

Tp X11 ELECTROLYSE

Données.

Volume molaire d'un gaz $V_m = 24,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Couples oxydant/reducteur $\text{O}_{2(g)}/\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}^+/\text{H}_{2(g)}$ $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}$
 $\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_{2(g)}$ Zn^{2+}/Zn

1. ETUDE DE LA REACTION.

Montage 1.

Réaliser le montage en introduisant environ 5 mL d'acide sulfurique dans la cuve remplie d'eau.

Les tubes doivent être remplis d'eau distillée sans bulle d'air.

Ampèremètre calibre 20 mA

1. Y-a-t-il circulation de charges, réaction chimique ? Que peut-on en déduire sur l'état du système ?

Montage 2.

Pour forcer l'évolution du système, on introduit un générateur suivant le montage 2.

2. Noter les observations expérimentales. Compléter le document en indiquant:

- Valeur et sens de I
- Identifier les bornes + et -
- Indiquer le sens de circulation des électrons.
- En déduire le processus (oxydation ou réduction) qui ont lieu à chaque électrode. Nommer ces dernières.

Expérience complémentaire.

- Borne - : Présenter le gaz contenu dans le tube à la flamme.
- Borne + présenter une bûchette incandescente à l'entrée du tube.

3. Conclure sur la nature des gaz qui se forment.

4. Donner les demi-équations des processus qui se produisent à chaque électrode.

5. En déduire l'équation de la réaction associée à l'électrolyse.

6. Expliquer qualitativement les volumes respectifs de gaz dégagés à chaque électrode.

2. ETUDE QUANTITATIVE: DETERMINATION DE LA VALEUR DU FARADAY F.

Montage 3.

Recommencer l'expérience en remplaçant le tube à essai borne - par une éprouvette graduée.

Déclencher le chronomètre au moment de l'établissement de I dans le circuit.

Vérifier que I est de l'ordre de 30 mA et noter sa valeur exacte.

Arrêter le chronomètre et l'alimentation lorsque le niveau de gaz de l'éprouvette atteint au moins 6 mL. Noter V_{Exp} , le volume de gaz dégagé.

Questions.

7. Quel est ce gaz ?

8. Faire un tableau d'avancement de la réaction se produisant à l'électrode correspondante. Consacrer une colonne au nombre d'électrons.

9. Etablir la relation entre Q, F et le nombre d'électrons circulant $n_{(e^-)}$.

10. Exprimer $n_{(e^-)}$ en fonction de x, avancement molaire de la réaction. Donner l'expression correspondante de F.

11. Calculer Q en fonction de I et t.

12. A partir du tableau d'avancement, déterminer l'expression de x en fonction de V_{Exp} et de V_m .

13. Déterminer la valeur de F, quantité d'électricité transportée par une mole de charge élémentaire.

3. APPLICATION DE L'ELECTROLYSE: GALVANISATION DU FER.

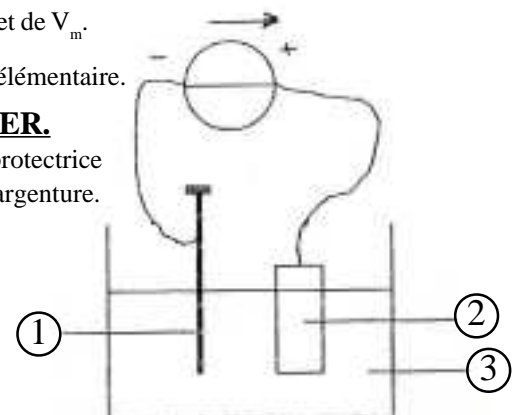
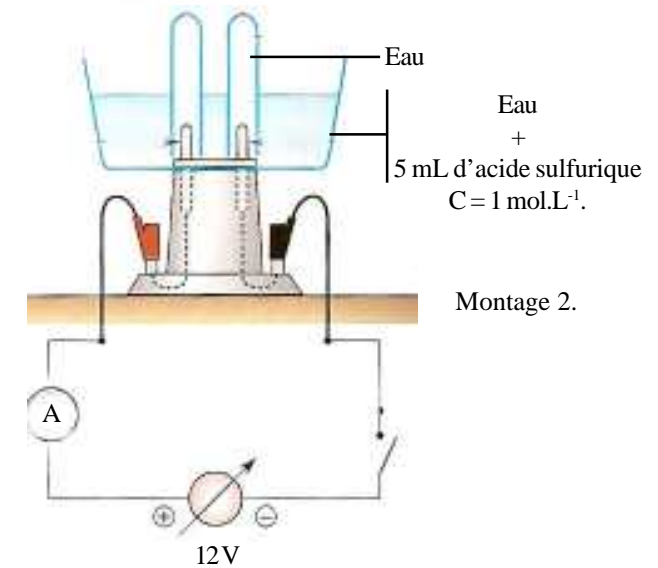
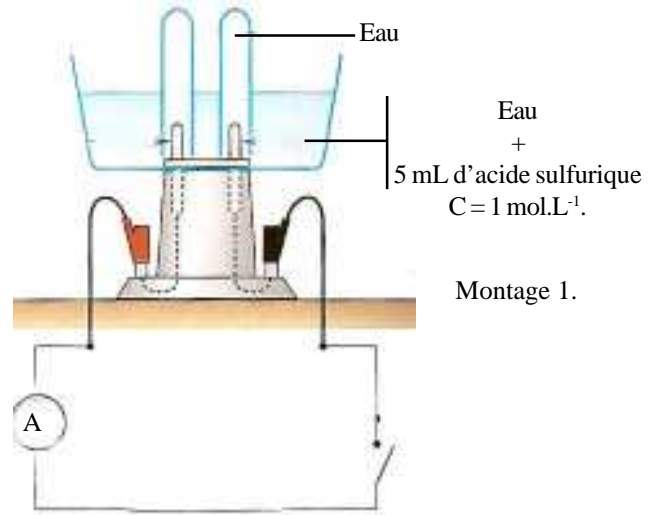
Ce procédé consiste à protéger un métal de la corrosion par dépôt d'une fine couche protectrice d'un autre métal à sa surface. il est aussi utilisé pour des raisons esthétiques: dorure, argenture.

Réaliser le montage 4.

14. Quel est la nature du dépôt sur le clou de fer ?

15. Quelles sont les réactions à chaque électrode ?

16. Ce procédé est appelé procédé par anode soluble. Pourquoi ?



Couples mis en jeu et

Electrode relié au \oplus :

$1/2$ Equation:.....

Oxydation / Réduction Anode / Cathode

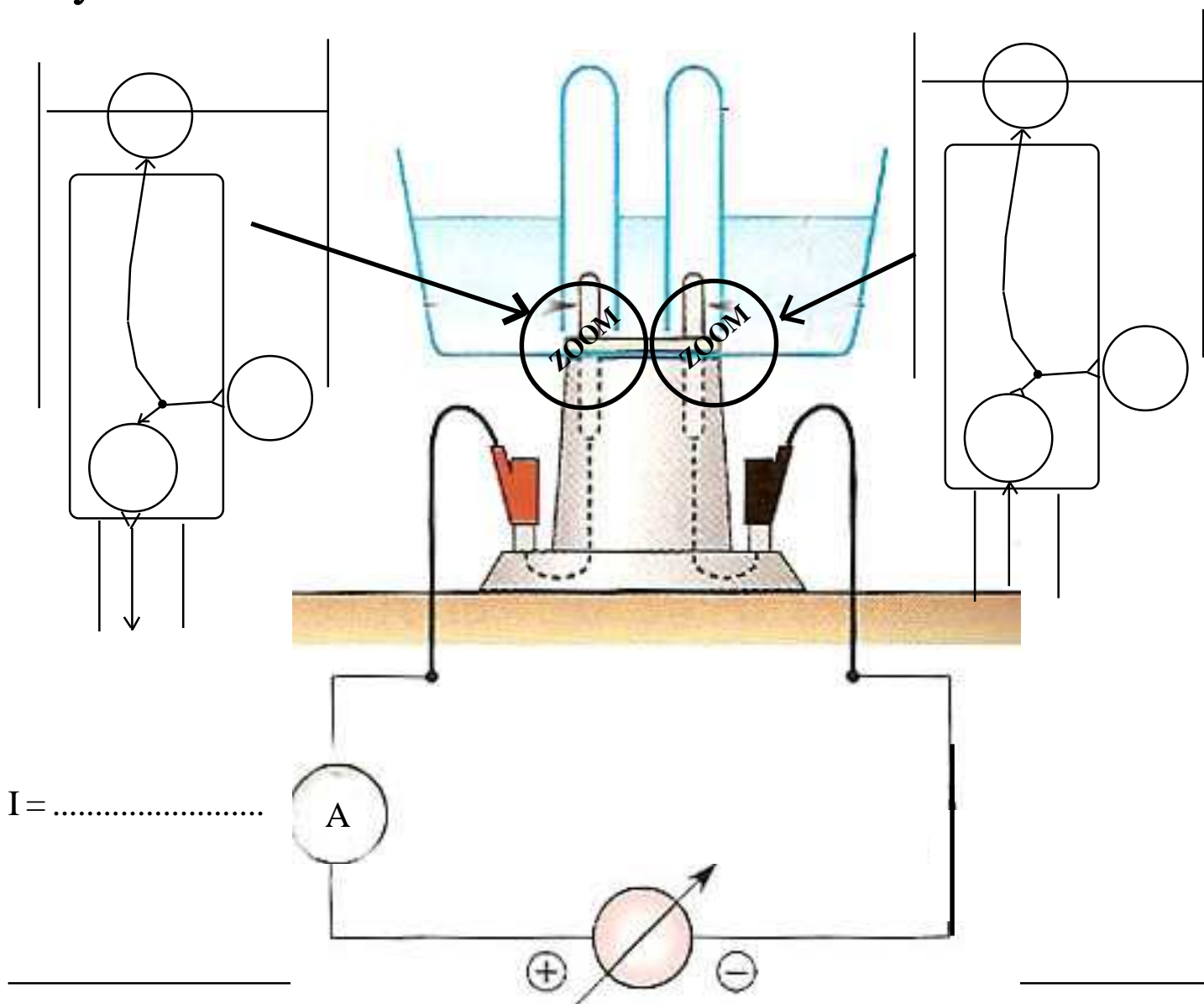
Electrode relié au \ominus :

$1/2$ Equation:.....

Oxydation / Réduction Anode / Cathode

Equation bilan:

Oxydant: Réducteur.....



I =

