Exercices de la séquence n°4
Piles

EXERCICE 1 : vrai ou faux ?

*Cet exercice est aussi proposé en version **interactive** et traitable en ligne*

1. Une réaction d'oxydoréduction a lieu lorsque la pile débite du courant.
2. À la surface de l'anode se déroule une réaction de réduction.
3. Les électrons se déplacent de l'anode à la cathode à l'extérieur de la pile dans le circuit électrique.
4. Les électrons sont libérés lors de la réaction d'oxydation.
5. Une pile est l'association de plusieurs demi-piles.
6. La cathode correspond à la borne négative de la pile.
7. Le pont salin n'est pas indispensable au fonctionnement de la pile.
8. On peut déterminer la quantité d'électricité disponible dans une pile si on connait les couples oxydant/réducteur entrant en jeu et les quantités de matières de réactifs présents initialement dans la pile.

EXERCICE 2 : demi-piles ou non ?

*Cet exercice est aussi proposé en version **interactive** et traitable en ligne*

Une tige métallique trempe dans une solution. Le tableau suivant propose plusieurs associations métal / solution : cocher les cases correspondant à des demi-piles.

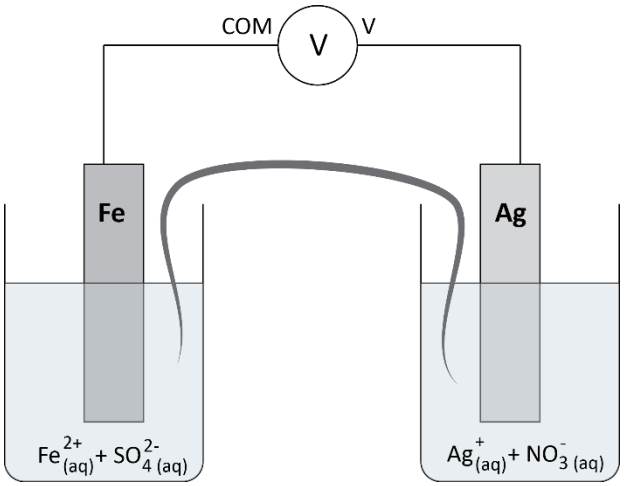
solution aqueuse de… \ métal		cuivre	fer	zinc	argent
nitrate d'argent	$Ag^+ + NO_3^-$				
chlorure de fer III	$Fe^{3+} + 3Cl^-$				
sulfate de fer II	$Fe^{2+} + SO_4^{2-}$				
sulfate de magnésium	$Mg^{2+} + SO_4^{2-}$				

EXERCICE 3 : étude d'une pile au laboratoire

*Cet exercice est aussi proposé en version **interactive** et traitable en ligne*

Des élèves réalisent une pile fer/argent en réalisant le dispositif schématisé ci-dessous. Le pont salin qui relie les solutions des deux béchers est imbibé d'une solution de nitrate d'ammonium (NH_4^+ ; NO_3^-). Ils branchent un voltmètre aux bornes de la pile comme indiqué sur le schéma et obtiennent une tension de + 1,2 V.

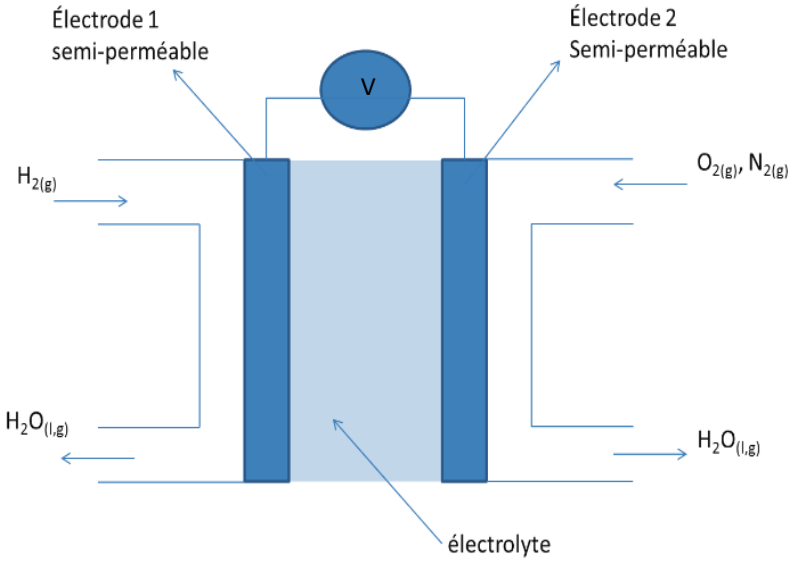
Données : Couples Oxydant / Réducteur : Fe^{2+} (aq) / Fe (s) et Ag^+ (aq) / Ag (s).



1. Reproduire et compléter le schéma de la pile en y indiquant la polarité de la pile et le déplacement des électrons.
2. Indiquer la nature des électrodes (cathode/anode).
3. Compléter la figure en figurant le sens de déplacement des ions dans le pont salin.
4. Indiquer le type de réaction ayant lieu à la surface de l'électrode de fer et donner l'équation modélisant cette réaction.
5. Indiquer le type de réaction ayant lieu à la surface de l'électrode d'argent et donner l'équation modélisant cette réaction.
6. Écrire l'équation de la réaction modélisant le fonctionnement de la pile.

EXERCICE 4 : étude d'une pile à combustible

Le principe de la pile à combustible consiste à utiliser du dihydrogène pour stocker l'énergie. Une pile à combustible est un assemblage de cellules élémentaires, en nombre suffisant pour assurer la production électrochimique d'électricité dans les conditions de tension et d'intensité voulues. De façon générale, le fonctionnement électrochimique d'une cellule élémentaire de pile à combustible peut être représenté selon le schéma suivant :



Chaque cellule élémentaire est constituée de deux compartiments disjoints alimentés chacun en gaz dihydrogène et dioxygène. Les électrodes sont séparées par un électrolyte solide qui laisse passer les anions oxygène. Les couples oxydant/réducteur mis en jeu dans la réaction sont : $H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$ et $O_{2(g)}/H_2O_{(l)}$

1. À partir des informations du schéma, attribuer et justifier le choix de la cathode et de l'anode pour chaque électrode.
2. Reproduire le schéma et représenter alors le sens de circulation des électrons dans le circuit électrique.
3. Écrire les demi-équations électroniques pour chaque couple mis en jeu quand la pile débite.
4. Le réactif oxydé est appelé le combustible de la pile. Parmi les espèces chimiques présentes dans les couples, laquelle constitue le combustible ?
5. Écrire l'équation de la réaction modélisant le fonctionnement de la pile.
6. Dans un véhicule motorisé fonctionnant grâce à une pile à combustible, on estime à 1,5 kg la masse de dihydrogène nécessaire pour parcourir 250 km.
   Calculer la taille du réservoir à dihydrogène nécessaire dans cette voiture pour une autonomie de 250 km et préciser alors une piste d'amélioration possible pour la voiture à dihydrogène.

Données :

- Volume molaire des gaz : Volume occupé par 1 mole de gaz Vm = 24 L à 20°C sous une pression de 1,0 bar
- Masse molaire de l'hydrogène : M(H) = 1,0 $g.mol^{-1}$

EXERCICE 5 : choix d'une pile pour alimenter une ampoule

On dispose d'une petite ampoule sur laquelle sont précisées la tension et l'intensité nominales : U = 1,5 V ; I = 50 mA
On dispose de 3 piles différentes : une pile saline, une pile alcaline et une pile au lithium.

Pile	Tension à ses bornes	Pôle -	Pôle +	Capacité = quantité d'électricité disponible au maximum dans la pile (en mA.h)
Saline	1,5 V	Zinc	Dioxyde de manganèse	950
Alcaline	1,5 V	Zinc	Dioxyde de manganèse	1800
Au lithium	3,6 V	Lithium	Chlorure de thionyle	2000

Remarque : l'unité du système international de la capacité est le Coulomb (A.s) mais elle peut également s'exprimer dans d'autres unités comme mA.h

1. Indiquer la pile que vous choisiriez pour alimenter cette ampoule en détaillant votre raisonnement.
2. Préciser alors la durée théorique de fonctionnement de celle-ci en alimentant l'ampoule.

EXERCICE 6 : piles au lithium

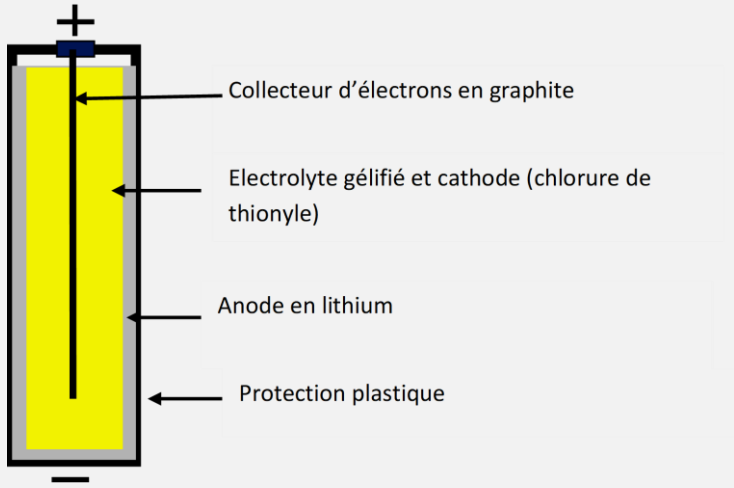
Depuis la fin du XXème siècle, les piles au lithium sont de plus en plus répandues. Il s'agit de piles dont l'anode est en lithium ou en composé de lithium. En fonction de leur conception et des matériaux utilisés, la tension délivrée varie de 1,5 à 3,6 V soit plus du double de celle délivrée par les piles salines et alcalines. Elles sont utilisées dans les appareils électroniques et aussi très répandues dans l'industrie.

DOCUMENT 1 : constitution d'une pile au lithium Li – $SOCl_2$

Le métal lithium est de plus en plus utilisé dans les piles et accumulateurs pour son fort pouvoir réducteur. Cela permet ainsi d'obtenir des piles pour lesquelles la tension à leurs bornes est élevée. Toutefois, en milieu aqueux, le lithium, comme tous les métaux alcalins, réagit vivement avec l'eau.
C'est pourquoi les électrolytes choisis dans ces piles sont non aqueux. C'est aussi la raison pour laquelle les constituants de ces piles ne doivent pas être en contact avec l'eau ni avec l'humidité de l'air.
Une des meilleures illustrations de ces propos est certainement l'exemple de la pile Li - $SOCl_2$. Dans cette pile, qui a donné lieu à un important développement industriel, l'électrolyte est une solution gélifiée contenant du chlorure de thionyle ($SOCl_2$) .
La demi-équation électronique suivante est mise en jeu : $2\ SOCl_2 + 4\ e^- = S + SO_2 + 4\ Cl^-$
Compte tenu du fait que la masse active cathodique est liquide (il s'agit du solvant lui-même), cette pile est dite pile à cathode liquide. Un collecteur d'électrons en carbone est alors nécessaire, il joue le même rôle qu'une électrode en métal. Ces piles peuvent être utilisées sur une large gamme de températures sans dommage.

Extrait de : L'actualité chimique Octobre – Novembre 2011

DOCUMENT 2 : schéma simplifié d'une pile Li – $SOCl_2$



DOCUMENT 3 : comparaison de différentes piles

Pile	Tension à ses bornes	Pôle -	Pôle +	Capacité (en mA.h)	Energie massique (en $Wh.kg^{-1}$)	Energie volumique (en $Wh.cm^{-3}$)
Saline	1,5 V	Zinc	Dioxyde de manganèse	≈ 900	70	0,2
Alcaline	1,5 V	Zinc	Dioxyde de manganèse	≈ 1800	120	0,3
Au lithium	3,6 V	Lithium	Chlorure de thionyle	≈ 2000	460	0,8

Capacité : quantité d'électricité maximale disponible dans la pile, s'exprime en Coulom = A.s ou en mA.h
Energie massique : énergie fournie par unité de masse de la pile.
Energie volumique : énergie fournie par unité de volume de la pile.

DOCUMENT 4 : recyclage des piles

Ce procédé concerne les piles alcalines et salines ainsi que les piles et accumulateurs au lithium. Les piles et batteries usagées sont préalablement broyées puis triées afin de séparer les éléments métalliques des éléments organiques. Puis les métaux sont soumis à une attaque chimique en milieu acide. Cette technique utilise peu d'énergie et beaucoup de réactifs, mais ne pollue pas l'atmosphère et nécessite un traitement chimique complémentaire pour aboutir à des métaux réutilisables.

https://www.corepile.fr/un-reportage-de-tf1-sur-le-recyclage-des-batteries-de-velos-electriques/

Extrait de : corepile.fr

Données :

- Constante de Faraday : F = 96500 $C \cdot mol^{-1}$
- Couples oxydant / réducteur :
  Couple du plomb : Pb^{2+} /Pb
  Couple de l'argent : Ag^{+} / Ag
  Couple du lithium : Li^{+} / Li
  Couple : H^{+}/ H_2
- Masse molaire : M(Li) = 6,9 $g.mol^{-1}$

1. Écrire les demi-équations électroniques des réactions se produisant à l'anode et à la cathode d'une pile Li – $SOCl_2$.
2. Préciser à chaque fois s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.
3. Indiquer également les pôles de cette pile.
4. Écrire l'équation de la réaction modélisant le fonctionnement de cette pile.
5. Quels sont **les** rôles du gel électrolyte dans la pile Li – $SOCl_2$?
6. En reprenant le schéma simplifié du document 2, représenter la pile dans un circuit électrique contenant un appareil électronique. Indiquer alors la nature et le sens de déplacement des charges :
   - dans les fils du circuit électrique
   - dans l'électrolyte gélifié
7. Soit une pile contenant initialement m = 0,52 g de lithium.
   En utilisant l'équation de la réaction modélisant le fonctionnement de cette pile, calculer la quantité de matière n de chlorure de thionyle à introduire dans cette pile si l'on souhaite que tous les réactifs soient épuisés lorsque la pile cesse de fonctionner.
8. Calculer la quantité d'électricité maximale disponible dans cette pile.
   Comparer le résultat obtenu à celui des données du Document 3.
9. D'après le Document 4, les métaux et les matières organiques de la pile sont séparés après broyage.
   Proposer deux méthodes permettant de séparer effectivement des métaux de matériaux organiques.
10. Seuls certains métaux peuvent être « attaqués » par un milieu acide comme indiqué dans le Document 4.
    Le tableau ci-après précise quels métaux sont attaqués et quels métaux ne le sont pas.

Métaux réagissant avec de l'acide chlorhydrique	***Métaux ne réagissant pas avec l'acide chlorhydrique***
Fer, Plomb, Nickel, Aluminium ….	**Cuivre, Or, Argent, Platine**

    Écrire l'équation modélisant la réaction d'oxydoréduction du plomb métallique avec l'acide chlorhydrique ($H^+ + Cl^-$).
11. Proposer une hypothèse pour expliquer pourquoi seuls certains métaux réagissent avec l'acide chlorhydrique.
12. A l'aide des renseignements des divers documents, résumer dans un tableau les avantages et les inconvénients de ces piles au lithium.
13. Vers le Grand Oral :
    Visionner la vidéo du Document 4 ainsi que la vidéo proposée par le CEA :
    https://www.youtube.com/watch?v=WuRw8wn3JaY
    Préparer alors une présentation d'environ 3 minutes permettant de répondre à la problématique :
    Pourquoi est-il nécessaire de recycler les piles et batteries ? Donner au moins deux arguments.
    Comment la chimie peut-elle permettre ce recyclage ?