

Titration potentiométrique d'une solution phytosanitaire

Préparer le TP à l'avance en ayant lu le cours sur les titrages potentiométrique d'oxydoréduction

Les ions fer II Fe^{2+} constitue le principe actif de nombreuses solutions destinées à combattre la chlorose ferrique des végétaux. Il est utilisé pour revitaliser les gazons. L'étiquette d'une solution commerciale a été arrachée et on cherche le pourcentage massique en fer de cette solution commerciale.

Avertissements

- Manipuler les électrodes avec précaution. On rappelle qu'elles sont fragiles et que l'électrode de référence doit être maintenue humide. On veillera donc à la faire tremper dans l'eau distillée entre les mesures éventuellement.
- Penser à rincer la verrerie et les électrodes en fonction de leur utilisation.

Travail à réaliser :

Après validation de votre protocole (à préparer à l'avance) par le professeur, réaliser les manipulations permettant de répondre aux objectifs du TP.

Il vous est demandé de rédiger un compte-rendu par binôme qui doit être complet pour se suffire à lui-même : objectifs, description et rôle des différentes étapes, résultats, précisions, traitement des données, conclusion et toute autre information que vous jugerez utile et pertinente à préciser.

1) Objectifs

Il vous est demandé de suivre par potentiométrie le titrage des ions fer II d'une solution phytosanitaire par une solution de sulfate cérique ($\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$) afin de déterminer le pourcentage en masse de fer de la solution phytosanitaire du commerce. On indique que la densité de cette solution commerciale est de 1,06.

Par ailleurs, vous déduirez de l'exploitation de ce titrage les valeurs des potentiels standards des couples $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ (couple 1 de potentiel standard E°_1) et $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$ (couple 2 de potentiel standard E°_2).

2) Matériel et produits

Solutions :

- Solution phytosanitaire diluée 100 fois notée solution S_1 (concentration inconnue comprise entre 0,01 et 0,02 mol/L)
- Solution de sulfate de cérium (IV) dans l'acide sulfurique (1 mol/L) à $2,00 \cdot 10^{-2}$ mol/L

Matériel :

- Pipettes jaugées de 10, 20 mL
- Burette graduée 25 mL
- Eprouvette graduée de 50 mL
- Potence
- Béchers
- millivoltmètre + électrodes (Pt + ECS)
- Ordinateur
- Agitateur magnétique + barreau aimanté

3) Données

On pourra considérer la réaction de titrage comme totale.

On utilise une électrode de platine et une électrode au calomel saturée comme référence. Le potentiel de l'électrode de platine est fixé par les couples redox présents dans le milieu (couple 1 ou couple 2). On mesure ici la ddp : $U = E_{\text{Pt}} - E_{\text{réf}}$ et on indique que l'électrode de référence a un potentiel de 245 mV par rapport à l'électrode Standard à Hydrogène.

$M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Incertitude sur une mesure : voir la fiche correspondante

4) Questions coup de pouce

- Écrire les demi-équations rédox et en déduire l'expression du potentiel rédox pour chaque couple.
- Déterminer à quel moment du titrage le potentiel de l'électrode de platine est égal à E°_1 ? A E°_2 ? *Remarque : il est normal que la valeur obtenue pour E°_1 ne soit pas celle donnée dans la partie 2 car une partie des ions fer est complexée par les ions sulfate. Vous déterminez en fait, le potentiel apparent en milieu sulfate. Exploiter la courbe afin d'obtenir ces deux potentiels rédox.*