

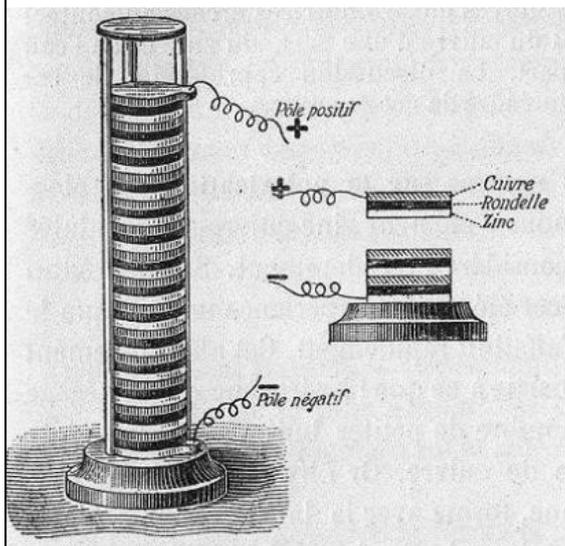


Objectifs

- Réaliser une pile,
- Déterminer sa tension à vide et la polarité des électrodes,
- Identifier la transformation mise en jeu,
- Illustrer le rôle du pont salin.

I. La Pile de Volta

Document 1 La première pile électrique



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 :

« 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 imbibés 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 qui constitue mon nouvel instrument....il est capable de donner la commotion toutes les fois qu'on le touche convenablement, quelque fréquents que soient ces atouchements.»

Q1. Décrire comment Volta a réalisé sa première pile et justifier ainsi le nom de « pile » donné à cet objet.

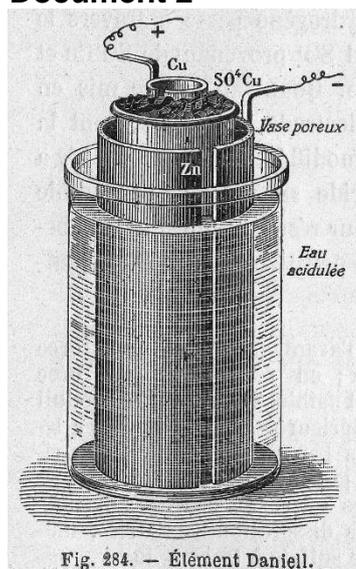
Q2. Proposer une liste de matériel qui permettra de réaliser cette pile.

Q3. Comment peut-on s'assurer qu'il s'agit bien d'une pile ?

Q4. Réaliser l'expérience à l'aide du matériel disponible. Justifier la réponse précédente et noter vos observations.

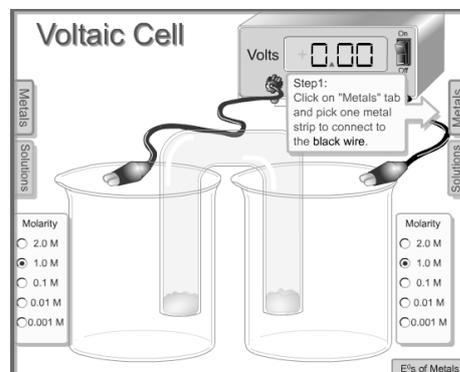
II. La pile Daniell

Document 2



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

On dispose d'une simulation « SimulationPile.swf » qui permet de réaliser une telle pile sur l'ordinateur. Lire les indications.



Le document 2 permet d'envisager deux façons d'organiser les plaques et les solutions pour fabriquer cette pile.

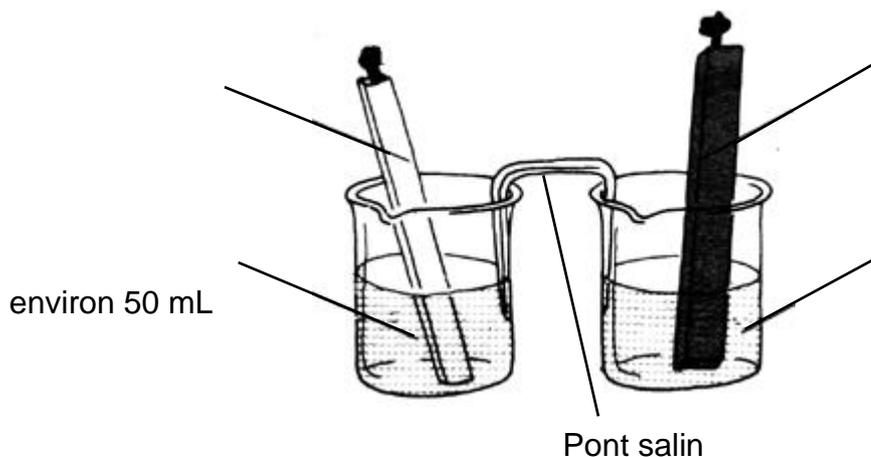
En utilisant la simulation, réaliser successivement ces deux possibilités.

Q5. Pour la situation n'allumant pas la diode, décrire ce qui se passe au niveau de la plaque de zinc (utiliser MolecularLevelReaction).

Q6. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation observée.

- En vous inspirant de l'animation précédente, réaliser expérimentalement la pile Daniell (capable d'allumer une diode).

Q7. Légender ce schéma de la pile.



Q8. Représenter ci-dessus le voltmètre permettant de mesurer la tension aux bornes de la pile. Préciser la position de ses bornes COM et V.

Document 3 Tension à vide et polarité d'une pile

La tension aux bornes d'une pile qui ne débite pas (en circuit ouvert) est appelée tension à vide. C'est, par définition, une grandeur positive.

On peut la mesurer avec un voltmètre branché en dérivation aux bornes de la pile.

Cette mesure permet aussi de déterminer la polarité de la pile. Si on branche un voltmètre aux bornes d'une pile, deux cas peuvent se présenter :

- la valeur de la tension affichée est positive alors la borne positive de la pile est celle reliée à la borne « V » du voltmètre, la borne négative celle reliée à la borne « COM ».

- la valeur de la tension affichée est négative alors la borne positive de la pile est celle reliée à la borne « COM » du voltmètre, la borne négative celle reliée à la borne « V ».

Q9. Réaliser la pile Daniell et mesurer sa tension à vide :

Q10. Identifier les bornes positive et négative de cette pile. Justifier.

Q11. Que se passe-t-il si on enlève le pont salin qui relie les deux solutions ?

III. Interprétation microscopique du fonctionnement d'une pile

Document 4 Ampèremètre et sens du courant

Lorsque l'intensité du courant est inférieure à 200 mA, on utilise le calibre mA.

Si la valeur de l'intensité est positive, alors le courant entre par mA et sort par COM.

Si elle est négative alors le courant sort par mA et entre par COM.

- Remplacer le voltmètre par une résistance de $11\ \Omega$ associée en série avec un ampèremètre.

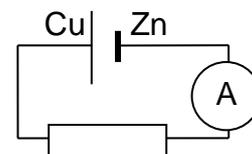
Q12. Noter la valeur de l'intensité du courant $I = \dots\dots\dots$

Que devient cette valeur après avoir retiré le pont salin ?

Q13. Indiquer sur le schéma du circuit, les bornes mA et COM de l'ampèremètre.

Préciser le sens du courant.

Est-il conforme à la polarité de la pile établie précédemment ?



Q14. Quelles sont les particules porteuses de charge en mouvement dans le circuit extérieur de la pile ? Indiquer leur sens de déplacement. On pourra s'aider de la simulation précédente.

Q15. À l'aide de la simulation, décrire ce qui se passe :

- au niveau de la plaque de cuivre,

- au niveau de la plaque de zinc.

Q16. Écrire la demi-équation de la réaction ayant lieu au niveau de la plaque de zinc. Préciser s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.

Q17. Écrire la demi-équation de la réaction ayant lieu au niveau de la plaque de cuivre. Préciser s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.

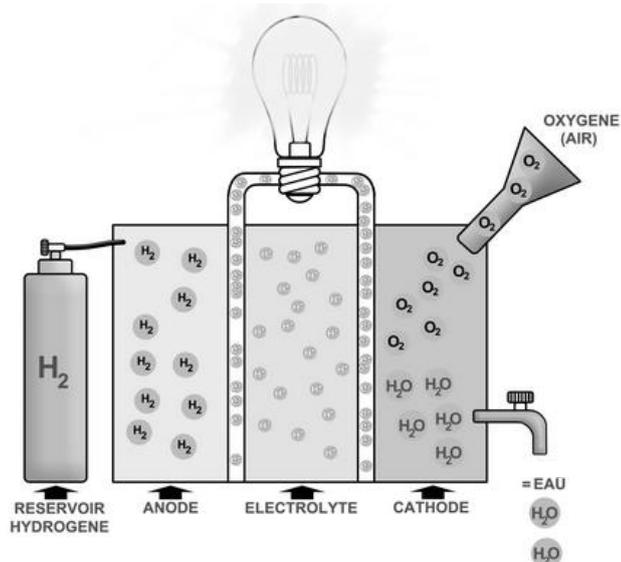
Q18. En déduire l'équation globale de fonctionnement de la pile.

Q19. Cette équation est-elle différente de celle rencontrée lors des questions 5 et 6 où la pile ne donnait aucune tension ?

Que faut-il faire pour obtenir une tension électrique ?

IV. Pile à combustible

Document 5 Pile à hydrogène



Le premier modèle de pile à combustible est réalisé par William R. Grove à partir de 1839.

Utilisées lors des missions spatiales Apollo, cette technologie s'est depuis largement développée notamment dans le domaine des transports.

- **Transformation chimique entre H_2 et O_2 avec mise en contact direct.**

Le professeur réalise cette transformation chimique qui produit de l'eau.

Q20. Écrire l'équation de la réaction chimique :

- **Transformation chimique entre H_2 et O_2 avec séparation de ces réactifs.**

➤ Consulter l'animation « PileCombustible.swf »

Q21. Écrire la demi-équation d'oxydation du dihydrogène en ions H^+ .

Q22. Écrire la demi-équation de réduction du dioxygène en eau.

Q23. En déduire l'équation globale de fonctionnement de la pile à combustible.