

Tp-13 - Titrage d'une solution antichlorose

Une solution « anti-chlorose » est une solution riche en ions fer (II) $Fe^{2+}_{(aq)}$ et disponible dans les jardineries.

Un jardinier dispose d'une solution anti-chlorose de concentration inconnue. Afin d'utiliser le plus efficacement possible ce produit, il devra déterminer la concentration en ions fer (II) qu'elle contient.

1^{ère} partie : Titrage colorimétrique

DOCUMENT 1 : La chlorose des végétaux

La chlorose des végétaux est une décoloration plus ou moins prononcée des feuilles, due à un manque de chlorophylle. Le manque de chlorophylle peut provenir d'une carence en ions fer (II). Dans le commerce, on trouve ainsi des solutions dites « anti-chlorose » riches en ions fer (II) qu'il convient de pulvériser directement sur les plantes et les sols.

DOCUMENT 2 : Protocole

Diluer 30 fois une solution « anti-chlorose » S contenant les ions fer (II) $Fe^{2+}_{(aq)}$ de concentration c à déterminer. La solution obtenue est appelée S_1 .

Introduire dans un erlenmeyer un volume $V_1 = 20,0$ mL de solution S_1 et quelques gouttes d'acide sulfurique.

Réaliser le titrage à l'aide d'une solution titrante de permanganate de potassium S_2 de concentration $c_2 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en ions permanganate.

Données :

- Couples redox : $Fe^{3+}_{(aq)} / Fe^{2+}_{(aq)}$ et $MnO_4^{-}(aq) / Mn^{2+}_{(aq)}$
- On admet que toutes les espèces chimiques mises en jeu au cours de ce titrage sont incolores ou peu colorées, à l'exception des ions permanganate $MnO_4^{-}(aq)$ qui donnent au liquide une couleur violette.
- Masse molaire du fer : $M(Fe) = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

1. Réaliser le schéma du titrage.
2. Donner l'équation de la réaction support du titrage et expliquer comment l'équivalence est repérée.
3. Indiquer pourquoi il est nécessaire d'ajouter quelques gouttes d'acide sulfurique dans le bécher.
4. Réaliser le titrage et noter le volume V_E versé à l'équivalence.
5. Déterminer la concentration en ions fer (II) de la solution S_1 .
6. En déduire celle de la solution S. Dans le tableau ci-dessous sont présentés quelques produits anti-chlorose.

Nom du produit commercial	Teneur en fer (g.L ⁻¹)	Utilisation référencée
FerroTonus	40	Dépôt sur les sols
PlantoFer 30	30	Dépôt sur les sols
Fer Cler	25	Dépôt sur les sols
Fer Soni H39F	20	Dépôt sur les sols et pulvérisation sur les feuilles
FerMi H31	10	Dépôt sur les sols et pulvérisation sur les feuilles

7. Identifier celui possiblement utilisé par le jardinier et l'utilisation qu'il doit en faire.

2^{de} partie : Titrage potentiométrique

On se propose cette fois de réaliser un titrage potentiométrique de la solution anti-chlorose diluée S₁.

DOCUMENT 1 : Titrage potentiométrique

Lors d'un titrage potentiométrique, il se produit une réaction d'oxydoréduction entre les espèces titrée et titrante. Les concentrations en espèces oxydantes et réductrices des deux couples mis en jeu varient, ce qui modifie le potentiel électrique de la solution. Un titrage potentiométrique est donc une méthode qui consiste à suivre l'évolution du potentiel d'une solution en fonction du volume de solution titrante ajoutée.

Le potentiel électrique de la solution est obtenu en réalisant une pile entre une électrode de référence (*ici une électrode au calomel saturé ECS*) et une électrode de mesure (*ici une électrode de platine*). Pour obtenir la valeur du potentiel de la solution au cours du titrage, on mesure la *fem* de cette pile.

$$fem = E_{Pt} - E_{réf} \quad E_{Pt} = fem + E_{réf}$$

la valeur du potentiel de la solution étant donnée par l'électrode de platine (d'où le nom d'électrode de mesure).

DOCUMENT 3 : Repérage de l'équivalence

Au cours d'un titrage mettant en jeu une réaction d'oxydoréduction, le potentiel varie brusquement à l'équivalence. On parle de saut de potentiel. Il est alors possible de déterminer le volume à l'équivalence graphiquement en utilisant la méthode des tangentes

DOCUMENT 2 : Protocole

- Introduire dans un bécher de 500 mL un volume $V_1 = 20,0$ mL de solution S₁ et quelques gouttes d'acide sulfurique.
- Introduire dans la burette une solution titrante de permanganate de potassium S₂ de concentration $c_2 = 5,0 \cdot 10^{-3}$ mol.L⁻¹ en ions permanganate (aq).
- Placer, dans le bécher, une électrode au calomel saturé et une électrode de platine reliées à un voltmètre comme sur le schéma ci-dessous. Ajouter de l'eau distillée dans le bécher pour que les électrodes plongent suffisamment.
- Relever la *fem* après chaque ajout, millilitre par millilitre, de la solution titrante de permanganate de potassium.
- Tracer le graphe $E_{Pt} = f(V_2)$ à l'aide d'un tableur, V_2 représentant le volume de solution titrante ajouté.

DOCUMENT 4 : Unicité du potentiel à l'équilibre

Une fois l'équilibre atteint, le potentiel de la solution est unique.

Pour une réaction support du titrage du type : $\text{Ox}_1 + \text{Red}_2 \rightleftharpoons \text{Red}_1 + \text{Ox}_2$

on a ainsi, après chaque ajout de solution titrante : $E_{\text{Pt}} = E(\text{Ox}_1 / \text{Red}_1) = E(\text{Ox}_2 / \text{Red}_2)$

L'unicité du potentiel à l'équilibre nous permet de montrer que :

À la **demi-équivalence**, le potentiel mesuré à l'électrode de platine E_{Pt} est égal au potentiel standard du couple auquel appartient l'espèce titrée.

À la **double équivalence**, le potentiel mesuré à l'électrode de platine E_{Pt} est égal au potentiel standard du couple auquel appartient l'espèce titrante.

1. Réaliser le montage du schéma (Document 2).
2. Réaliser le titrage comme indiqué sur le protocole. Tracer au fur et à mesure le graphe $E_{\text{Pt}} = f(V_2)$ à l'aide d'un tableur.
3. Déterminer graphiquement le volume V_E versé à l'équivalence.
4. Déterminer la concentration en ions fer(II) Fe^{2+} de la solution S_1 . La comparer à celle trouvée lors du titrage colorimétrique.
5. En déduire celle de la solution S.
6. Justifier l'intérêt d'un titrage potentiométrique par rapport à un titrage colorimétrique.
7. Déterminer les potentiels standards des couples $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} / \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ et $\text{MnO}_4^{-}_{(\text{aq})} / \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$.
8. Les comparer aux valeurs tabulées dans la littérature en indiquant les sources d'erreurs possibles.
À 25°C, $E^\circ(\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} / \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}) = 0,77 \text{ V}$ et $E^\circ(\text{MnO}_4^{-}_{(\text{aq})} / \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}) = 1,51 \text{ V}$
9. Justifier l'allure de la courbe $E_{\text{Pt}} = f(V_2)$.