était formée d'un empilement de disques métalliques. Quarante ans plus tard, le chimiste anglais John Daniell propose un nouveau type de pile permettant de pallier certains défauts de la pile Volta. L'objectif de cet exercice est d'étudier le fonctionnement de ces deux piles.

**1. Étude de la pile Volta**

Une pile Volta est réalisée en empilant successivement des « cellules élémentaires » (Figure 1). Chaque cellule élémentaire est constituée d'une rondelle de cuivre, d'une rondelle de matériau absorbant imbibé de solution aqueuse contenant des ions et d'une rondelle de zinc (Figure 2).



Figure 1. Photographie d'une pile Volta  
Source : Wikipédia

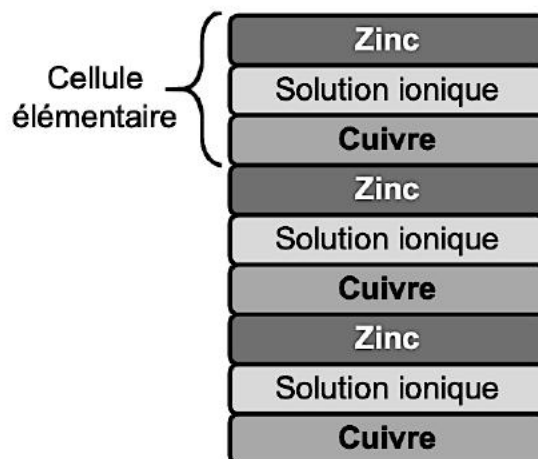


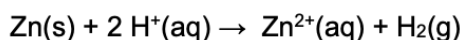
Figure 2. Schéma simplifié en coupe d'une pile de Volta

**Donnée :**

- couples oxydant / réducteur mis en jeu dans la pile Volta :  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Zn}(\text{s})$ ,  $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$ .

Au laboratoire, on réalise une cellule élémentaire avec une rondelle de cuivre, une rondelle de feutre (sorte de tissu épais) imbibée d'une solution d'eau salée (les cations seront par la suite notés  $\oplus$  et les anions  $\ominus$ ) et une rondelle de zinc. Lorsque la cellule est reliée à un conducteur ohmique de résistance d'une dizaine d'ohms, on observe un dégagement gazeux. Pour la suite, on considère que le cuivre est inerte, c'est-à-dire qu'il ne subit pas de transformation chimique.

**Q1.** Justifier que l'équation modélisant la transformation chimique ayant lieu lorsque la cellule débite s'écrit :



**Q2.** En déduire quelle électrode, parmi celle en zinc et celle en cuivre, joue le rôle de cathode. Justifier.

**Q3.** Compléter le schéma **EN ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE** en indiquant les pôles de la cellule, le mouvement des électrons, le mouvement des cations  $\oplus$  et des anions  $\ominus$  dans la rondelle de feutre et le sens conventionnel du courant d'intensité  $I$ .

On mesure la tension  $U$  aux bornes de cette cellule élémentaire en reliant la borne « V » du voltmètre à l'électrode de cuivre et la borne « COM » à l'électrode de zinc. On lit  $U = 0,82 \text{ V}$ .

**Q4.** Justifier la cohérence du signe de cette mesure avec les réponses données précédemment.

La tension délivrée par une cellule élémentaire étant trop faible pour certaines expériences, Volta a réalisé sa pile en associant plusieurs cellules élémentaires (Figure 3).

Au laboratoire, une reconstitution de cette superposition est réalisée à partir de plusieurs cellules élémentaires placées en série. Chaque cellule élémentaire est constituée d'une plaque de zinc et d'une plaque de cuivre plongeant dans un b cher contenant une centaine de millilitres d'eau salée.

Figure 3. Photographie du montage expérimental reconstituant la superposition de 16 cellules élémentaires



On souhaite étudier l'évolution de la tension électrique délivrée par l'ensemble des cellules en fonction du nombre de cellules constituant le système. Ainsi, on réalise plusieurs mesures de tension  $U$  aux bornes d'un ensemble de  $N$  cellules, associées en série, en modifiant le nombre  $N$  de cellules. Les résultats sont donnés sur la figure 4.

Tension  lectrique  $U$  (V)

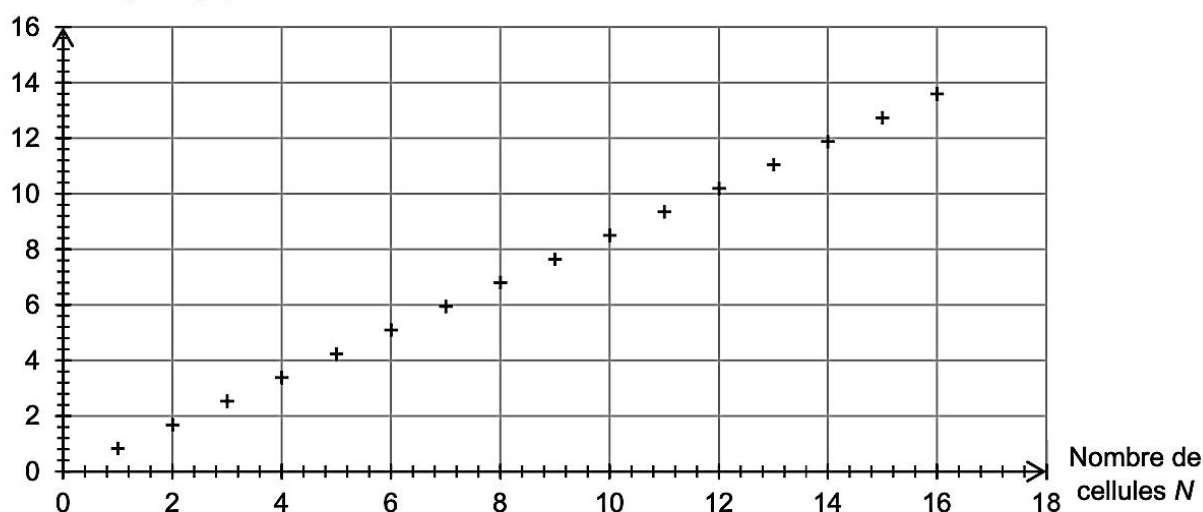


Figure 4. Graphique représentant la tension  $U$  en fonction du nombre  $N$  de cellules

**Q5.** Proposer une relation numérique entre la tension  $U$  et le nombre  $N$  de cellules.

**Q6.** En supposant que la relation précédente est valable quel que soit le nombre de cellules élémentaires mises en série, déterminer l'ordre de grandeur du nombre de cellules élémentaires nécessaires à l'obtention d'une tension d'une centaine de volts.

## 2. La pile Daniell

Le gaz qui se forme lors de l'utilisation de la pile Volta empêche la production d'un courant constant au cours du temps, nécessaire pour l'alimentation de certains appareils électriques, comme le télégraphe. Progressivement, la pile Daniell remplace les piles basées sur le principe de Volta. Elles peuvent être associées en série pour augmenter la tension globale délivrée.



Figure 5. Photographie d'une batterie de piles Daniell

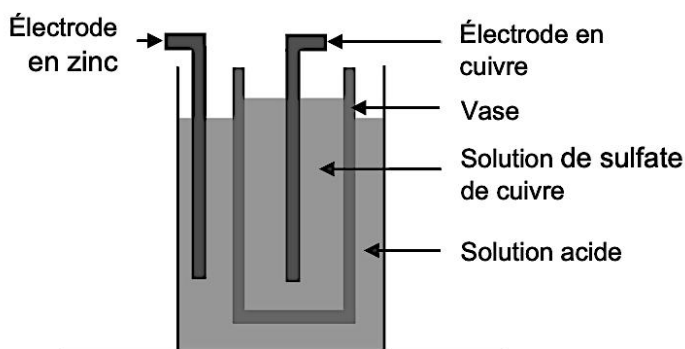
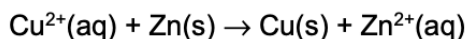


Figure 6. Schéma en coupe d'une pile Daniell

On peut schématiser une pile Daniell de la manière suivante :

- une électrode en cuivre plonge dans un volume  $V = 100 \text{ mL}$  de solution aqueuse de sulfate de cuivre ( $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) ; \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ ) de concentration  $C = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , cette solution étant elle-même contenue dans un vase poreux ;
- le vase poreux joue le rôle de pont salin ;
- le vase poreux plonge dans un bécher contenant une solution acide et une électrode de zinc de masse d'environ  $m \approx 100 \text{ g}$ .

L'équation modélisant la transformation chimique ayant lieu lorsque la pile Daniell débite un courant est :



**Données :**

- masse molaire du sulfate de cuivre  $\text{CuSO}_4$  :  $159,6 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;
- masse molaire du zinc  $\text{Zn}$  :  $65,4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;
- charge électrique d'une mole d'électrons :  $9,65 \times 10^4 \text{ C}$ .

**Q7.** Montrer que l'ion  $\text{Cu}^{2+}$  est le réactif limitant dans la transformation considérée.

**Q8.** En supposant que la pile soit destinée à l'alimentation d'un appareil nécessitant un courant électrique d'intensité  $20 \text{ mA}$ , déterminer la valeur de la durée maximale de fonctionnement de la pile.

*Le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie, même si elle n'a pas abouti. La démarche est évaluée et nécessite d'être correctement présentée.*

