

# Travaux Pratiques de Chimie

Lycée  
Charlemagne  
Paris

## MP

2 heures

Calculatrices autorisées

## Électrochimie

### Objectif

L'objectif de ce TP est l'étude d'un électrolyseur pour effectuer un bilan de matière et un bilan électrique.

On tracera au préalable les courbes courant-potential de l'eau et du cuivre, d'où l'on déduira le courant nécessaire à l'électrolyse d'une solution de sulfate de cuivre.

La présence de ce logo signifie que la réponse doit figurer dans le rapport.

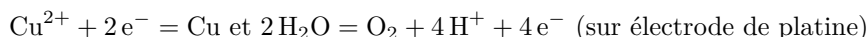


### I- Courbes courant-potential

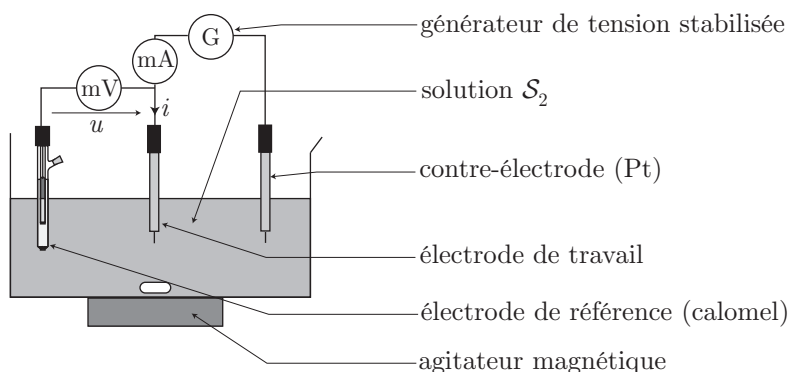
Réaliser 150 mL d'une solution  $\mathcal{S}_1$  de sulfate de cuivre ( $\text{CuSO}_4$ ) à  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Réserver cette solution dans une fiole jaugée.

☞ Expliquer le mode opératoire choisi.

Afin d'obtenir les courbes courant-potential des réactions :



on réalisera le montage schématisé ci-dessous :



La solution  $\mathcal{S}_2$  sera composée de :

- 40 mL de la solution  $\mathcal{S}_1$  de  $\text{CuSO}_4$  à  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;
- 10 mL d'une solution d'acide sulfurique à  $4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;
- 40 mL d'une solution d'acide nitrique à  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- 1 g d'urée<sup>1</sup> cristallisée.

Préparer la solution  $\mathcal{S}_2$  dans un bécher de 150 mL où a été introduit un barreau aimanté.

On cherche, dans un premier temps, la courbe courant-potential du couple  $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ , sur anode de platine (électrode de travail).

☞ Représenter le schéma précédent, en indiquant la polarité choisie pour le générateur.

1. L'urée ( $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ ) contribue à éliminer les ions nitrite qui interfèrent avec la déposition du cuivre.

Plonger les trois électrodes dans le bécher ; l'électrode de travail doit être très proche de l'électrode de référence. Ce montage très simple ne permet pas une stabilisation des mesures ; il est donc conseillé de les relever «au vol» et rapidement, sans revenir en arrière.

Réaliser l'expérience : relever la tension  $u$  et le courant  $i$  en modifiant la tension délivrée par le générateur. Remplir alors le tableau ci-dessous (où  $E$  représente le potentiel de l'électrode de platine par rapport à l'ESH), en choisissant des couples représentatifs  $(i, u)^2$ .

$i$ (mA)												
$u$ (V)												
$E$ (V)												

$i$ (mA)												800
$u$ (V)												
$E$ (V)												

Réaliser à nouveau le montage précédent, en remplaçant l'électrode de travail en platine par une électrode de cuivre. On cherche désormais à tracer la courbe courant-potentiel du couple  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  sur cathode de cuivre.

☞ Représenter à nouveau le schéma de l'expérience en indiquant la polarité choisie pour le générateur.

Plonger les trois électrodes dans le bécher de 150 mL contenant une nouvelle solution  $S_2$ . L'électrode de travail doit encore être très proche de l'électrode de référence.

En modifiant la tension délivrée par le générateur, mesurer un ensemble représentatif de couples  $(i, u)$  afin de remplir le tableau ci-dessous :

$i$ (mA)	-800											
$u$ (V)												
$E$ (V)												

$i$ (mA)												
$u$ (V)												
$E$ (V)												

Tracer, sur un même graphe, les courbes intensité-potentiel des couples précédents.

☞ Les courbes ainsi obtenues et les tableaux de valeurs seront fournis avec le compte-rendu du TP.

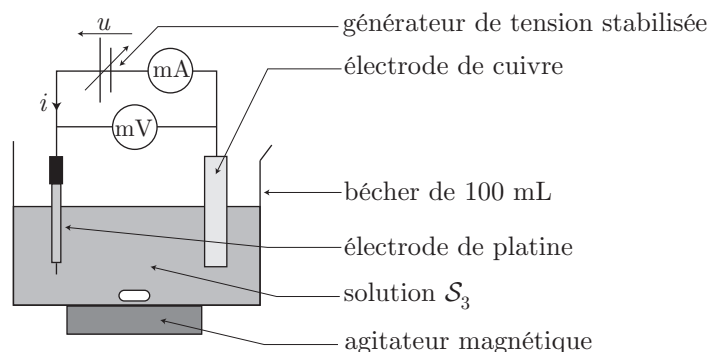
☞ Commenter ces courbes.

☞ On souhaite faire l'électrolyse de la solution  $S_2$  entre une anode de platine et une cathode de cuivre. Quelle tension peut-on prévoir d'imposer entre ces électrodes pour faire passer un courant  $i = 500$  mA ?

## II- Électrolyse du sulfate de cuivre

Sécher l'électrode de cuivre précédente dans l'étuve pendant quelques minutes, puis mesurer sa masse  $m_1$ . Réaliser alors le montage schématisé ci-dessous :

2. Pour ne pas devoir recopier les tableaux, on pourra remplir et rendre les tableaux représentés en fin de TP.



dans lequel la solution  $S_3$  est constituée de :

- 25 mL de sulfate de cuivre à  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  (solution  $S_1$ ) ;
- 5 mL d'acide sulfurique à  $4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;
- 25 mL d'acide nitrique à  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;
- 1 g d'urée.

Sous agitation régulière (le barreau aimanté n'entrant au contact d'aucune électrode), ajuster la tension  $u$  de manière à maintenir  $i = 0,50 \text{ A}$  pendant  $\Delta t = 50 \text{ min}$ . Au cours de l'électrolyse, il faudra sûrement ajuster  $u$ . L'électrode de cuivre sera immergée au maximum, compte tenu de ces contraintes.

☞ Que vaut la tension  $u$  ? Conclure.

☞ Évaluer la masse théorique  $\Delta m_{\text{Cu}}^{\text{th}}$  du dépôt attendu sur l'électrode de cuivre pendant  $\Delta t = 50 \text{ min}$ , d'abord en fonction de  $i$ ,  $M_{\text{Cu}}$ ,  $\Delta t$  et le Faraday  $\mathcal{F}$ , puis numériquement.

☞ Après la durée  $\Delta t = 50 \text{ min}$ , cesser l'électrolyse, faire sécher l'électrode de cuivre à l'étuve puis mesurer sa masse  $m_2$ .

☞ En déduire la masse  $\Delta m_{\text{Cu}}^{\text{exp}}$  réellement déposée sur l'électrode de cuivre au cours de l'expérience. Conclure.

*Données numériques :*

- Potentiel standard de l'électrode de référence au calomel :  $E_{\text{ref}}^0 = 0,245 \text{ V}$  ;
- Potentiels standards :  $E_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}}^0 = 1,23 \text{ V}$  et  $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,34 \text{ V}$  ;
- Masse molaire du cuivre :  $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;
- Faraday :  $\mathcal{F} = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

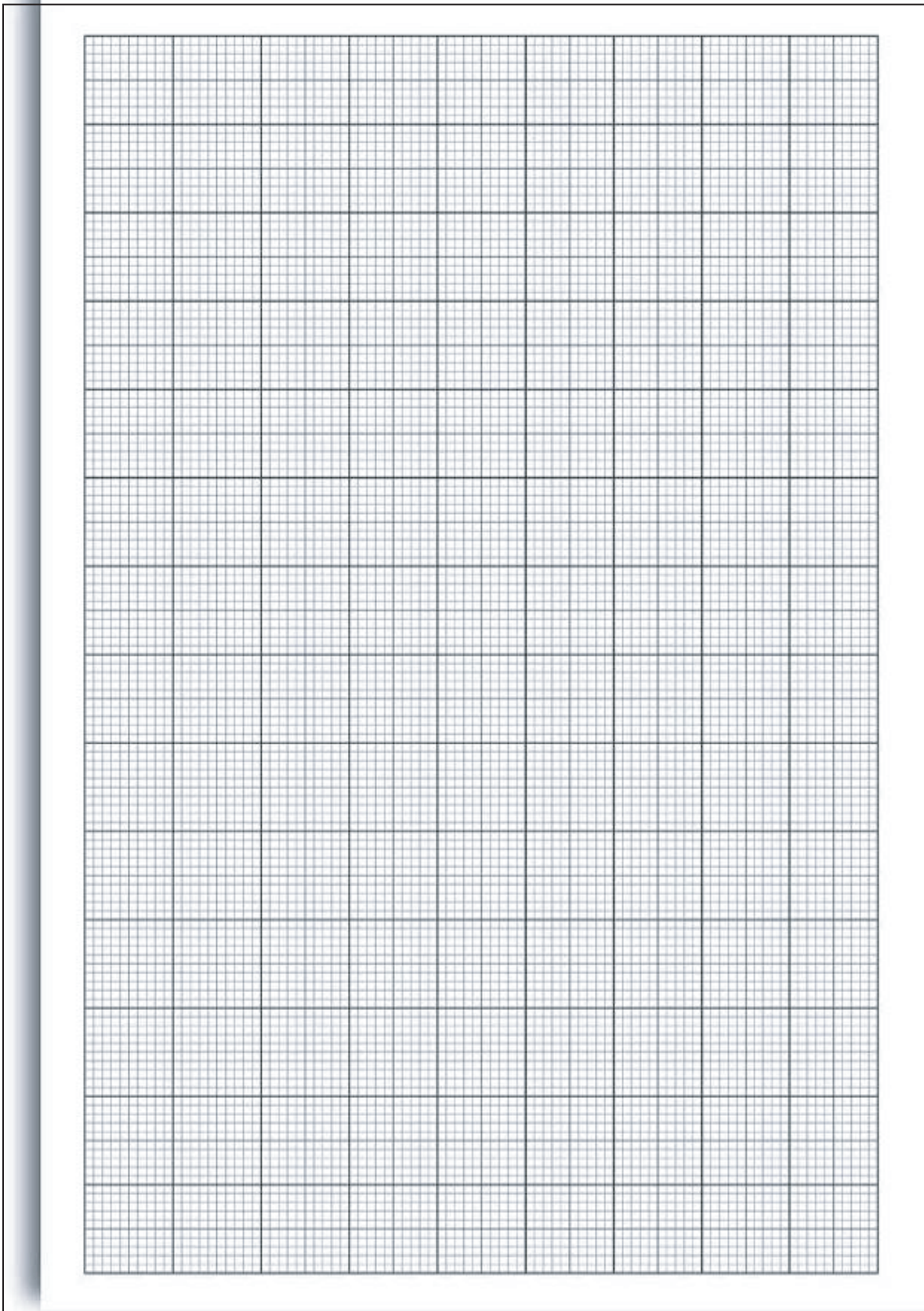
### Matériel disponible

#### POSTES ÉLÈVES

- 1 voltmètre + 1 ampèremètre (avec calibre mA opérationnel) ;
- 1 générateur de tension stabilisé (0 – 15 V) ;
- 2 électrodes de platine + 1 électrode au calomel + support 3 électrodes + fils de connexion ;
- 1 électrode de cuivre + 1 pince crocodile + fils de connexion ;
- 1 éprouvette de 50 mL ;
- 1 bécher de 150 mL + 1 bécher de 100 mL ;
- 1 agitateur magnétique + 1 barreau aimanté ;
- 1 fiole jaugée de 150 mL ;
- 1 pipette de 10 mL + 1 pipette de 5 mL + 1 propipette ;
- 1 coupelle de pesée.

#### DANS LA SALLE

- Papier millimétré ;
- Urée ;
- Balances précises à 0,01 g ;
- 1 solution d'acide nitrique à  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  (120 mL par poste) ;
- 1 solution d'acide sulfurique à  $4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  (30 mL par poste) ;
- Étuve.



# Tableaux de valeurs

## ANODE DE PLATINE

$i$ (mA)											
$u$ (V)											
$E$ (V)											

$i$ (mA)											800
$u$ (V)											
$E$ (V)											

## CATHODE DE CUIVRE

$i$ (mA)	-800										
$u$ (V)											
$E$ (V)											

$i$ (mA)											
$u$ (V)											
$E$ (V)											