



BLAISE PASCAL  
PT 2020-2021

TD 25 – Électrochimie

# Cinétique électrochimique

- 💡 Difficulté d'analyse et compréhension, initiative requise ;
- ✂ Difficulté technique et calculatoire ;
- ⊗ Exercice important.

Flasher ce code pour  
accéder aux corrigés



## Questions de cours

25.1 - Schématiser le montage à trois électrodes et expliquer le rôle de chacune d'elles.

25.2 - À partir de données fournies par l'interrogateur, représenter l'allure de la courbe intensité-potentiel d'un couple redox.

Les données seront les suivantes :

- ▷ potentiel standard et concentration de la solution (pour le calcul du potentiel de Nernst) ;
- ▷ couple rapide ou lent, surtensions le cas échéant ;
- ▷ surtensions des couples de l'eau sur l'électrode considérée (pour la fin des paliers de diffusion sur le mur du solvant).

25.3 - Sur un exemple de deux courbes fournies par l'interrogateur (une courbe anodique et une courbe cathodique), identifier si une réaction peut avoir lieu ou si elle est cinétiquement impossible. Le cas échéant, placer graphiquement le potentiel mixte et les courants anodique et cathodique.

## Exercice 1 : Allure d'une courbe intensité-potentiel

💡 1 | ✂ 0 | ⊗



▷ Allure qualitative des courbes intensité-potentiel.

Avec un montage à trois électrodes, on étudie les réactions électrochimiques à une électrode d'argent plongeant dans une solution contenant des ions  $\text{Ag}^+$  à  $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . On indique les propriétés suivantes :

- ▷ le couple  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  est un couple rapide de potentiel standard  $E_1^\circ = 0,80 \text{ V}$  ;
- ▷ le couple  $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$  présente une surtension cathodique de  $0,3 \text{ V}$  sur électrode d'argent.

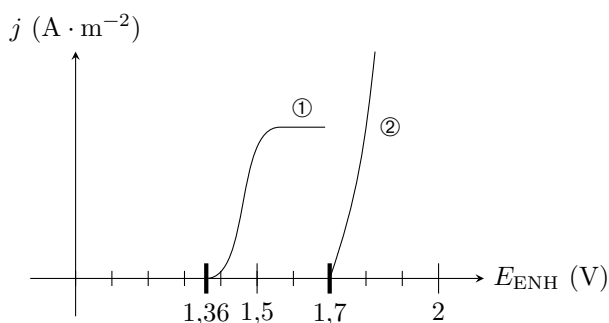
Représenter l'allure de la courbe intensité-potentiel obtenue.

## Exercice 2 : Allure d'une courbe intensité-potentiel, encore

💡 2 | ✂ 0 | ⊗



- ▷ Allure qualitative des courbes intensité-potentiel ;
- ▷ Vagues successives.



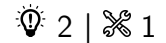
On représente ci-contre l'allure des courbes densité de courant-potentiel enregistrées avec une électrode de platine comme électrode de travail. Dans les deux cas, l'électrolyte a une concentration de  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  mais sa nature est différente :

- ▷ Courbe ① : solution d'acide chlorhydrique ;
- ▷ Courbe ② : solution d'acide sulfurique.

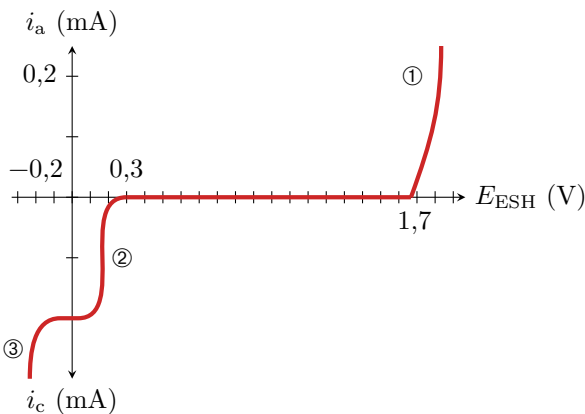
Données :  $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{HSO}_4^-) = 2,08 \text{ V}$ .

- 1 - Affecter à chaque courbe la réaction anodique réalisée.
- 2 - Donner un ordre de grandeur des surtensions à vide du couple  $O_2/H_2O$  et du couple  $Cl_2/Cl^-$  sur platine.
- 3 - Compléter la courbe  $j = f(E)$  pour la solution d'acide chlorhydrique quand  $E$  varie jusqu'à 2 V.

**Exercice 3 : Allure d'une courbe intensité-potentiel, toujours**



- ▷ Allure qualitative des courbes intensité-potentiel ;  
 ▷ Surtension ;  
 ▷ Courant de diffusion.



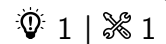
On dispose de 100 mL d'une solution d'ions  $Cu^{2+}$  initialement à la concentration  $1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$  à pH nul. La courbe ci-contre est obtenue à l'aide d'un montage à trois électrodes sur une électrode de travail en platine.

Les propositions suivantes sont-elles vraies ou fausses ?

Données :  $E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = 0,34 \text{ V}$ ,  $E^\circ(H_2O/H_2) = 0 \text{ V}$ ,  $E^\circ(O_2/H_2O) = 1,23 \text{ V}$ .

- 1 - La vague ① correspond à la réduction du solvant.
- 2 - La vague ② est associée à la réduction de  $Cu^{2+}$ .
- 3 - La vague ③ ne présente pas de palier de diffusion car c'est l'électrode elle-même qui est attaquée.
- 4 - La réduction des ions cuivre (II) sur platine est un système rapide.
- 5 - Avec une solution à  $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$  en ions  $Cu^{2+}$ , le courant cathodique de diffusion serait de 0,1 mA.
- 6 - La surtension anodique est voisine de 0,5 V.

**Exercice 4 : Réactivité des alcalins dans l'eau**



- ▷ Blocage cinétique.

Le sodium et le lithium sont deux métaux alcalins, situés dans la même colonne du tableau périodique.

- 1 - Écrire l'équation de la réaction du lithium sur l'eau avec formation d'ion  $Li^+$  et de l'ion  $HO^-$ . On prendra un nombre stœchiométrique égal à 1 pour le métal. En déduire sans « calcul » supplémentaire l'équation de la réaction du sodium sur l'eau.
- 2 - Calculer les constantes d'équilibre de ces deux réactions. Quel est du point de vue thermodynamique le métal le plus réactif sur l'eau ?
- 3 - Les courbes intensité-potentiel à pH 7 des divers couples intervenant sont représentées figure 1. Lequel des deux métaux apparaît finalement le plus réactif ?

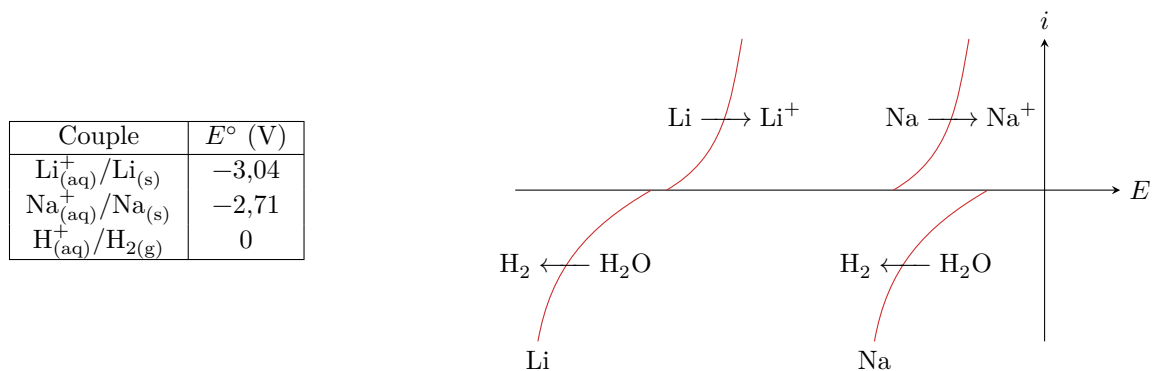


Figure 1 – Électrochimie du lithium et du sodium.

## Exercice 5 : Dosage des ions cuivre dans une bouillie bordelaise

écrit PT 2016 | 💡 2 | ✂️ 2



- ▷ Allure qualitative des courbes intensité-potentiel ;
- ▷ Dosage indirect.

### A - Étude préalable au dosage : analyse d'une courbe i-E

Données : à 298 K

- ▷  $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{I}_3^-/\text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$  ;
- ▷  $\alpha = \frac{RT}{\mathcal{F}} \ln 10 = 0,06 \text{ V}$ .

On donne figure 2 l'allure de la courbe intensité-potentiel obtenue à l'aide d'un montage à trois électrodes plongeant dans une solution acidifiée contenant :

- ▷ de l'iodure de potassium ( $\text{K}^+ + \text{I}^-$ )<sub>(aq)</sub> à la concentration  $C_1 = 1,00 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;
- ▷ du triiodure de potassium ( $\text{K}^+ + \text{I}_3^-$ )<sub>(aq)</sub> à la concentration  $C_2 = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

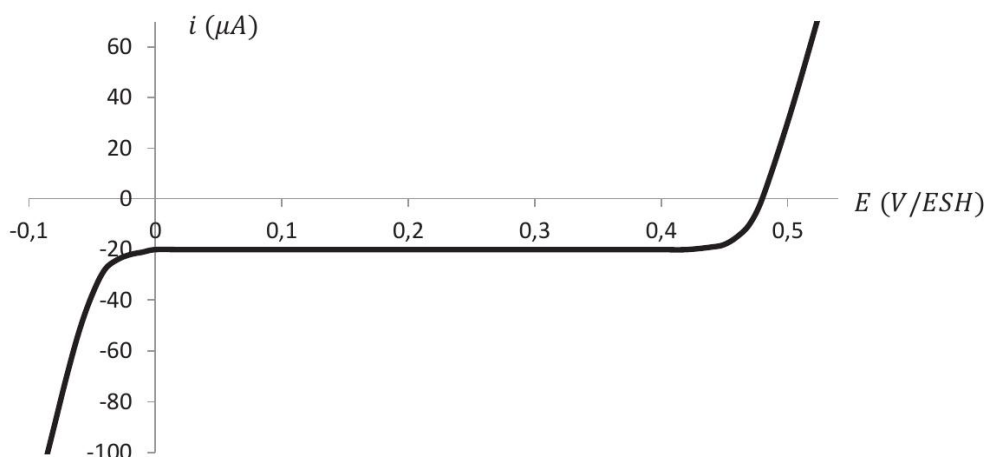
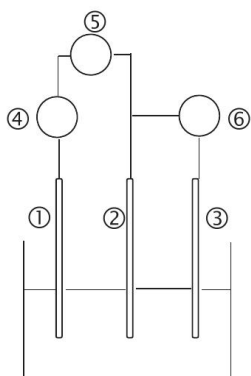


Figure 2 – Courbe intensité potentiel obtenue à partir de la solution d'iodure et triiodure de potassium.



- 1 - Pour le montage à trois électrodes représenté figure 3, nommer les électrodes 1 à 3 et les appareils de mesure 4 à 6 reliés aux électrodes.
- 2 - Reproduire l'allure de la courbe intensité-potentiel. Indiquer sur celle-ci les équations des demi-réactions d'oxydoréduction dans le sens où elles se produisent.
- 3 - Préciser en justifiant brièvement la réponse si le couple  $\text{I}_3^-/\text{I}^-$  est rapide ou lent sur l'électrode de travail choisie.
- 4 - Nommer le phénomène physique responsable du palier observé.
- 5 - Retrouver par le calcul le potentiel à courant nul de l'électrode de platine.

Figure 3 – Montage à trois électrodes.

### B - Dosage potentiométrique des ions cuivre (II) dans la bouillie bordelaise

Donnée : masse molaire du cuivre  $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

La bouillie bordelaise est un mélange de chaux et de sulfate de cuivre ( $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ ) mis au point pour le traitement de la vigne contre le mildiou par Millardet en 1882. Elle est commercialisée sous forme d'une poudre bleue qui contient 20 % de cuivre (pourcentage massique en cuivre métal).

On se propose de vérifier la teneur en cuivre de la bouillie bordelaise grâce à un dosage iodométrique suivi par potentiométrie.

**Étape 1 :** on dissout une masse  $m = 15,9 \text{ g}$  de bouillie bordelaise dans une solution d'acide chlorhydrique concentré ( $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ )<sub>(aq)</sub>. Après filtration du surnageant sur célite, le volume est ajusté à  $V_{\text{firole}} = 1,00 \text{ L}$  par addition d'acide sulfurique concentré. On obtient une solution (S) de sulfate de cuivre ( $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ )<sub>(aq)</sub>.

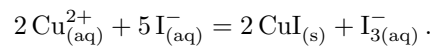
**Étape 2 :** on introduit dans un bécher

▷ un volume  $V_S = 20,0 \text{ mL}$  de la solution ( $S$ ) à doser ;

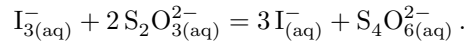
▷ un volume  $V_{\text{eau}} = 30 \text{ mL}$  d'eau distillée ;

▷ un volume  $V_{\text{KI}} = 50 \text{ mL}$  d'une solution d'iodure de potassium  $(\text{K}^+ + \text{I}^-)_{(\text{aq})}$  de concentration  $2,00 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Les ions cuivre (II)  $\text{Cu}^{2+}$  réagissent alors avec les ions iodure  $\text{I}^-_{(\text{aq})}$  selon la réaction d'équation



**Étape 3 :** on introduit dans le bécher deux électrodes de platine dans lesquelles on impose la circulation d'un courant très faible de l'ordre de  $1 \mu\text{A}$ . À l'une des électrodes se produit une oxydation, à l'autre une réduction. On titre alors les ions triiodure  $\text{I}^-_3$  par une solution de thiosulfate de sodium  $(2\text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-})_{(\text{aq})}$  de concentration  $C = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  selon la réaction d'équation



On cherche à exploiter les allures des courbes intensité-potential représentées figure 4, page suivante, pour prévoir l'évolution de la différence de potentiel  $\Delta E$  entre les deux électrodes de platine en fonction du volume  $V$  de solution titrante ajouté. On note  $V_{\text{éq}}$  le volume équivalent.

**6 -** Pour  $V = 0 \text{ mL}$ , en utilisant les conventions de tracé des courbes intensité-potential, représenter en annexe l'intensité du courant anodique  $i_a$  et l'intensité du courant cathodique  $i_c$ . En déduire les équations des demi-réactions d'oxydoréduction intervenant à l'anode et à la cathode. Estimer alors une valeur approchée de  $\Delta E_{V=0 \text{ mL}}$ .

**7 -** En procédant de même, prévoir des valeurs approchées pour  $\Delta E_{V < V_{\text{éq}}}$  et  $\Delta E_{V > V_{\text{éq}}}$ . Tracer l'allure de la courbe  $\Delta E = f(V)$ .

On obtient à partir de cette courbe un volume équivalent  $V_{\text{éq}} = 10,0 \text{ mL}$ .

**8 -** Déterminer le pourcentage massique  $w$  en cuivre dans la bouillie bordelaise et confronter le résultat à l'étiquette.

Donnée :  $\frac{63,5}{15,9} \simeq 4,00$ .

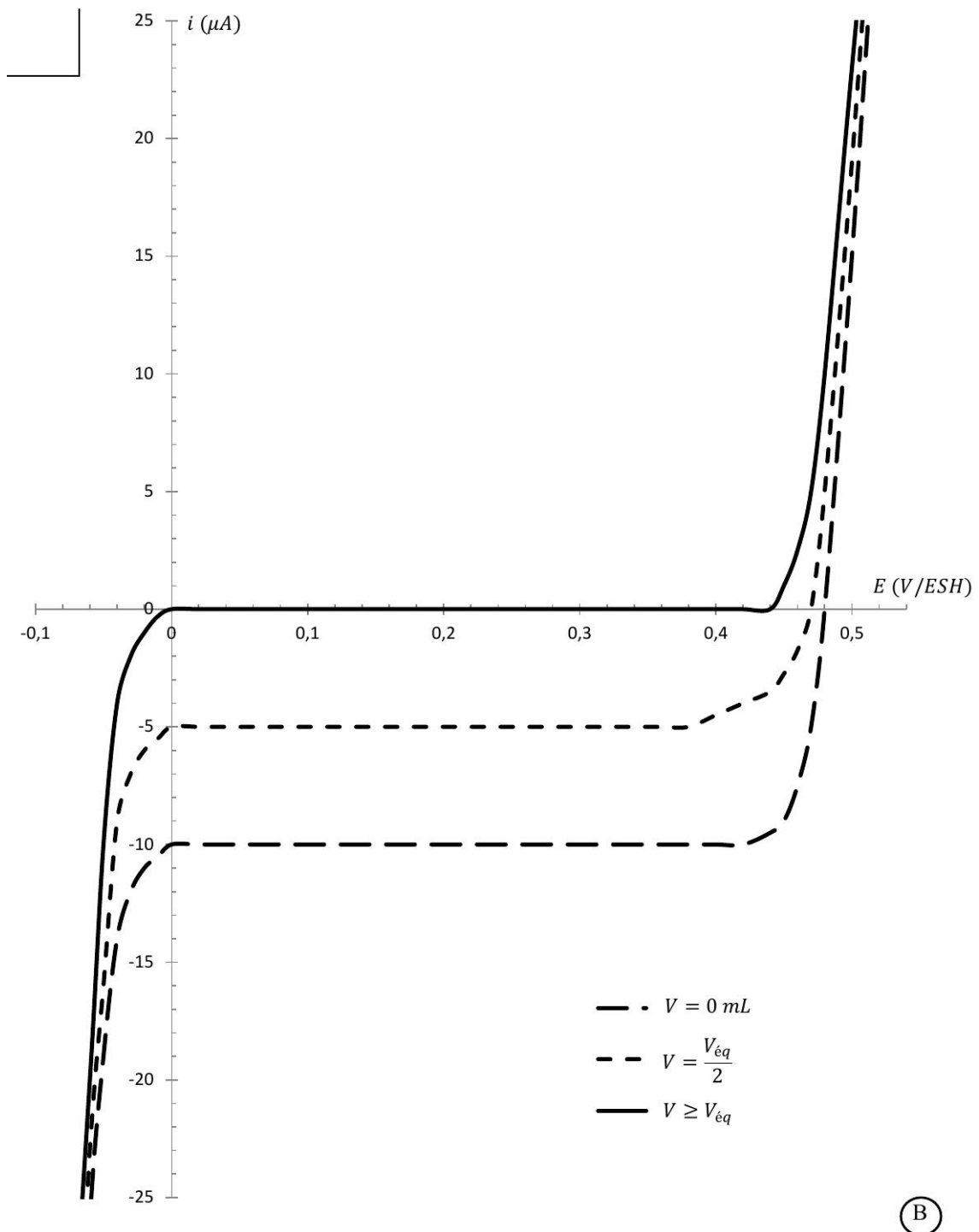


Figure 4 – Courbe intensité potentiel de titrage de la bouillie bordelaise.