



OLYMPIADES NATIONALES DE LA CHIMIE 2016

ACADEMIE D'AMIENS

THEME : CHIMIE ET ENERGIE

**EPREUVE PRATIQUE DE SELECTION REGIONALE DE
PICARDIE**

DUREE 1 HEURE 30.

Note :

/20






NOM :

PRENOM :

Liste du matériel par candidat :

- 4 petits pots
- 3 béchers
- 1 erlenmeyer
- éprouvette graduée de 50 et 100mL
- lame d'aluminium
- lame de cuivre
- lames de zinc
- mine graphite
- papier à poncer
- coupelle aluminium
- multimètre
- 2 pinces croco
- 2 fils
- du papier filtre
- NaCl solide
- burette graduée
- pissette à eau distillée
- agitateur magnétique et turbulent
- pipette plastique
- gants
- lunettes de sécurité
- spatule
- sopalin
- 1 récipient type verre à pied
- tige en verre
- 1 pipette jaugée 20,0 mL
- 1 propipette

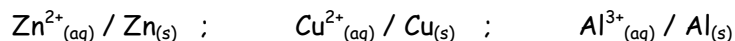
Sur la paillasse professeur ou sous la hotte :

- solution chlorure de zinc $c = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ 
- solution sulfate de cuivre $c = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ 
- solution chlorure d'aluminium $c = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ 
- solution peu concentrée d'hypochlorite de sodium (eau de javel) 
- solution d'iodure de potassium $c = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$
- solution de thiosulfate de sodium $c = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- acide éthanoïque pur 
- 3 bidons de récupération (métaux lourds, liquides acides, liquides basiques)

Partie I - Réalisation de piles électrochimiques par demi-piles redox.

Données :

- Couples oxydant/réducteur :



Quel appareil utilise-t-on pour mesurer une tension ?

Comment se branche-t-il ?

Si la tension mesurée est positive alors la borne V du multimètre est reliée à la borne

positive ou négative (rayer la réponse fausse) de la pile.

Dans le circuit extérieur à la pile :

- le courant circule de la borne à la borne de la pile.

- les électrons circulent de la borne à la borne de la pile.

Expérience 1 :

- Dans un bécher, verser environ 50 mL d'une **solution aqueuse de sulfate de cuivre** et y plonger une **lame de cuivre** préalablement décapée.
- Dans un autre bécher, verser environ 50 mL d'une **solution aqueuse de chlorure de zinc** et y plonger une **lame de zinc** préalablement décapée.
- Relier les deux béchers à l'aide **d'un pont salin***.

** le pont salin est réalisé en découpant une bande de papier filtre et en la trempant dans une solution de NaCl préalablement préparée dans la coupelle en aluminium.*

Préparation de la solution de NaCl : ajouter quelques spatules de NaCl(s) dans quelques mL d'eau distillée.

- Brancher un multimètre entre les 2 lames métalliques. Relier les fils de manière à ce que la tension mesurée soit positive. Noter la valeur de la différence de potentielle.

U =

Faire un schéma légendé du dispositif expérimental :

Observations :

A quelle lame est raccordée la borne V du multimètre ?

A quelle lame est raccordée la borne COM du multimètre ?

Indiquer sur le schéma le sens de déplacement des électrons dans le cas où la pile délivrerait du courant.

Conclusion :

Chaque demi pile contient l'..... et le d'un couple oxydant/réducteur :

- demi-pile reliée à la borne V : couple

- demi-pile reliée à la borne COM : couple

Un peu de théorie : Etude des réactions aux électrodes.

A la borne + :

Ecrire la demi-équation d'oxydoréduction qui se produit au niveau de la borne positive :

Quel est le nom de cette réaction ?

A la borne - :

Ecrire la demi-équation d'oxydoréduction qui se produit au niveau de la borne négative :

Quel est le nom de cette réaction ?

Donner l'équation globale d'oxydoréduction de fonctionnement de la pile réalisée.

A quoi sert le pont salin ?

Expliquer pourquoi au bout de plusieurs heures de fonctionnement la pile ne pourrait plus débiter de courant.

Expérience 2 : Que se passe-t-il si on modifie les électrodes de la pile ?

- Réaliser les piles décrites dans le tableau ci-dessous en associant les demi-piles correspondantes.
- Mesurer à chaque fois la tension U de la pile correspondant à la f.e.m de la pile (c'est-à-dire la tension de la pile lorsqu'elle ne débite pas de courant).
- Compléter le tableau suivant :

Pile	Borne +	Borne -	U_{PN} (V)	Demi-équation de réaction à la borne +	Demi-équation de réaction à la borne -
Cuivre - Zinc (Rappel)					
Cuivre - Aluminium					
Aluminium - Zinc					

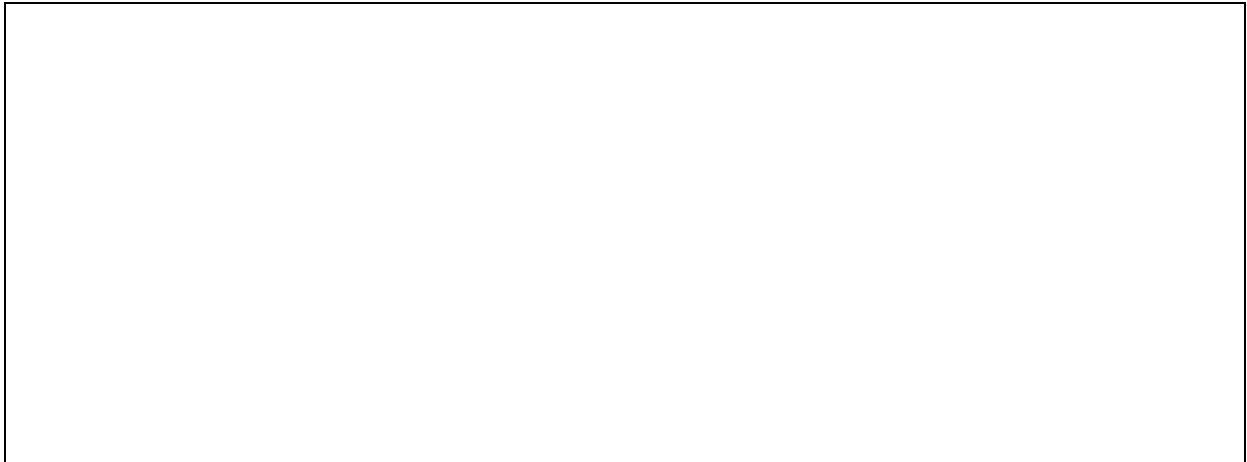
En déduire la pile qui possède la plus forte f.e.m.

Partie 2 : Une pile un peu différente...

- Dans un bécher, verser environ 50 mL d'une **solution d'hypochlorite de sodium** préalablement préparée. Y plonger une **lame d'aluminium** préalablement décapée et une **électrode de graphite**.
- Brancher le multimètre entre les 2 électrodes. Relier les fils de manière à ce que la tension mesurée soit positive. Noter la valeur de la différence de potentiel.

U =

Faire un schéma légendé du dispositif expérimental :



A quelle électrode est raccordée la borne V du multimètre ?



A quelle électrode est raccordée la borne COM du multimètre ?



Indiquer sur le schéma le sens de déplacement des électrons dans le cas où la pile délivrerait du courant.

Expliquer le fonctionnement de cette pile.

Données :

Couples oxydant/réducteur : $\text{ClO}^-_{(\text{aq})} / \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$; $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} / \text{Al}_{(\text{s})}$



Partie 3 : Que peut bien valoir la concentration de l'eau de javel de cette pile ?

Théorie du dosage...

L'eau de Javel ou hypochlorite de sodium sera titrée par la méthode iodométrique.



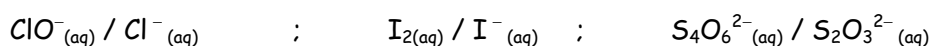
Extrait de l'étiquette du flacon :

- Conserver hors de la portée des enfants.
- Irritant pour les yeux et la peau.
- En cas de contact avec les yeux ou la peau, laver immédiatement avec de l'eau.
- En cas de contact avec les yeux, consulter un spécialiste.
- En cas d'ingestion, ne pas faire vomir, consulter immédiatement un médecin (ou le Centre Anti-Poisons) et lui montrer l'emballage ou l'étiquette.
- Attention ! Ne pas utiliser en combinaison avec d'autres produits : des gaz dangereux (chlore) peuvent se libérer.
- Au contact d'un acide, dégage un gaz toxique.

<http://www.prc.cnrs-aif.fr/spip.php?article66&lang=en>

Données :

- Couples oxydant/réducteur :



- Toutes les espèces chimiques citées ci-dessus sont incolores en solution aqueuse sauf le diiode qui est jaune-orangé.

Première étape.

*Les ions hypochlorite $\text{ClO}^-_{(aq)}$ oxydent les ions iodure $\text{I}^-_{(aq)}$ (ajoutés en **excès**) en milieu faiblement acide.*

Ecrire l'équation de la réaction des ions hypochlorite avec les ions iodure en milieu acide.

On appellera cette réaction la réaction (1).

Deuxième étape.

Le diiode $\text{I}_{2(aq)}$ formé est titré par les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(aq)}$.

Écrire l'équation bilan de la réaction de dosage entre le diiode et les ions thiosulfate.

On appellera cette réaction la réaction (2).

Pourquoi le titrage peut-il être qualifié de titrage indirect ?

Comment s'effectuera la détection de l'équivalence du titrage ?

Après la théorie, la pratique :-)

- Dans un erlenmeyer de 150 mL, placer un volume $V_1 = 20,0$ mL de la solution d'eau de Javel (S) de concentration C_1 , puis verser 50 mL d'eau distillée.
- Ajouter 15 mL d'une solution d'iodure de potassium de concentration $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.
- Agiter le mélange pendant 2 minutes à l'aide d'un barreau aimanté (turbulent) et d'un agitateur magnétique.
- Ajouter 1 mL d'acide éthanoïque pur.
- Titrer le mélange avec une solution de thiosulfate de sodium ($2 \text{ Na}^+_{(aq)} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(aq)}$) de concentration $C_2 = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Ajouter une pointe de spatule d'iodex (un indicateur coloré) en cours de titrage lorsque la solution devient jaune pâle afin de mieux détecter le passage à l'équivalence.

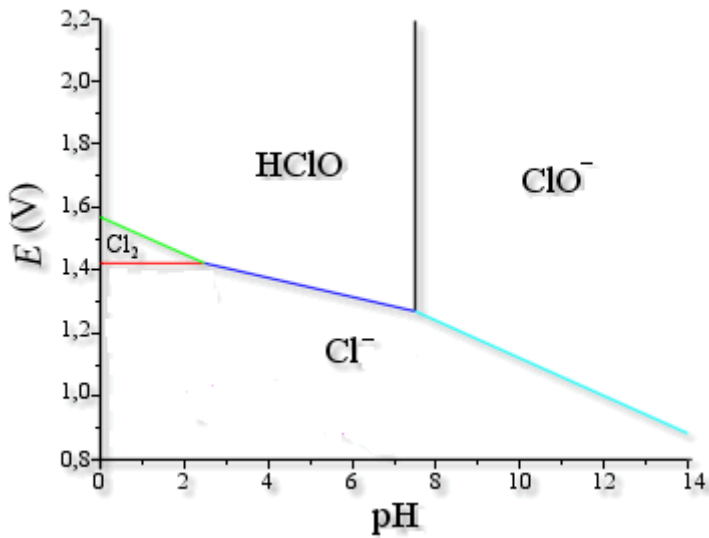
Faire le schéma annoté du montage.

- Noter la valeur du volume équivalent.

Et voila les calculs...

Pourquoi faut-il faire réagir les ions iodure $I^-_{(aq)}$ avec les ions hypochlorite $ClO^-_{(aq)}$ avant l'introduction de l'acide éthanoïque ?

Donnée : diagramme de stabilité des espèces du chlore



Etablir le tableau d'avancement décrivant l'évolution du système au cours de la réaction (1), sachant que les ions $I^-_{(aq)}$ étaient introduits en excès.

En déduire la relation entre la quantité de matière initiale d'ions hypochlorite $n_i(ClO^-)$ dans l'erlenmeyer et la quantité $n_f(I_2)$ de diiode formé.

Etablir le tableau d'avancement décrivant l'évolution du système au cours de la réaction (2) de dosage.

En déduire la relation entre la quantité $n_f(I_2)$ de diiode formé au cours de la 1^{ère} étape et la quantité $n_E(S_2O_3^{2-})$ d'ions thiosulfate ajoutés à l'équivalence.

Déterminer la concentration $[ClO^-]_i$ en ions hypochlorite de la solution d'eau de Javel utilisée pour réaliser la pile.

Et voilà, c' est fini ...