

- À l'anode, les ions iodure sont oxydés en diiode, qui oxyde lui-même instantanément la vitamine C. Une fois la totalité de la vitamine C oxydée, la concentration en diiode est libre d'augmenter, ce que peut détecter un indicateur coloré tel que l'Iotect. C'est la fin de la réaction de titrage.
- À la cathode, l'eau est réduite et un abondant dégagement de  $H_2$  apparaît pendant toute l'électrolyse. Cette électrode est protégée par une allonge de tampon acétique ( $pH = 4,66$ ) pour ne pas fausser le résultat de la manipulation.

## Protocole

Verser environ 50mL du tampon dans un bécher de forme haute. La forme haute permet d'immerger au mieux les électrodes tout en économisant le tampon. Ajouter 50mg (la masse n'est pas critique, cela peut être 100 ou 150mg) d'iodure de potassium solide et un indicateur de diiode (Iotect®). Introduire ensuite une masse d'échantillon connue.

Un courant d'environ 20mA est imposé et maintenu constant pendant toute l'expérience ; le chronomètre est déclenché dès que le courant passe. La présence d'une allonge avec fritté oblige d'imposer une tension comprise entre 10 et 20V. Des bulles de dihydrogène apparaissent tout de suite à la cathode. Au bout de quelques minutes, des volutes violettes émanent de l'anode : c'est du diiode qui n'est plus consommé par la vitamine C aussi rapidement qu'au début de l'électrolyse. Quand la coloration du diiode envahit le bécher, noter le temps et arrêter le générateur.

## Exploitation des résultats

La masse de vitamine C par comprimé peut être retrouvée grâce à la formule suivante :

$$m_0 = \frac{I \cdot \Delta t \cdot M \cdot m_c}{z \cdot F \cdot m'}$$

avec  $I$  l'intensité du courant,  $M$  la masse molaire de l'acide ascorbique,  $m_c$  la masse totale d'un comprimé,  $z$  le nombre d'électrons échangés,  $F$  la constante de Faraday et  $m'$  la masse prélevée du comprimé pour réaliser l'expérience.

On peut également remonter à la quantité d'électricité nécessaire à la réaction pour pouvoir se faire :

$$Q_{théorique} = z \cdot F \cdot \frac{m' \cdot 500}{M \cdot 2000} ; Q_{exp} = I \cdot \Delta t$$

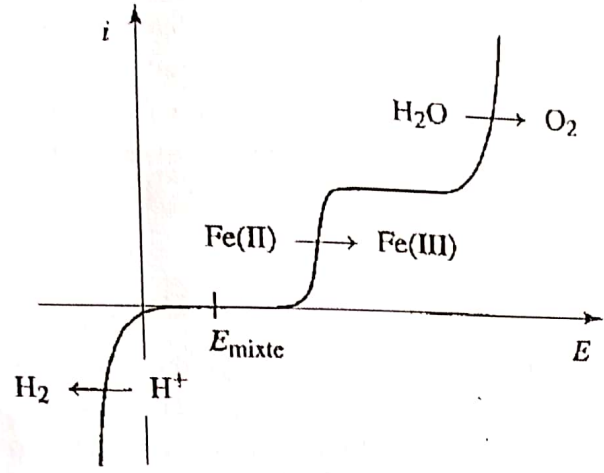
Calculer ces différentes valeurs et commenter.

## Questions

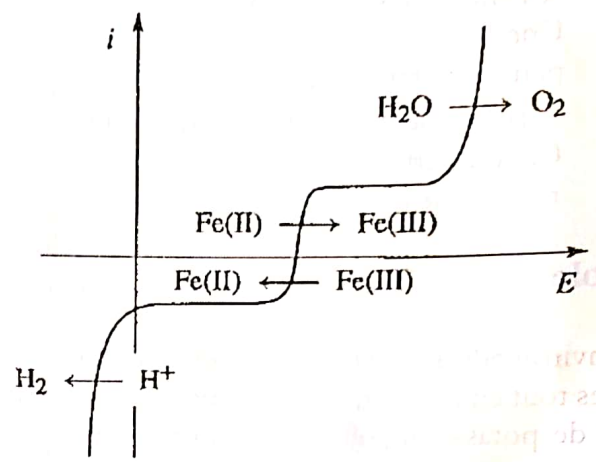
- Q1. Donner les demi-équations relatives à la réaction étudiée.
- Q2. Justifier de l'utilisation d'une solution tampon.
- Q3. Aurait-on pu utiliser ici une alimentation stabilisée plutôt qu'un générateur de courant ?
- Q4. Pourquoi avoir choisi des électrodes en platine et pas des électrodes en graphite ?
- Q5. Quelles sont les sources d'incertitude ? Pourquoi peut-il être utile de réaliser une première fois l'expérience sans placer d'acide ascorbique dans le milieu ?

### Dosage à $i=0$ et $i \neq 0$ à 2 électrodes indicatrices

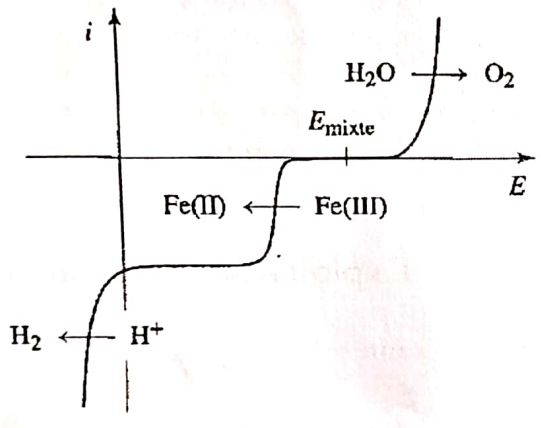
Interpréter l'allure des courbes de dosage obtenues à  $i=0$  et  $i \neq 0$  à l'aide des courbes  $i/E$  suivantes ( $x$  est le rapport  $V_1/V_{eq}$ ):



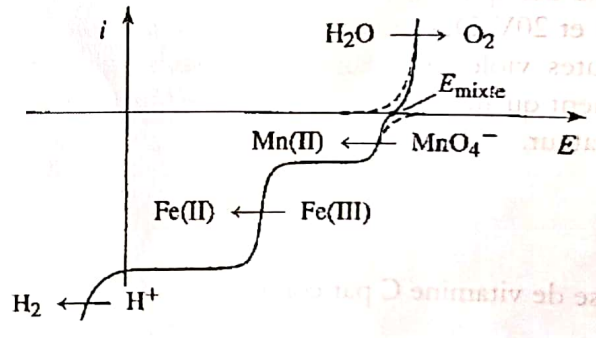
Courbe  $i/E$  à  $x=0$



Courbe  $i/E$  à  $0 < x < 1$



Courbe  $i/E$  à  $x=1$



Courbe  $i/E$  à  $x > 1$

### Questions

- Q1. Superposer les diagrammes de Pourbaix de l'eau et du manganèse. L'anion permanganate est-il stable dans l'eau ? Pour quelle raison peut-on quand même s'en servir dans l'eau ?
- Q2. Pour quelles raisons se place-t-on en milieu acide ?

## Poste 3E : Dosage coulométrique de l'acide ascorbique – BUP

On va réaliser un titrage un peu original de l'acide ascorbique contenu dans une tablette de vitamine C, par une méthode électrochimique dite de coulométrie.

Pour réaliser ce titrage, on dispose d'une anode (lame de platine), d'une cathode (électrode de platine munie d'une allonge tamponnée) et d'un générateur de courant. La méthode de titrage est indirecte et utilisera le couple redox  $I_2/I^-$  pour réaliser les transferts.