

# TP C09 Exemples de transformations forcées, et applications

## Électrolyses

### Objectifs :

- ✓ Montrer que l'on peut forcer une transformation.
- ✓ Effectuer un bilan quantitatif d'une électrolyse.

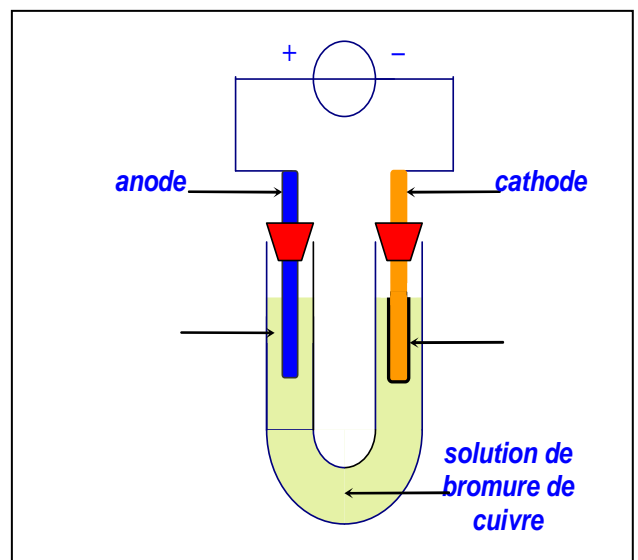
### Expérience 1 : Électrolyse d'une solution aqueuse de bromure de cuivre (II)

#### 1. Matériel et produits (pour les deux expériences)

- Tube en U, Electrodes de graphite bien décapées,
- Pincettes crocodile, Bêchers de 100 mL,
- Epprouvette graduée de 250 mL,
- Multimètres numériques,
- Générateur de tension continue réglable,
- Pipette simple,
- Tubes à essais,
- Electrolyseur avec électrodes nickel,
- Tubes à essais gradués ou éprouvettes graduées,
- Bûchettes de bois, allumettes,
- Chronomètre,
- Thermomètre, baromètre,
- Interrupteur,
- Fils de connexion.
- Solution de bromure de cuivre (II) à  $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$
- Thiosulfate de sodium
- Acide sulfurique de concentration molaire  $2,0 \text{ mol.L}^{-1}$

#### 2. Manipulation

- Remplir un tube en U avec la solution aqueuse de bromure de cuivre(II) de concentration molaire  $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- Ajuster la tension aux bornes du générateur à 12 V.
- Réaliser le montage comprenant en série : un générateur de tension continue réglable, un multimètre utilisé en mode voltmètre, un interrupteur, et deux électrodes de graphite plongeant dans la solution aqueuse bromure de cuivre (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 thiosulfate de sodium.
- Prélever 1 à 2 mL de la solution contenue dans le tube en U du côté où un phénomène coloré se produit.
- Introduire ce prélèvement dans le tube à essais contenant le thiosulfate de sodium.
- Agiter et observer.

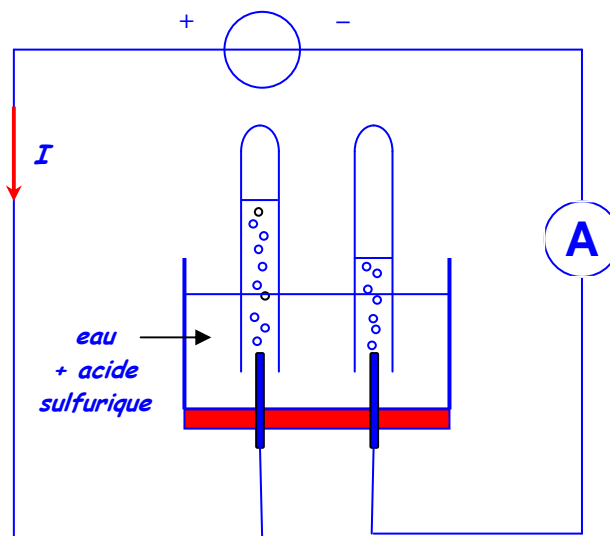


**3. Questions**Données :Couples oxydant/réducteur  
 $O_{2(g)}/H_2O$        $H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$        $Cu^{2+}_{(aq)}/Cu_{(s)}$        $Br_{2(aq)}/Br^-_{(aq)}$ 

- a. A partir de l'inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution, écrire les équations de réaction pouvant avoir lieu à chaque électrode.
- b. Noter les phénomènes observés, donner le nom de l'espèce chimique colorée mise en évidence.
- c. Réaliser le schéma du montage électrique et y faire figurer le sens de déplacement des porteurs de charge et celui du courant électrique imposé.
- d. A partir des observations et du sens de circulation des électrons, indiquer les réactions qui se produisent effectivement aux électrodes.
- e. Préciser la nature des réactions et attribuer les noms aux électrodes.

**Expérience 2 : Aspect quantitatif d'une électrolyse : électrolyse de l'eau en milieu acide****1. Manipulation**

- Introduire 250 mL d'eau distillée dans l'électrolyseur.
- Remplir les tubes gradués avec de l'eau distillée et les retourner, sans bulles d'air, sur les électrodes.
- Fixer les tubes gradués en les relevant légèrement au dessus des électrodes.
- Ajouter 50 mL d'acide sulfurique dans la cuve de l'électrolyseur.
- Homogénéiser la solution à l'aide d'un agitateur et ce, particulièrement entre les électrodes.
- Ajuster la tension aux bornes du générateur pour que l'intensité du courant soit égale à une valeur préalablement définie (de l'ordre de 0,3 A).
- Réaliser le montage en série comprenant : un générateur de tension continue réglable, un électrolyseur, un multimètre utilisé en mode ampèremètre, un interrupteur.
- Fermer l'interrupteur tout en déclenchant le chronomètre.
- Relever la valeur de l'intensité du courant et la maintenir constante.  $I = \dots\dots\dots$
- Observer.
- Arrêter l'électrolyse, lorsque le volume dégagé à une électrode est conséquent et noter la durée de l'électrolyse.  $\Delta t = \dots\dots\dots$
- Mesurer les valeurs des volumes dégagés à l'anode et à la cathode.  $V_{an} = \dots\dots\dots$  ;  $V_{cat} = \dots\dots\dots$
- Identifier les gaz formés.
- Relever la valeur de la température du laboratoire et de la pression atmosphérique.  $\theta = \dots\dots\dots$  et  $P = \dots\dots\dots$

**2. Questions**Données :

- Couples oxydant/réducteur :  $O_{2(g)}/H_2O$      $H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$      $S_2O_8^{2-}(aq)/SO_4^{2-}(aq)$      $SO_4^{2-}(aq)/SO_{2(aq)}$
  - Constante des gaz parfait :  $R = 8,32 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
  - Constante d'Avogadro :  $N_A = 6,02.10^{23} \text{ mol}^{-1}$
  - Charge élémentaire :  $e = 1,6. 10^{-19} \text{ C}$
- a. Calculer le volume molaire à la température et à la pression du laboratoire.

- b. A partir de l'inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution, écrire les équations de réaction possibles à chaque électrode.
- c. A partir des observations et du sens de circulation des électrons, indiquer les réactions qui se produisent aux électrodes.
- d. Établir l'expression de la quantité d'électrons ayant circulé dans le circuit pendant le temps  $\Delta t$  en fonction de l'intensité du courant qui a circulé dans le circuit.
- e. Établir le tableau descriptif de l'évolution du système à l'anode.
- f. Vérifier que le volume de dioxygène mesuré expérimentalement est en accord avec la valeur calculée dans les conditions de l'expérience.
- g. Écrire l'équation de la réaction associée à l'électrolyse.
- h. Vérifier que le rapport des volumes dégagés est en accord avec le rapport des quantités de matière à l'état final.