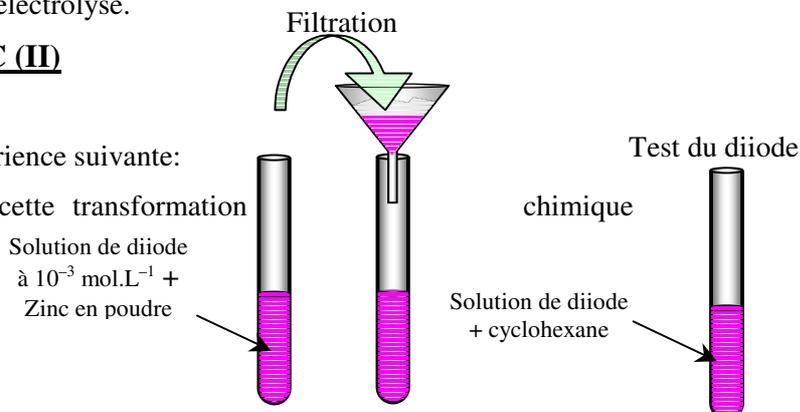


**TP 09: TRANSFORMATIONS FORCÉES :
ELECTROLYSES****OBJECTIF :**

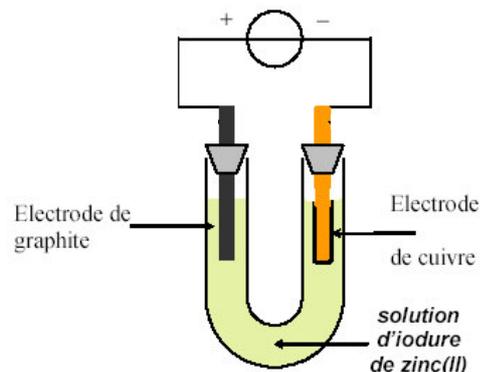
- Mise en évidence expérimentale de la possibilité, dans certains cas, de changer le sens d'évolution spontané d'un système.
- Effectuer un bilan qualitatif et quantitatif d' une électrolyse.

I. ELECTROLYSE DE L'IODURE DE ZINC (II)**1. Transformation spontanée**

- Observer la transformation réalisée lors de l'expérience suivante:
- Ecrire l' équation de la réaction associée à cette transformation spontanée.

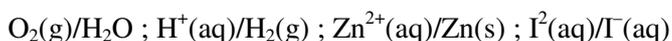
**2. Electrolyse****a. Expérience**

- Remplir un tube en U avec la solution aqueuse d'iodure de zinc(II) de concentration molaire $0,25 \text{ mol.L}^{-1}$.
- Ajuster la tension aux bornes du générateur à 12 V.
- Réaliser le montage comprenant en série : un générateur de tension continue réglable, une électrode de cuivre (reliée au pôle négatif du générateur) et une électrode de graphite (reliée au pôle positif du générateur) plongeant dans la solution aqueuse d'iodure de zinc(II) contenue dans le tube en U.
- Fermer l' interrupteur.
- Observer les électrodes et l' aspect de la solution autour de celles-ci.
- Attendre quelques minutes.
- Introduire dans un tube à essai 2 mL de cyclohexane, prélever 1 à 2 mL de la solution contenue dans le tube en U du côté où un phénomène coloré se produit, l' introduire dans le cyclohexane, agiter et observer.

**b. Exploitation**

- A partir de l' inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution, écrire la réaction électronique qui se produit à chaque électrode.
- Noter les phénomènes observés, donner le nom de l' espèce chimique colorée mise en évidence et expliquer la technique utilisée pour mettre en évidence cette espèce chimique.
- Sur le schéma du montage électrique, faire figurer le sens de déplacement des porteurs de charge et celui du courant électrique imposé.
- Au vu des observations et du sens de circulation des électrons, indiquer les réactions qui se produisent effectivement aux électrodes.
- Préciser la nature des réactions et attribuer les noms aux électrodes.
- Ecrire l' équation globale associée à la transformation électrochimique réalisée.
- Comparer le sens de cette transformation à celui de la transformation spontanée.
- Comment expliquer que cette transformation non spontanée puisse se produire ?

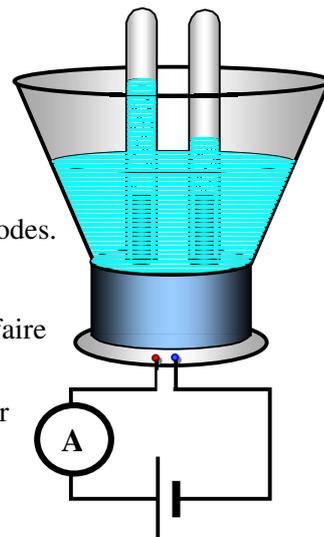
Données : Couples oxydant/réducteur



II. ELECTROLYSE DE L'EAU

1. Expérience

- Introduire de l'eau distillée dans l'électrolyseur.
- Remplir les éprouvettes avec de l'eau distillée et les retourner, sans bulles d'air. Placer les sur les électrodes fixées sur un support.
- Appeler le professeur qui ajoutera environ 4g de soude (5 spatules rases).
- Homogénéiser la solution à l'aide d'un agitateur et ce, particulièrement entre les électrodes.
- Réaliser le montage comprenant un générateur de courant continu et l'électrolyseur.
- Mettre le bouton tension au maximum et augmenter le courant calibre 5A, afin de faire circuler un courant de 0,5 A
- Relever légèrement les éprouvettes au dessus des électrodes. Faire fonctionner l'électrolyseur pendant quelques instants.
- Comparer les volumes dégagés.
- Identifier les gaz formés.
- **Refaire le montage mais en prenant uniquement l'éprouvette fixé sur l'anode.** Relever-la légèrement au dessus des électrodes.
- Le courant est toujours de 0,5 A. Fermer l'interrupteur tout en déclenchant le chronomètre. (au moment où vous déclenchez le chronomètre, repérer le volume sur l'éprouvette. $V_1 = \dots\dots\dots$)
- Arrêter l'électrolyse au bout de 4 minutes Repérer le volume V_2 de gaz sur l'éprouvette.
- Calculer le volume gazeux V dégagé à l'anode. ($V = V_2 - V_1$)
- Relever la valeur de la température du laboratoire et de la pression atmosphérique.



2. Exploitation.

Données : Les couples Ox / Red qui peuvent intervenir sont ; $O_2(g) / H_2O$; $H_2O / H_2(g)$; $Na^+(aq) / Na(s)$

Constante des gaz parfait : $R = 8,32 \text{ J.K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$;

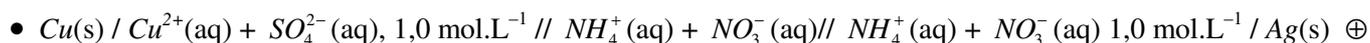
Charge élémentaire : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

- A partir de l'inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution, écrire les équations de réactions possibles à chaque électrode.
- Au vu des observations et du sens de circulation des électrons, indiquer les réactions qui se produisent aux électrodes.
- En utilisant le sens du courant imposé par le générateur, identifier l'électrode où se produit la réaction d'oxydation et l'électrode à laquelle se produit la réaction de réduction.
- Ecrire les réactions électroniques aux électrodes et en déduire l'équation traduisant la transformation électrochimique observée.
- Calculer le volume molaire à la température et à la pression du laboratoire.
- Etablir l'expression de la quantité d'électrons ayant circulé dans le circuit pendant la durée t en fonction de l'intensité du courant qui a circulé dans le circuit.
- Etablir le tableau descriptif de l'évolution du système à l'anode.
- Vérifier que le volume de dioxygène mesuré expérimentalement est en accord avec la valeur calculée dans les conditions de l'expérience.
- Vérifier que le rapport des volumes de gaz dégagés est en accord avec le rapport des quantités de matière à l'état final.

III. INVERSONS LE SENS D'EVOLUTION

1. Réalisation expérimentale préalable d'une pile usée

- Réaliser la pile schématisée ci-dessous (sans générateur !!!)



- Brancher un ampèremètre aux bornes de la pile et mesurer l'intensité du courant. (Pile en court circuit).

- Mesurer la tension aux bornes de la pile.

2. Recharge de la pile « usée »

- Rajouter un générateur.

- Faire fonctionner le montage pendant 15 minutes environ sous une tension de 12 V . (et un courant de l'ordre de quelques mA).

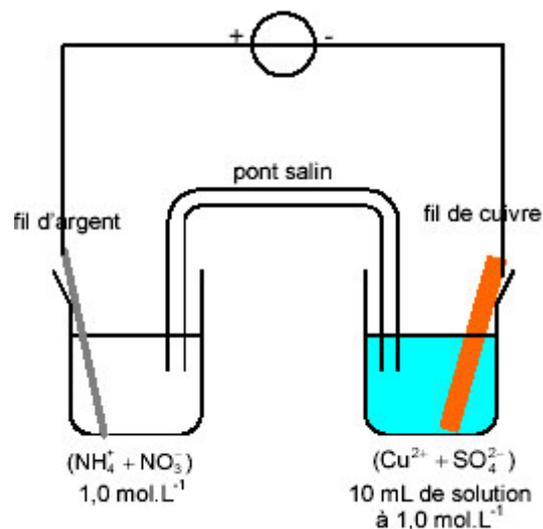
- Prélever à l'aide d'une pipette compte -goutte un peu de solution du côté du fil d'argent et ajouter dans un tube à essais, une solution de chlorure de sodium saturée.

- S'est-il formé des ions argent(I) (Ag^+) ?

3. Fonctionnement de la pile rechargée

Ôter le générateur et mesurer la tension E aux bornes de la pile.

On dit quelle s'est ainsi rechargée.



IV. MATERIEL ET PRODUITS.

Par groupe

- 2 becher de 150 mL.
- 1 becher de 250 mL
- 1 plaque de cuivre, 1 plaque de zinc.
- poudre de zinc.
- Solutions de $Cu^{2+} + SO_4^{2-}$ et $Zn^{2+} + SO_4^{2-}$ à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.
- pont salin KCl dans un gel.
- 2 multimètre.
- Resistance variable
- 2 pinces crocodiles.
- 3 fils.
- (éventuellement) 1 plaque de zinc courbée pour entourer le vase poreux si ce dispositif est utilisé.

Au bureau :

- Différentes piles (Leclanché 4,5 V,).
- (Papier filtre découpé (4 x 25 cm) et imbibé de solution de KNO_3)
- 16 bechers de 100 mL
- 2 Burettes graduées pour préparer rapidement les mélanges
- 2 agitateurs magnétiques+turbulents
- Pont salin
- Lames de cuivre, plomb et de zinc
- Solutions de $Cu^{2+} + SO_4^{2-}$, $Pb^{2+} + 2 NO_3^-$ et $Zn^{2+} + SO_4^{2-}$ à $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$.

