

## Énoncé

Exercice sur 5 points

**Mots-clés** : fonctionnement d'une pile

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.

### Partie 1. Étude de la pile Volta

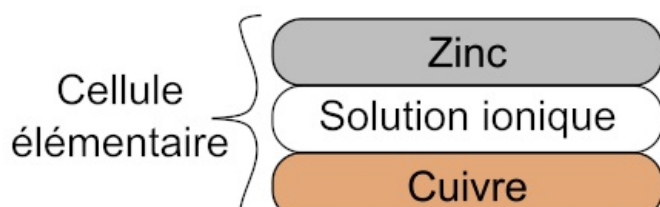
Une pile Volta est réalisée en empilant successivement des « cellules élémentaires » (figure 1). Chaque cellule élémentaire est constituée d'une rondelle de cuivre, d'une rondelle de matériau absorbant imbibé de solution aqueuse contenant des ions et d'une rondelle de zinc (figure 2).

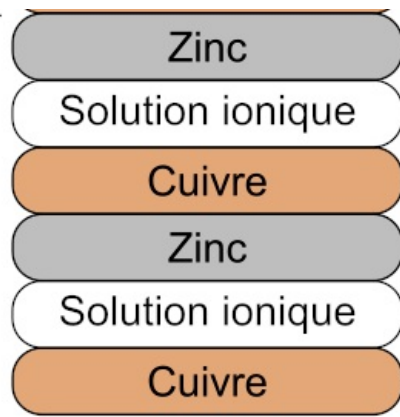
Figure 1. Photographie d'une pile Volta



Source : Wikipédia

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



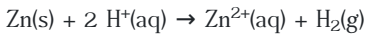


**Données :**

- 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.

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



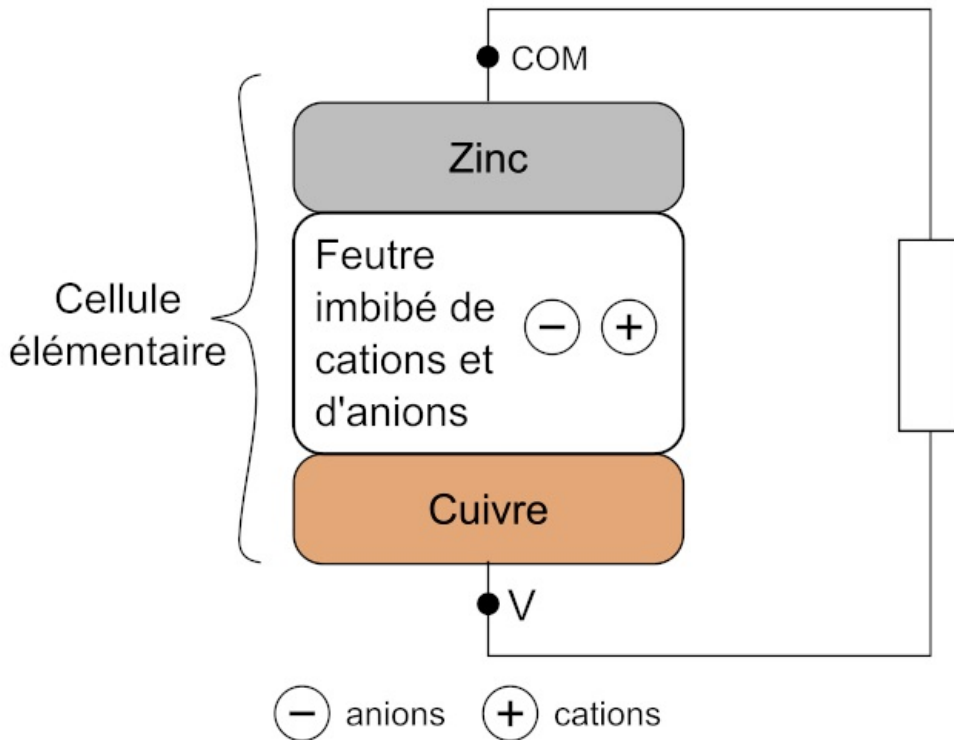
Déterminez les deux demi-équations : celle d'oxydation du zinc et celle de la réduction des ions hydrogène.

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

À la cathode il se produit une réduction.

3. 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  $I$ .

ANNEXE



La question précédente permet de déterminer la cathode. Les électrons vont du pôle - vers le pôle +.

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  $U = 0,82 \text{ V}$ .

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

Le voltmètre mesure une différence de potentiel entre les deux pôles.

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).

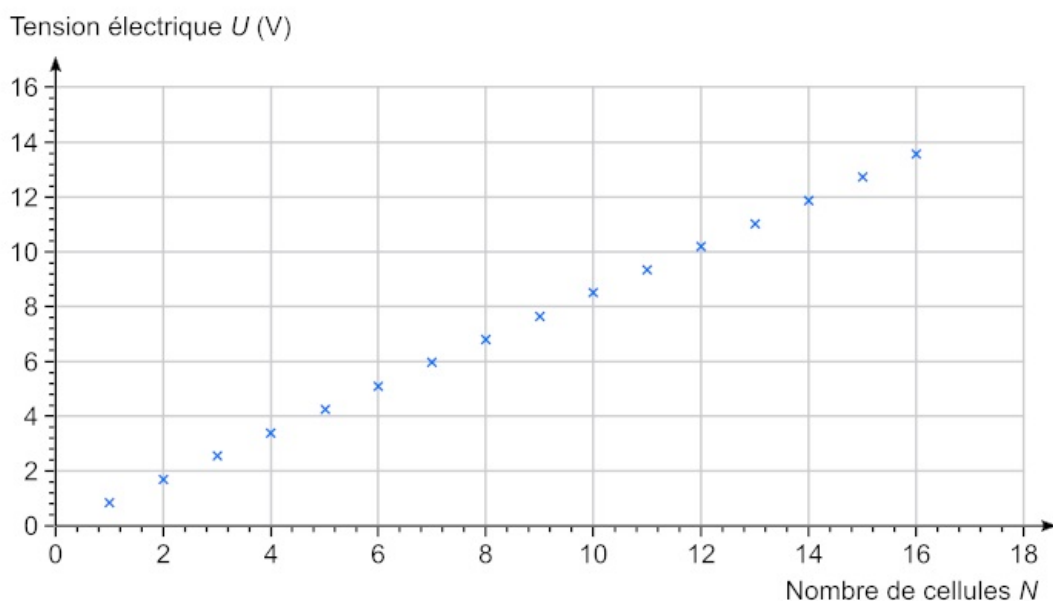
Au laboratoire, une reconstitution de cette superposition est réalisée à partir de plusieurs cellules élémentaires placées en série. Chaque cellule élémentaire est constituée d'une plaque de zinc et d'une plaque de cuivre plongeant dans un béccher contenant une centaine de millilitres d'eau salée.

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.

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



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

Exploitez la courbe pour en déduire le coefficient directeur.

6. 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.

Utilisez la modélisation de la courbe précédente pour déterminer le nombre de cellules élémentaires en supposant qu'elle reste vraie pour une telle tension.

## Partie 2. La pile Daniell

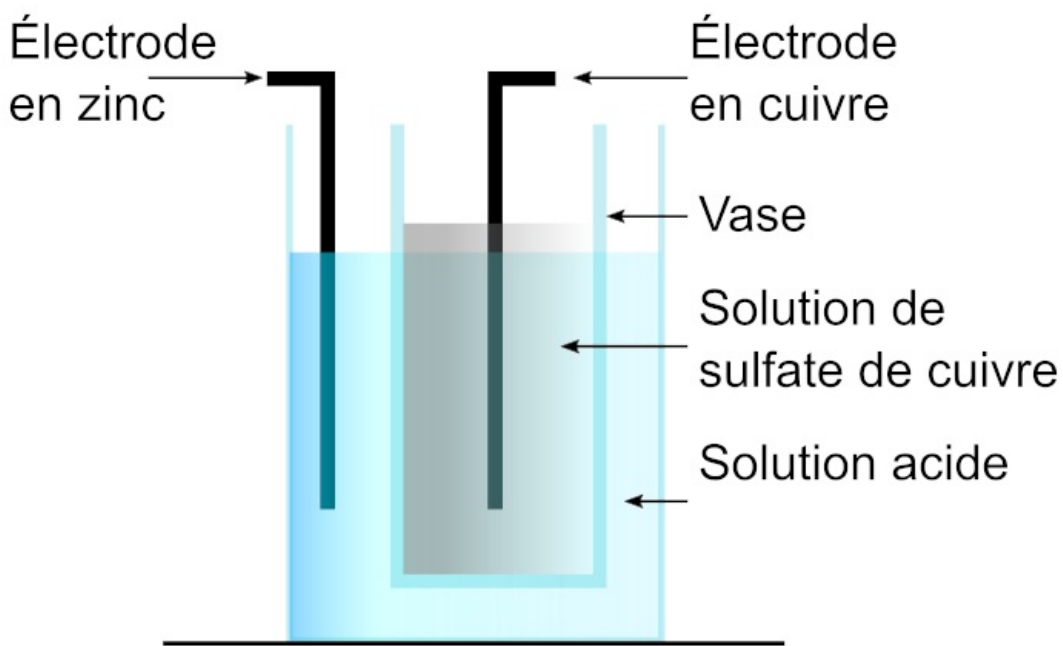
Le gaz qui se forme lors de l'utilisation de la pile Volta empêche la production d'un courant constant au cours du temps, nécessaire pour l'alimentation de certains appareils électriques, comme le télégraphe. Progressivement, la pile Daniell remplace les piles basées sur le principe de Volta. Elles peuvent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

Figure 5. Photographie d'une batterie de piles Daniell





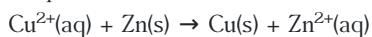
Figure 6. Schéma en coupe d'une pile Daniell



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  $C = 0,100 \text{ mol L}^{-1}$ , 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 :  $9,65 \times 10^4 \text{ C}$ .

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

Déterminez les quantités de matière en ion cuivre II et en zinc.

8. 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.*

La quantité de cuivre déterminée à la question précédente permet de déduire la quantité d'électrons qui circulent, ce qui permettra de calculer la quantité d'électricité et ainsi la durée.

---