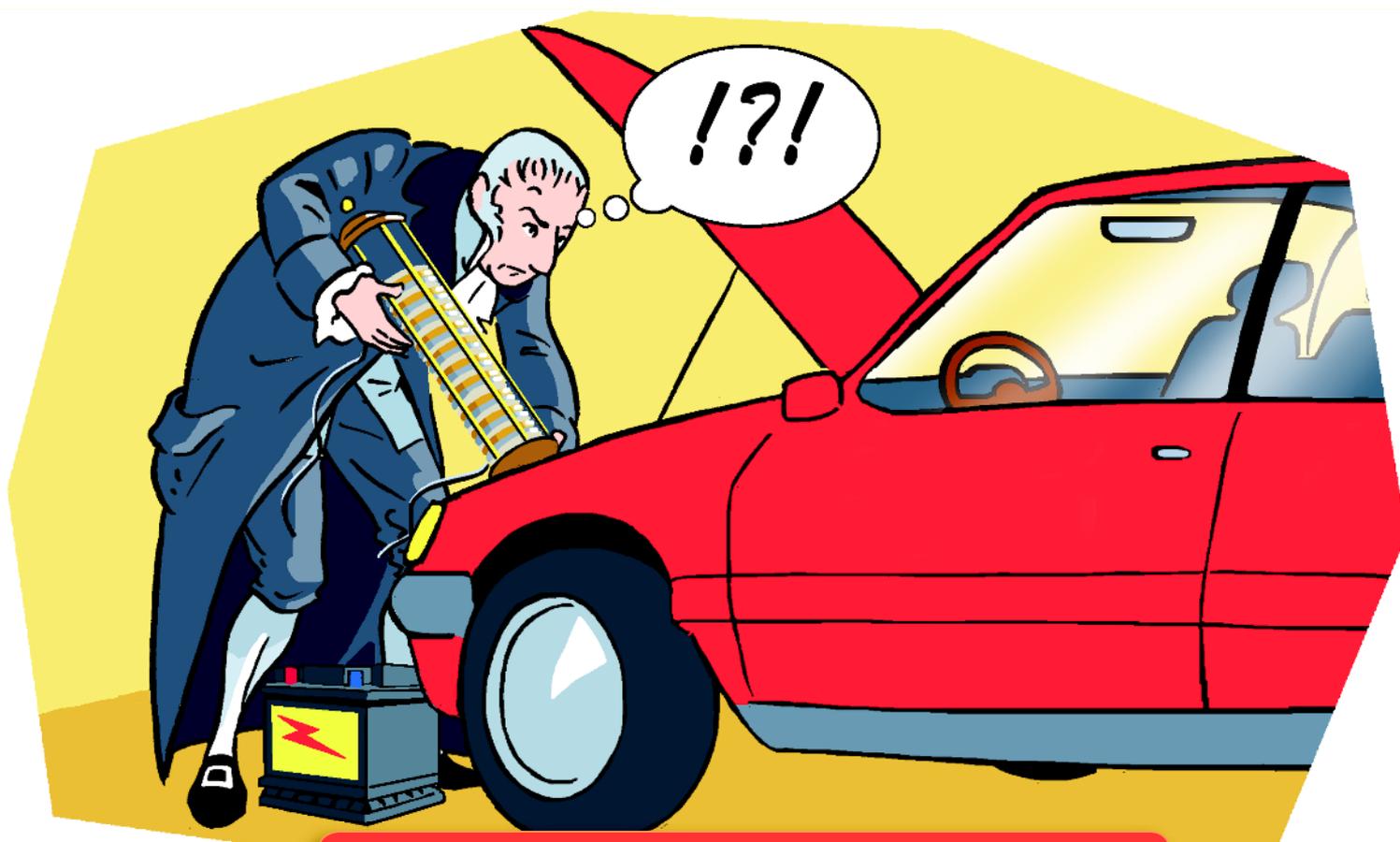


1

Pile et accumulateur : quelle différence ?

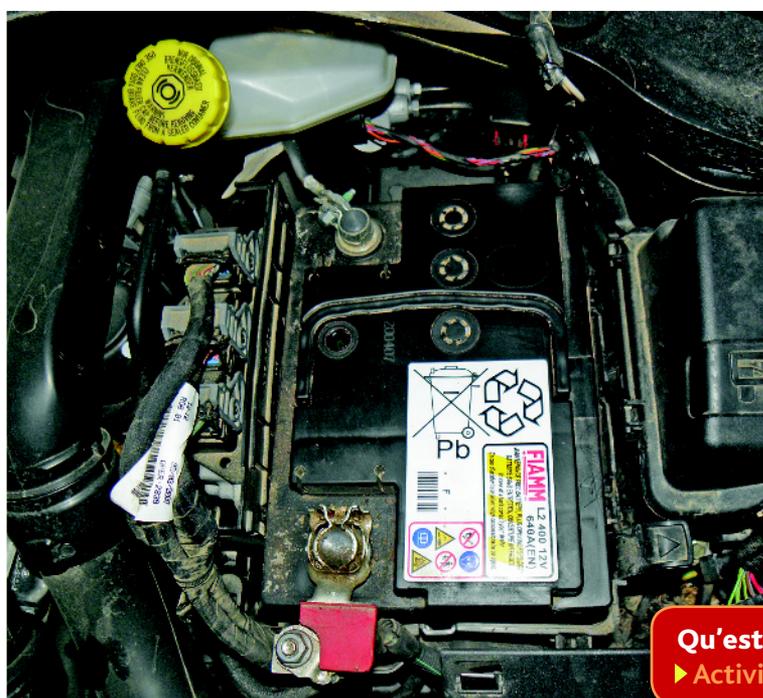


Quels sont les constituants d'une pile ?

► Activité 1

Quelles transformations a subies une pile utilisée ?

► Activité 3



Qu'est-ce qu'une batterie ?

► Activité 6

Comment fonctionne un accumulateur ?

► Activité 7



ACTIVITÉ

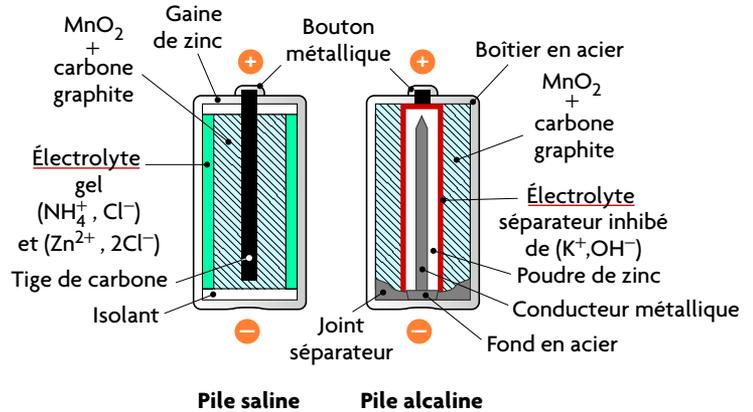
Quels sont les constituants d'une pile ?

DOC . 1 Découverte de la pile

Dans les années 1800, le physicien Alexandre Volta empila des rondelles de cuivre et de zinc séparées par des linges imbibés de solution d'acide sulfurique (H^+ ; SO_4^{2-}). Il découvrit ainsi que cette pile de métaux produisait un courant électrique. La première pile électrochimique venait de naître.

Depuis, elle a évolué grâce aux recherches scientifiques et ses diverses formes sont utilisées dans les appareils électroniques.

DOC . 2 Schémas de piles



Travail à réaliser

1. D'après les doc. 1 et 2, **expliquer** par une phrase les raisons pour lesquelles le tri des piles est nécessaire.

.....

.....

.....

.....

.....



2. En comparant les piles présentées dans les doc. 1 et 2, **relever** les éléments similaires et **compléter** le tableau ci-dessous.

Piles	Volta	Saline	Alcaline
1 ^{er} élément similaire (les métaux purs)	Zinc et
2 ^e élément similaire

3. D'après le doc. 2, **indiquer** le nom spécifique des composés ioniques présents dans les piles.

.....

.....

4. **Citer** l'électrolyte utilisé dans la pile de Volta.

.....

.....

- Toutes les piles contiennent et une solution appelée
- Toutes les solutions contenant peuvent servir d'électrolyte.

ACTIVITÉ

2

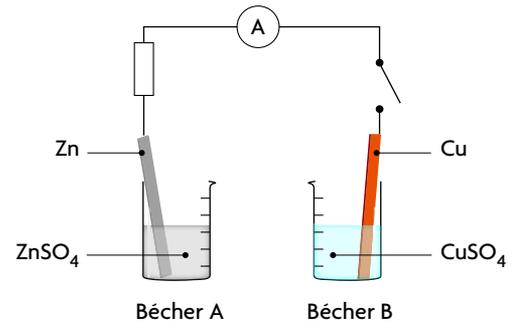
Peut-on réaliser une pile au laboratoire ?

Matériel

- deux béchers
- un pont salin
- un multimètre
- un interrupteur
- une résistance de $3,3 \Omega$
- une solution de CuSO_4 à $0,1 \text{ mol/L}$
- une solution de ZnSO_4 à $0,1 \text{ mol/L}$
- une lame de cuivre
- une lame de zinc
- des fils de connexion
- deux pinces crocodiles
- une pissette d'eau distillée

Travail à réaliser TP

1. Réaliser l'expérience ci-contre.
2. Régler le multimètre afin de mesurer l'intensité du circuit, puis **fermer** l'interrupteur.
3. **Noter** et **justifier** l'affichage observé sur le multimètre.



4. Placer le pont salin de façon à relier les deux béchers et le **dessiner** sur le schéma ci-dessus.
5. **Noter** les nouvelles observations.
6. **Expliquer** en quoi le montage expérimental réalisé correspond à une pile.

ACTIVITÉ

3

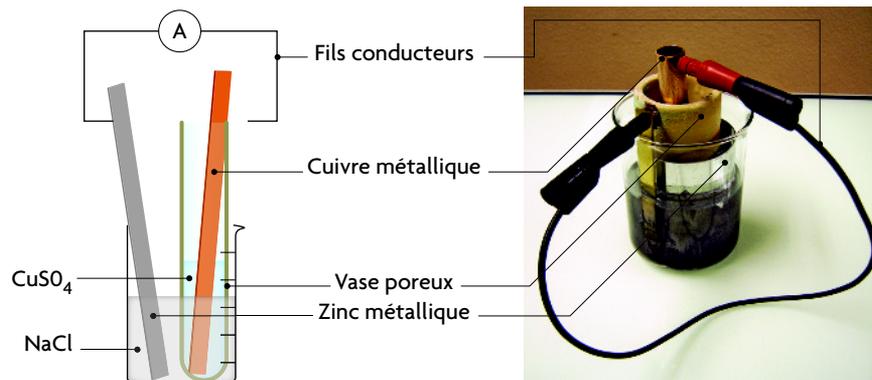
Quelles transformations a subies une pile usée ?

Matériel

- un dispositif de pile Daniell
- un ampèremètre
- une solution de CuSO_4 à $0,2 \text{ mol/L}$
- une solution de NaCl à $0,2 \text{ mol/L}$
- des fils de connexion
- une pissette d'eau distillée
- deux tubes à essais
- des réactifs d'identification d'ions
- des pipettes Pasteur

Travail 1 à réaliser TP Expérimentation

1. Réaliser la pile photographiée et le court-circuit schématisé ci-dessous.



2. **Nommer** l'élément qui remplace le pont salin dans cette pile.
3. **Préciser** le nom du métal qui correspond à l'électrode positive en se référant au signe de l'affichage de l'ampèremètre.
4. **Retirer** l'ampèremètre en maintenant le court-circuit et **laisser** le dispositif en l'état pendant une journée. À la fin de la journée, **noter** les observations, puis **émouvoir** une hypothèse sur les faits observés.

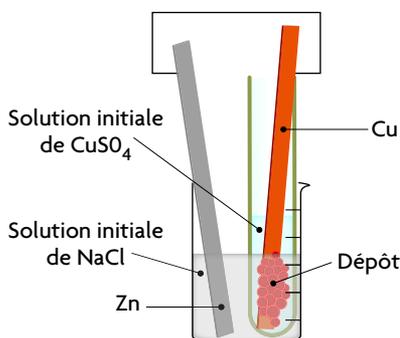
FICHE MÉTHODE 1

5. **Réaliser** une expérience permettant de confirmer la disparition des ions cuivre dans le vase poreux et **interpréter** chimiquement ce qui s'est passé dans le bécher contenant l'électrode de cuivre recouverte d'un dépôt rougeâtre.

6. **Noter** le moment où cette réaction commence.

Travail 2 à réaliser  **Exploitation**

7. À l'aide du doc. 3, **indiquer** par des flèches le sens de passage des électrons dans le court-circuit schématisé ci-dessous.



DOC. 3 Un peu d'histoire

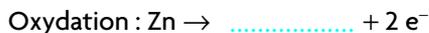
Lors des premiers travaux sur la conduction de l'électricité, les scientifiques pensèrent que le courant était dû à un déplacement de particules de charges positives.

Ils adoptèrent, par convention, le même sens pour le déplacement du courant, c'est-à-dire de la borne + à la borne -.

Ils étaient loin d'imaginer que l'origine du courant électrique est en réalité un déplacement d'électrons de sens opposé.

8. **Faire** des expériences permettant de mettre en évidence les ions présents dans la solution du bécher et **citer** les ions nouveaux.

9. **Compléter** les deux demi-équations des réactions chimiques de la pile du schéma.



FICHE MÉTHODE 1

Mémo

• À l'intérieur d'une pile qui fournit du courant :

– l'anode est métallique **qui s'oxyde**.

Exemple d'oxydation : $\text{Zn} \rightarrow \dots + \dots$

– une oxydation est d'électron(s) ;

– la cathode est l'électrode où **se réduit**.

Exemple de réduction : + \rightarrow

– une réduction est un

ACTIVITÉ

4

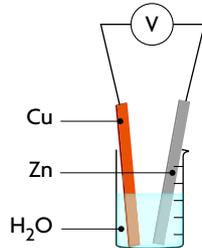
Quelles autres piles peut-on réaliser au laboratoire ?

Matériel

- un voltmètre
- deux fils de connexion
- deux pinces crocodiles
- deux lames de cuivre
- deux lames de zinc
- deux lames de plomb
- deux lames d'argent
- deux lames de fer
- deux lames d'étain
- un bécher
- une pissette d'eau distillée
- une solution de NaCl saturée

Travail 1 à réaliser TP Émettre une hypothèse

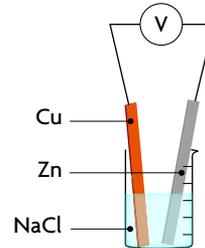
1. Réaliser les expériences schématisées ci-dessous et compléter les encadrés correspondants.



Expérience 1

Tension :

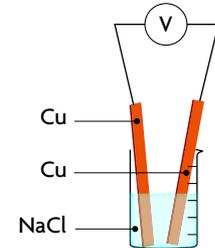
Borne + :



Expérience 2

Tension :

Borne + :



Expérience 3

Tension :

Borne + :

2. Expliquer le résultat obtenu dans l'expérience 1.

.....

3. Expliquer pourquoi l'expérience 2 peut être appelée pile de Volta ?

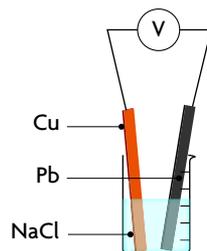
.....

4. D'après l'expérience 3, émettre une hypothèse sur la fabrication d'une pile.

.....

Travail 2 à réaliser TP Vérification expérimentale

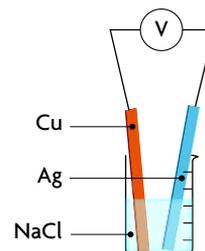
5. Réaliser les expériences schématisées ci-dessous et compléter les encadrés correspondants.



Expérience 4

Tension :

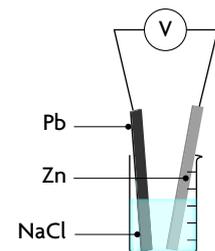
Borne + :



Expérience 5

Tension :

Borne + :



Expérience 6

Tension :

Borne + :

6. Avec d'autres métaux, réaliser des expériences similaires à l'expérience 3 qui permettent de confirmer l'hypothèse émise dans la réponse à la question 4 et conclure.

.....

• Pour fabriquer une pile, il faut et un électrolyte.

ACTIVITÉ

5

Peut-on prévoir le pouvoir d'un métal de ne pas s'oxyder ?

Travail à réaliser



DOC . 4 Classement des métaux

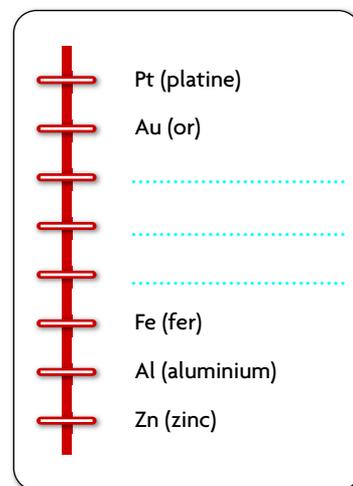
Les électrodes peuvent être des métaux très divers. Un classement permet de définir la noblesse de ces métaux, c'est-à-dire leur pouvoir de ne pas s'oxyder lorsqu'ils for-

ment une pile. On parle d'« échelle galvanique ». Dans le haut de cette échelle, on trouve les métaux les plus nobles, tel l'or ou le platine.

- À l'aide des résultats des travaux 1 et 2 de l'activité 4, **compléter** les quatre premières lignes du tableau ci-dessous.
- À l'aide du doc. 4 et du tableau ci-dessous, **noter** le nom et le symbole des métaux qui manquent sur l'échelle galvanique ci-contre.

Piles			
Métal 1	Métal 2	Métal oxydé	Métal non oxydé
Cu	Ag
Cu	Zn
Cu	Pb
Pb	Zn
Fe	Pb	Fe	Pb
Ag	Au	Ag	Au
Sn	Pb	Sn	Pb
Al	Pb

Échelle galvanique



- Compléter** la dernière ligne du tableau.
- Les informations du tableau (7^e ligne) ne suffisent pas pour placer l'étain (Sn) sur l'échelle galvanique. **Proposer** un protocole expérimental qui permettrait de le faire.

Schéma

Protocole

.....

.....

.....

.....

.....

.....

- Noter** les noms des deux métaux entre lesquels se trouve l'étain (Sn) sur l'échelle complétée à la question 2.

.....

ACTIVITÉ

6

Qu'est-ce qu'une batterie ?

DOC . 5 Pile



DOC . 7 Batterie



– Série d'appareils, d'instruments, d'éléments destinés à fonctionner ou à être utilisés ensemble (par exemple, une batterie de casseroles).

– En électricité : ensemble de dispositifs de même type (par exemple des accumulateurs, des fours électriques, des piles, des condensateurs...).

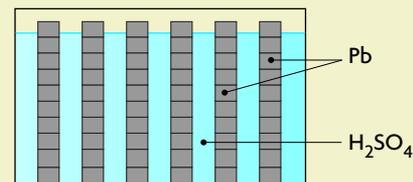


DOC . 6 Accumulateur

Un accumulateur est un dispositif destiné à stocker de l'énergie qui lui permettra de fournir du courant électrique. Il est parfois appelé – à tort – « pile rechargeable ». Lorsqu'on parle d'éléments rechargeables on utilise le terme d'accumulateur. On les distingue des piles électriques qui, par définition, ne sont pas rechargeables. Les piles fournissent la quantité d'électricité prévue lors de leur fabrication (aucune charge ni préparation ne sont nécessaires avant leur utilisation).

DOC . 8 Batterie au plomb

La batterie d'un véhicule est constituée de plusieurs accumulateurs au plomb. L'intérieur d'un accumulateur est schématisé ci-dessous.



Travail à réaliser

1. **Citer** la consigne de sécurité inscrite sur toutes les piles commercialisées comme celle illustrée dans le doc. 5.

.....

2. D'après le doc. 6, **noter** la différence entre une pile et un accumulateur.

.....

3. D'après le doc. 7, **citer** un exemple de batterie non rechargeable qui fournit initialement du courant électrique.

.....

4. À l'aide du doc. 8, **noter** la différence entre un accumulateur de batterie de voiture et une pile.

.....

5. En référence aux expériences de l'activité 4, **préciser** la valeur de la tension U attendue entre deux lames de plomb plongées dans de l'acide sulfurique.

.....

6. Un accumulateur au plomb peut-il initialement fournir du courant électrique ?

Oui

Non

ACTIVITÉ

7

Comment fonctionne un accumulateur ?

Matériel

- deux lames de plomb
- deux pinces crocodiles
- un voltmètre
- un ampèremètre
- un bécher de 250 mL
- une solution de H_2SO_4 0,1 mol/L
- un générateur de tension variable stabilisée (+ 2,5 V)
- des fils de connexion
- un conducteur ohmique de résistance 33 Ω
- un interrupteur

Travail à réaliser



Électrolyse

1. **Proposer** un protocole qui permettrait de fabriquer un accumulateur au plomb et de le charger.

Schéma

Protocole

.....

.....

.....

.....

.....

.....

2. Après accord du professeur, **réaliser** le protocole.

3. **Noter** les observations pendant la charge.

.....

.....

.....

4. **Repérer** et **observer** les électrodes (cathode, anode).

.....

.....

.....

5. Au bout de 15 min, **arrêter** la charge et **mesurer** la tension aux bornes de l'accumulateur.

.....

6. **Réaliser** un circuit électrique avec l'accumulateur, un conducteur ohmique, un interrupteur et un ampèremètre.

7. **Fermer** le circuit à l'aide de l'interrupteur et **indiquer** l'électrode positive à l'aide de l'ampèremètre.

.....

.....

8. Après avoir déchargé l'accumulateur, **réaliser** à nouveau sa charge et **observer**.

9. Pourquoi l'accumulateur ne se détruit-il pas comme une pile ?

.....

.....

.....

Mémo

- Tous les fonctionnent sur le même principe que celui au plomb.
- Par électrolyse, on polarise des de même nature en formant un nouvel élément. C'est cet élément qui pendant la décharge.

La pile à combustible, source d'énergie de demain ?

Le principe de la pile à combustible a été mis en évidence par William Grove en 1839. Pourtant, ce n'est que depuis une quinzaine d'années que les scientifiques amplifient leurs recherches autour de ce dispositif, souhaitant vulgariser une technologie réservée jusqu'alors à la conquête spatiale.

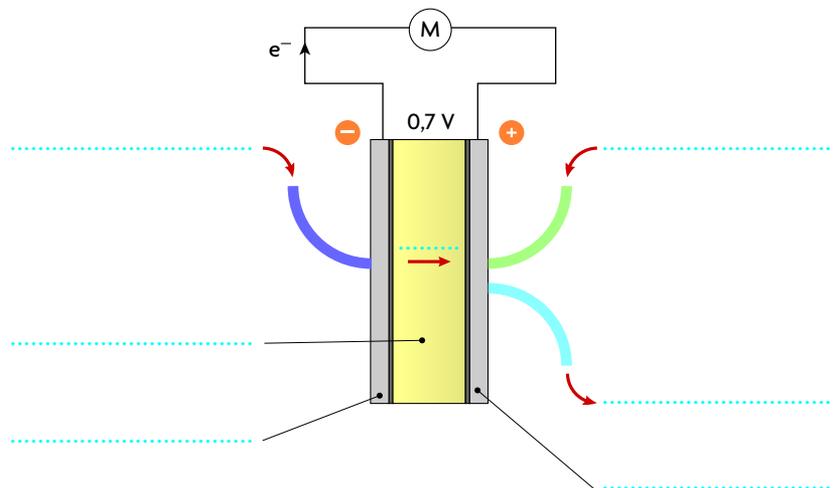
La pile à combustible s'appuie sur le principe inverse de l'électrolyse de l'eau. Elle utilise les gaz dihydrogène et dioxygène pour former de l'eau :

- le dihydrogène est oxydé et libère deux électrons ;
- le dioxygène capte les électrons et les ions H^+ ainsi formés pour être réduit en eau.

Si le principe de fonctionnement d'une pile à combustible peut être schématisé assez simplement, les avancées technologiques ne se mesurent-elles pas au quotidien ?

Travail à réaliser

1. Compléter les légendes du schéma du principe de fonctionnement d'une pile à combustible.



2. Noter les équations des réactions qui se produisent :

- à l'anode :
- à la cathode :

3. À partir des ressources documentaires en ligne ou disponibles dans l'établissement, lister ci-dessous les technologies de piles à combustible proches de la commercialisation et leurs applications.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

1 QCM

- a. Une oxydation est :
 un gain d'électrons une perte d'électrons
- b. Pour créer une pile il faut seulement deux métaux différents.
 Vrai Faux
- c. L'équation : $Zn^{2+} + 2 e^{-} \rightarrow Zn$ est une :
 oxydation réduction
- d. Toutes les batteries sont rechargeables.
 Vrai Faux
- e. Dans une pile usée, l'anode est oxydée.
 Vrai Faux

2 Pile ou pas ?

Cocher les piles parmi les expériences suivantes.

 <input type="checkbox"/>	 <input type="checkbox"/>
 <input type="checkbox"/>	 <input type="checkbox"/>

3 Réduction cathodique, oxydation anodique

a. Déterminer l'anode de chaque pile à l'aide de l'échelle galvanique.

 <input type="checkbox"/>	 <input type="checkbox"/>	<p>Échelle galvanique</p>
 <input type="checkbox"/>	 <input type="checkbox"/>	

b. Déterminer la borne positive des piles.

4 Équations

a. Compléter les équations suivantes.

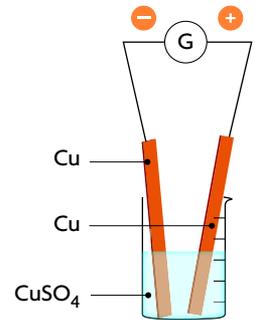


b. Classer les équations ci-dessus dans le tableau.

Oxydation	Réduction

5 Électrolyse 1

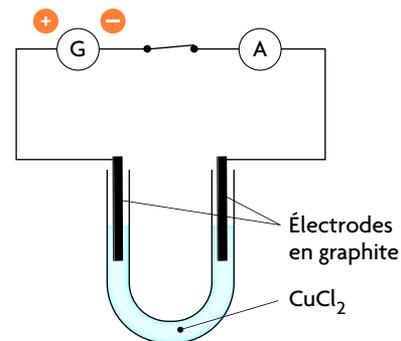
Deux lames de cuivre, reliées à un générateur de courant continu, baignent dans une solution de sulfate de cuivre (Cu^{2+}, SO_4^{2-}).



- a. Dessiner le sens de circulation des électrons dans les branches du circuit.
- b. Noter l'équation de la réaction qui a lieu à la cathode.
- c. Expliquer si l'électrolyte se décolore ou pas.

6 Électrolyse 2

On réalise l'expérience ci-dessous et on observe un dégagement de dichlore.



a. Équilibrer l'équation de la réaction sur l'électrode reliée au pôle + du générateur.



b. Indiquer s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction et justifier la réponse.

Comment sont montés les accumulateurs dans une batterie de voiture ?

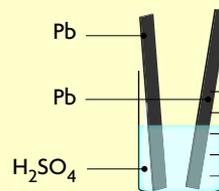
Matériel

- six lames de plomb
- trois béchers
- de l'acide sulfurique à 0,1 mol/L
- un multimètre
- des fils de connexion
- six pinces crocodiles
- trois générateurs de tension continue variable

L'objectif est de comparer deux montages différents d'accumulateurs.

1. Réaliser trois accumulateurs identiques au plomb, comme celui schématisé ci-dessous. On les notera ACC1, ACC2 et ACC3.

2. Indiquer le nom spécifique de l'acide sulfurique (H_2SO_4) dans l'accumulateur au plomb.



.....

.....



Faire vérifier la réalisation des accumulateurs par le professeur.

3. Mesurer, à l'aide du multimètre, la tension U_0 aux bornes d'un accumulateur.

$$U_0 = \dots\dots\dots V$$

4. Citer les deux possibilités qui modifieraient la tension mesurée dans la question 3.

.....

.....

.....

5. Simultanément et sous la hotte, démarrer les électrolyses des trois accumulateurs dont une est schématisée ci-contre.



Faire vérifier les électrolyses des accumulateurs par le professeur.

6. Sur le schéma ci-contre, indiquer le sens de déplacement des électrons dans le circuit électrique.

7. Compléter le schéma en indiquant par des flèches l'anode et la cathode.

8. Cocher la bonne réponse.

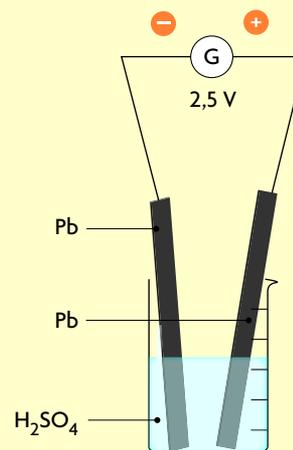
Une oxydation est : une perte d'électron(s).

un gain d'électron(s).

9. Indiquer le nom de l'électrode où a lieu l'oxydation pendant la charge de l'accumulateur au plomb.

.....

.....



10. Dans l'accumulateur au plomb, le dégagement gazeux visualisé pendant l'électrolyse est du dihydrogène (H_2). Ce gaz est obtenu par réduction des ions H^+ présents dans l'acide sulfurique (H_2SO_4).

Compléter l'équation de la réduction : $\dots\dots\dots H^+ + \dots\dots\dots \rightarrow H_2$

11. Arrêter la charge des trois accumulateurs simultanément.

12. Mesurer la tension aux bornes de chaque accumulateur.

$$U_{AAC1} = \dots\dots\dots V \quad U_{ACC2} = \dots\dots\dots V \quad U_{AAC3} = \dots\dots\dots V$$

13. Monter les accumulateurs en dérivation comme sur le schéma 1 ci-contre.



Faire vérifier le montage en dérivation par le professeur.

14. Mesurer la tension U_{deriv} aux bornes de cette batterie, c'est-à-dire entre les points A et B.

$$U_{deriv} = \dots\dots\dots V$$

15. Monter les accumulateurs en série comme sur le schéma 2 ci-dessous.

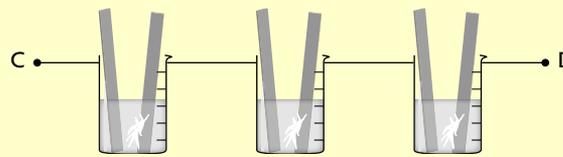


Schéma 2



Faire vérifier le montage en série par le professeur.

16. Mesurer la tension $U_{série}$ aux bornes de cette batterie, c'est-à-dire entre les points C et D.

$$U_{série} = \dots\dots\dots V$$

17. Conclure.

.....

.....

.....



Faire vérifier par le professeur la remise en état du poste de travail.

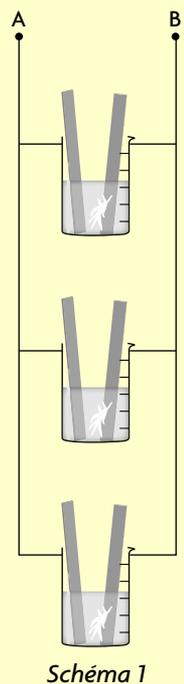


Schéma 1