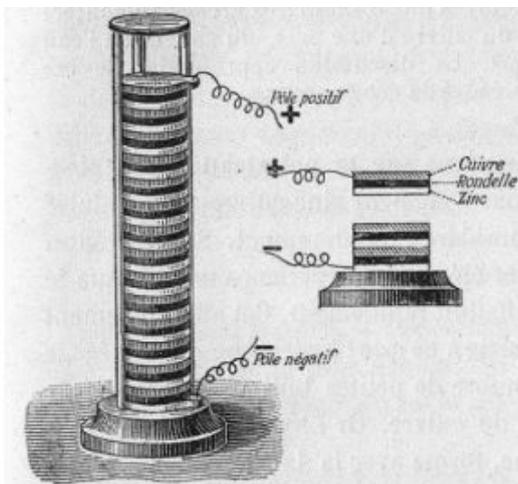


1 But

Identifier l'oxydant et le réducteur mis en jeu dans une pile à partir de la polarité de la pile ou des couples oxydant/réducteur. Écrire les équations des réactions aux électrodes. Expliquer le fonctionnement d'une pile. Utiliser le modèle de la réaction pour prévoir la quantité d'électricité totale disponible dans une pile.

2 La pile de Volta



Dans une lettre qu'il adresse au président de la Société Royale de Physique à Londres, le 20 mars 1800, l'italien Alessandro Volta (1745 - 1827) décrit minutieusement les expériences qui lui ont permis de réaliser la pile qui porte son nom : c'est le premier générateur électrochimique qui a été proposé.

"Oui, l'appareil dont je vous parle, et qui vous étonnera sans doute, n'est qu'un assemblage de bons conducteurs de différentes espèces, arrangés d'une certaine manière. Vingt, quarante, soixante pièces de cuivre, ou mieux d'argent appliquées chacune à une pièce d'étain, ou, ce qui est beaucoup mieux, de zinc, et un nombre égal de couches d'eau, ou de quelque autre humeur qui soit meilleure conductrice que l'eau, simple, comme l'eau salée, la lessive . . . ou des morceaux de carton imbibé de ces humeurs ;

de telles couches interposées à chaque couple ou combinaison des deux métaux différents ; une telle suite alternative, et toujours dans le même ordre, de ces trois espèces de conducteur, voilà tout ce que constitue mon nouvel instrument . . . il est capable de donner la commotion toutes les fois qu'on le touche convenablement, quelque fréquents que soient ces attouchements."

- ① Décrire comment Volta a réalisé sa première pile.
- ② Justifier ainsi le nom de "pile" donné à cet objet.
- ③ Donner la signification du mot "humeur" dans ce texte.
- ④ Donner le nom de l'unité qui est associée à son nom.
- ⑤ Donner la signification du mot "commotion" dans ce texte.
- ⑥ Donner les noms des "humeurs" citées par Volta.

3 La pile Daniell

3.1 Etude de la pile qui ne débite pas (circuit ouvert)

En 1836, le physicien et chimiste anglais Daniell (1790-1845) améliore la pile Volta en utilisant des plaques de cuivre et de zinc, une solution de sulfate de cuivre (II) et une solution de sulfate de zinc.

- ① Réaliser une pile en utilisant deux béchers de 100 mL contenant respectivement 50 mL d'une solution de sulfate de zinc et 50 mL d'une solution de sulfate de cuivre de même concentration $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. Placer, dans chaque bécher, une lame de zinc dans la solution de sulfate de zinc et une lame de cuivre dans la solution de sulfate de cuivre. Placer entre les deux béchers un pont salin.

- ② Faire le schéma de cette pile en circuit ouvert.
- ③ Brancher un voltmètre directement entre les bornes de cette pile et mesurer la f.é.m E de la pile Daniell. Noter sa valeur dans le compte rendu.
- ④ Identifier la borne positive et négative de la pile. Puis compléter le schéma en indiquant la borne positive et négative de la pile. (On peut déterminer la polarité de la pile avec le voltmètre. Si le signe affiché par le voltmètre est positif alors la borne qui est reliée à la borne "V" du voltmètre est la borne positive de la pile)
- ⑤ Enlever le pont salin et refaire la mesure de la tension U . Qu'observe-t-on ?

3.2 Etude de la pile qui débite (circuit fermé)

- ① Modifier le montage précédent en remplaçant le voltmètre par une résistance $R = 10 \Omega$ et un ampèremètre branchés en série.
- ② Faire le schéma de cette pile en circuit fermé.
- ③ Mesurer la valeur de l'intensité I qui circule dans le circuit et noter sa valeur dans le compte rendu.
- ④ Compléter le schéma en indiquant la borne positive et négative de la pile puis indiquer le sens du courant et le sens de déplacement des électrons.
- ⑤ Quelles sont les charges qui se déplacent à l'extérieur de la pile et celles qui sont en mouvement à l'intérieur de la pile ?
- ⑥ Enlever le pont salin et refaire la mesure de l'intensité I . En déduire le rôle du pont salin.
- ⑦ Écrire la demi-équation de la réaction ayant lieu à la borne négative de la pile. Préciser s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction. (Le couple rédox associé est le couple Zn^{2+} / Zn).
- ⑧ Écrire la demi-équation de la réaction ayant lieu à la borne positive de la pile. Préciser s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction. (Le couple rédox associé est le couple Cu^{2+} / Cu).
- ⑨ En déduire l'équation globale de fonctionnement de la pile.

3.3 Capacité de la pile Daniell

La capacité de la pile est la quantité d'électricité maximale que peut fournir cette pile.

- ① Calculer la quantité de matière d'ions cuivre $n_{Cu^{2+}}$ contenue dans les 50 mL de solution de sulfate de cuivre.
- ② A partir de la demi-équation de la réaction ayant lieu à la borne positive, écrire une relation entre la quantité de matière d'ions cuivre $n_{Cu^{2+}}$ et la quantité de matière d'électrons n_{e^-} .
- ③ En déduire la valeur de la quantité de matière d'électrons échangée, n_{e^-} .
- ④ La quantité d'électricité échangée est notée : $Q = n_{e^-} \times F$ ou F est la constante de Faraday $F = 9,65 \times 10^4 C.mol^{-1}$. Calculer la quantité d'électricité maximale Q disponible dans cette pile.
- ⑤ Sachant que $Q = I \times \Delta t$; calculer la durée de fonctionnement Δt de cette pile si on suppose que I est constant (utiliser la valeur mesurée de I)
- ⑥ Après une minute de décharge cette pile était-elle loin d'être vide ?

4 Une autre pile : la pile cuivre - fer

- ① À l'aide du matériel disponible, construire une pile cuivre - fer. On utilisera une lame de fer plongeant dans une solution de sulfate de fer ($Fe^{2+} + SO_4^{2-}$). (Le couple rédox associé est le couple Fe^{2+} / Fe).
- ② Schématiser cette pile en circuit fermé. Mesurer la f.é.m E de cette pile. Préciser la polarité des électrodes, le sens de circulation du courant, le sens de déplacement des électrons, les réactions ayant lieu à chaque électrode et leur nature (réduction/oxydation) et la réaction d'oxydoréduction de fonctionnement de la pile.