

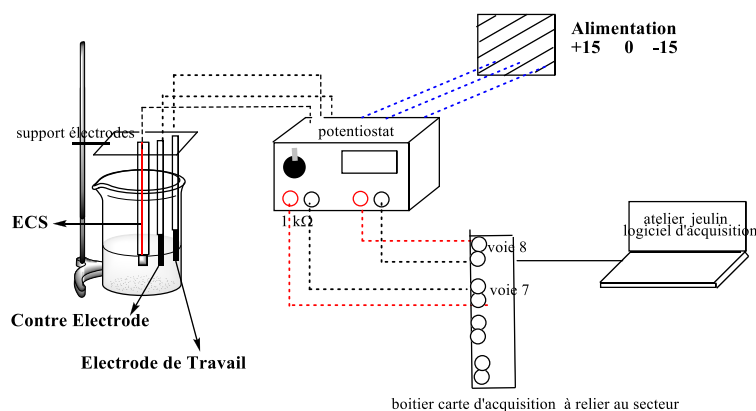
TP 11 : Cinétique des réactions électrochimiques

Préliminaires

Q1. Rappeler la relation entre l'intensité du courant qui traverse une électrode siège d'une réaction électrochimique et sa vitesse .

Première partie : tracé de courbes intensité - potentiel

Q2 . Le schéma du montage expérimental utilisé en salle de TP pour tracer une courbe intensité potentiel est représenté ci-dessous : indiquer le rôle de chacun des constituants de ce montage .



Expérience :

Tracer les courbes intensité potentiel pour une solution d'acide sulfurique ($C = 0,5 \text{ molL}^{-1}$), une solution d'acide sulfurique ($C = 0,1 \text{ molL}^{-1}$) et une solution de soude ($C = 0,5 \text{ molL}^{-1}$), on fera varier la tension imposée de $-2,5 \text{ V}$ à $+2,5 \text{ eV}$.

Q3. Analyser les courbes obtenues : préciser les réactions électrochimiques associées à chaque partie . Ces courbes permettent-elles de conclure sur le caractère rapide ou lent des couples H^+ / H_2 et $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$?

Deuxième partie : dosage potentiométrique d'une solution d'ions ferreux

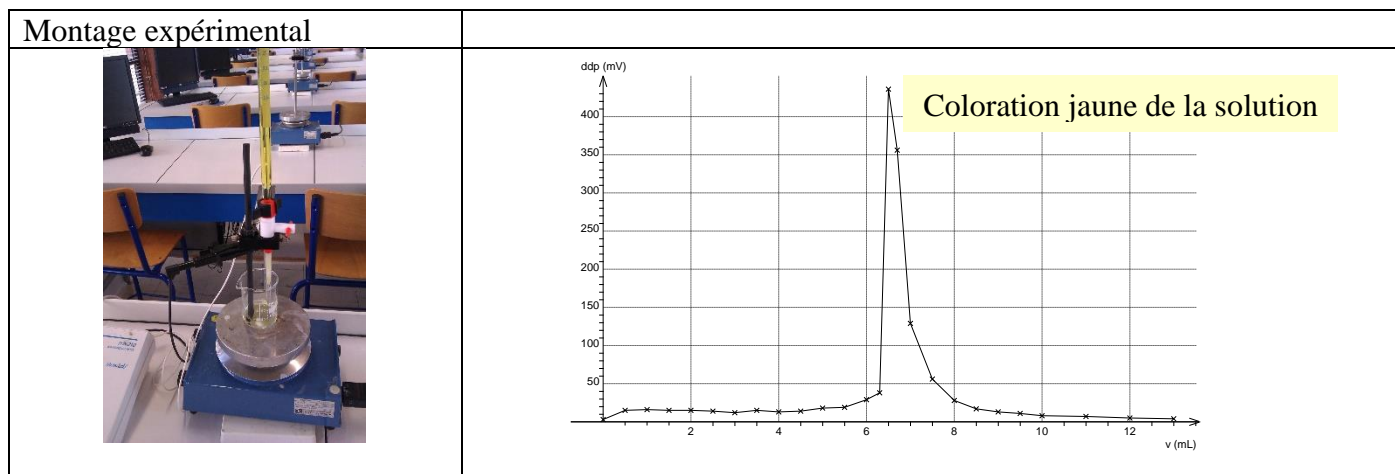
On désigne par S une solution acidifiée de sulfate ferreux obtenue par dissolution du sulfate ferreux hydraté, $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O}$ ($M = 278,01 \text{ gmol}^{-1}$, pureté : 99%) . On envisage un dosage redox de cette solution par une solution acidifiée d'ions cerriques de concentration $C = (1,50 \pm 0,01) \cdot 10^{-2} \text{ molL}^{-1}$ obtenue par dissolution du sulfate cerrique hydraté, $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2 \cdot 4 \text{ H}_2\text{O}$ ($M = 404,3 \text{ gmol}^{-1}$, pureté : 98%) .

L'acidification des solutions est réalisée au moyen d'acide sulfurique .

Une méthode de dosage différente de celle du TP 10 consiste à utiliser deux électrodes de nature différente ; l'expérience suivante a été réalisée .

Dans un bécher introduire 10 mL de la solution S à doser , y plonger une électrode de platine et une électrode de graphite . Mesurer la différence de potentiel U entre ces deux électrodes au fur et à mesure de l'introduction à la burette de la solution de sulfate cerrique .

La courbe donnant les variations de U en fonction du volume V de solution titrante ajouté est indiquée ci-dessous :



Q4. Interpréter la courbe obtenue et déterminer la masse de sulfate ferreux utilisée pour préparer la solution S .

Troisième partie : de la chimie à l'alchimie

Expérience commune à tout le groupe

Dans un bécher , introduire 50 mL d'une solution de chlorure de zinc de concentration 1 molL^{-1} acidifiée (quelques gouttes d'acide sulfurique concentré) et quelques grains de grenaille de zinc .
Poser ce bécher directement sur une plaque chauffante et porter le mélange à ébullition .
Déposer alors sur la grenaille de zinc une pièce de 5 centimes .
Observer un changement de couleur et maintenir le chauffage pendant 5 minutes .
A l'aide d'une pince , récupérer la pièce , la rincer avec de l'eau et l'essuyer puis la poser directement sur une plaque chauffante modérément chaude . Observer .

Réitérer l'expérience sans mettre de grenaille de zinc au fond du bécher .

Q5. Justifier l'acidification de la solution par l'acide sulfurique .

Q6. Les ions Zn^{2+} peuvent-ils être réduits par le cuivre ? par l'eau ?

Q7. Proposer une interprétation des observations en utilisant les courbes intensités potentiel .

Q8. Indiquer une méthode permettant de retrouver la pièce de 5 centimes dans son état initial après l'expérience .

Données

■ La pièce de 5 centimes est constituée d'acier recouvert de cuivre à l'origine de sa couleur ; on l'assimilera à du cuivre .

■ Le zinc et le cuivre forment un alliage appelé laiton dont la couleur dépend du pourcentage de zinc .

Pour une teneur en zinc inférieure à environ 30 % les laitons ont une couleur qui varie du rose au jaune au fur et à mesure que le pourcentage de zinc augmente . Les laitons contenant 10 à 15% de zinc sont employés en bijouterie car leur couleur rappelle celle de l'or (solution solide de zinc dans le cuivre , phase α)

Pour des teneurs en zinc supérieures à 45 % , le laiton devient gris argenté du fait de la présence du composé défini Cu_5Zn_8 (phase γ) .

■ Potentiels standard à 25°C , $\text{pH} = 0$

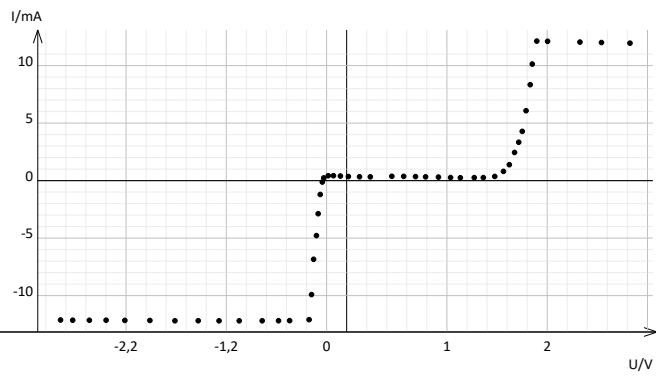
$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu} : 0,34 \text{ V}$

$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn} : -0,76 \text{ V}$

$\text{H}^+ / \text{H}_2 : 0,00 \text{ V}$

$\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O} : 1,23 \text{ V}$

50 mL solution aqueuse H_2SO_4 $0,5 \text{ molL}^{-1}$



Solution de soude $0,5 \text{ molL}^{-1}$

