EXERCICE II : CHIMIE AU QUOTIDIEN : (6,5 points)
DES EXPERIENCES DE CHIMIE REALISABLES CHEZ-SOI

Les parties 1 et 2 sont indépendantes

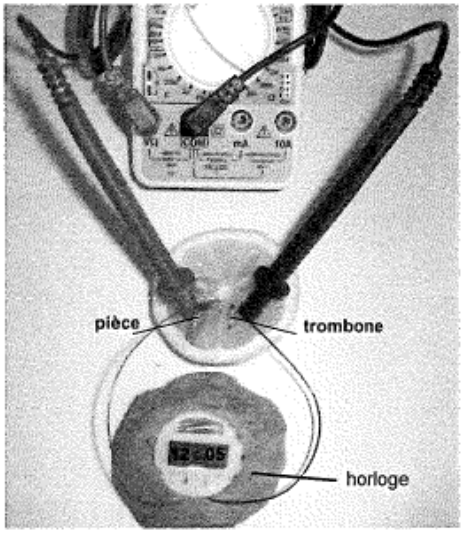
1. La pile au citron

Une expérience simple à réaliser chez soi : alimenter un cadran d'horloge, comme l'écran à cristaux liquide d'un réveil de voyage, avec un citron !
Matériel nécessaire pour réaliser la pile :

- *Pièces anciennes en cuivre*
- *Trombones galvanisés (entièrement recouverts de zinc)*
- *Fils électriques*
- *Plusieurs citrons*
- *Un multimètre*

L'objectif de cet exercice est d'expliquer scientifiquement le phénomène.

Figure 1 : Pile au citron



Données :
- *M(Zn) = 65,4 g.mol^{-1} ;*
- *Constante de Faraday : F = 96500 C.mol^{-1}*
- *couples oxydant / réducteur :*
  $Zn^{2+}(aq) / Zn(s)$; $H^{+}(aq) / H_2(g)$.

1.1. Polarité de la pile

On désire mesurer la tension à vide aux bornes de « la pile au citron ».
Pour ce faire, on a réalisé le montage de la **figure 1** ci-dessus : l'indication donnée par le voltmètre est : + 0,84 V.

1.1.1. Quel autre nom donne-t-on à la tension à vide d'une pile ?

1.1.2. Déterminer la polarité de la pile au niveau de la pièce et du trombone. Justifier votre réponse.

1.2. Principe de fonctionnement de la pile

Au cours de son utilisation on constate une effervescence au niveau de la pièce ancienne.
Après analyse du gaz, on en déduit qu'il s'agit de dihydrogène.

1.2.1. Comment peut-on mettre en évidence expérimentalement la présence de dihydrogène ?

1.2.2. Ecrire les équations des réactions d'oxydoréduction ayant lieu à chaque électrode en précisant le type de réaction (oxydation ou réduction) et le nom de chaque électrode.

1.2.3. En déduire l'équation de la réaction globale se produisant au cours du fonctionnement de cette pile.

1.2.4. D'où proviennent les ions $H^{+}(aq)$ présents dans les réactifs ?

1.2.5. Parmi les solutions aqueuses telles que le vinaigre, l'eau sucrée et le jus d'orange, justifier celle(s) qui aurai(en)t pu remplacer le citron ?

1.2.6. Comment peut-on obtenir, avec le matériel disponible, un dispositif délivrant une tension à vide deux fois plus grande ?

1.3. Etude quantitative

La pile est utilisée pour faire fonctionner une horloge pendant une durée Δt = 5 min 30 s. L'intensité I du courant débité par la pile est égale à 10 mA.

1.3.1. Quelle quantité d'électricité Q est débitée par la pile pendant la durée Δt ?

1.3.2. Déterminer n, la quantité de matière de zinc consommée au cours du fonctionnement de la pile. Justifier.

1.3.3. En déduire la variation de masse Δm du trombone pendant la durée de fonctionnement Δt.

2. Cuivrer un objet en fer

Une autre expérience simple à réaliser chez soi : cuivrer un objet en fer, soit encore déposer du cuivre sur un objet en fer.
Matériel nécessaire pour réaliser le dépôt :

- *Bouillie bordelaise en poudre, en vente dans les jardineries*
- *Eau déminéralisée*
- *Un objet à cuivrer : une clé en fer*
- *Un petit objet en cuivre*
- *Une cuve*
- *2 fils électriques*
- *Une pile de 4,5 V*

Données : M(Cu) = 63,5 g.mol^{-1} ; M(S) = 32,1 g.mol^{-1} ; M(O) = 16,0 g.mol^{-1}

2.1. Préparation de l'électrolyte

On trouve du sulfate de cuivre $CuSO_4$ dans « la bouillie bordelaise », poudre très connue des jardiniers qui l'utilisent comme fongicide (produit conçu pour tuer ou limiter le développement des champignons parasites des végétaux). Sur un paquet de «bouillie bordelaise» acheté en jardinerie, on peut lire «contient 80 % en masse de $CuSO_4$ ».

2.1.1. Déterminer la masse notée m de bouillie bordelaise à prélever dans un paquet pour préparer un volume V = 250 mL de solution aqueuse de sulfate de cuivre de concentration molaire apportée C = 1,0 mol.L^{-1}. Cette solution servira d'électrolyte.

2.1.2. Indiquer le protocole expérimental pour préparer l'électrolyte à l'aide du matériel que l'on peut trouver dans les laboratoires de chimie d'un lycée.

2.2. Cuivrage par une transformation spontanée

En plongeant la clé en fer dans l'électrolyte préparée au 2.1., elle se recouvre instantanément d'une mince couche de cuivre Cu.

Les couples intervenant au cours de la transformation sont $Cu^{2+}(aq)$ / Cu(s) et $Fe^{2+}(aq)$ / Fe(s).

2.2.1. Ecrire l'équation de la réaction qui modélise la transformation se produisant dans le mélange réactionnel. Préciser l'espèce jouant le rôle d'oxydant et celle jouant le rôle de réducteur.

2.2.2. Calculer le quotient de réaction initial $Q_{r,i}$ et justifier le caractère spontané de cette transformation ; la constante d'équilibre de la réaction vaut K = 10^{26}.

2.2.3. La présence de cuivre à la surface de la clé interrompt la réaction, le dépôt de cuivre sur la clé est donc très mince, proposer une explication pour rendre compte de ce phénomène.

2.3. Cuivrage par une transformation forcée

Afin d'augmenter le dépôt de cuivre sur la clé, on réalise une électrolyse à anode soluble.

Pour ce faire, on plonge l'objet en cuivre et la clé dans l'électrolyte préparé au 2.1 (**cf. figure 2 de l'annexe**) puis on les relie convenablement à la pile de 4,5 V avec deux fils électriques.

Le seul couple mis en jeu au cours de l'électrolyse est celui relatif au cuivre $Cu^{2+}(aq)$ / Cu(s).

2.3.1. Sur quelle électrode doit se faire le dépôt de cuivre ? Écrire l'équation de la réaction à cette électrode.

2.3.2. En déduire l'équation de la réaction à l'autre électrode et montrer que le bilan de l'électrolyse est : $Cu^{2+}(aq) + Cu(s)_{pièces} = Cu(s)_{clé} + Cu^{2+}(aq)$

2.3.3. Sur le schéma du montage de la **figure 2 de l'annexe à rendre avec la copie**, placer les fils électriques et la pile de 4,5 V en précisant sa polarité pour un montage correct et le déplacement des charges lors de l'électrolyse.

ANNEXE A RENDRE AVEC LA COPIE

ANNEXE DE L'EXERCICE II

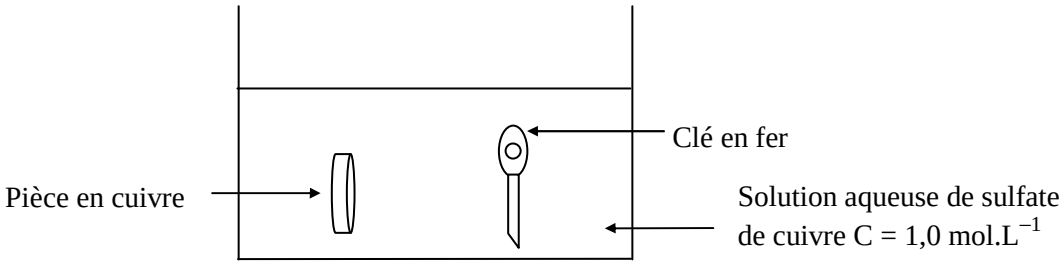


Figure 2 : schéma de l'électrolyse à anode soluble