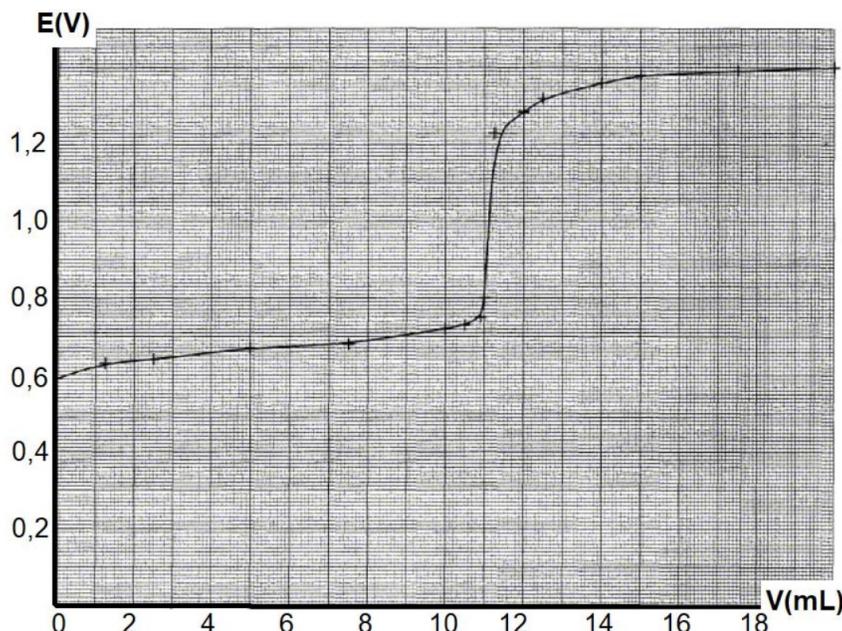


## Exercice 1: Dosage potentiométrique d'une solution d'ions fer 2



Le sulfate de fer ( $\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ ) 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 indique qu'elle contient 6,0 % en masse d'élément fer soit une concentration molaire égale à  $1,09 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

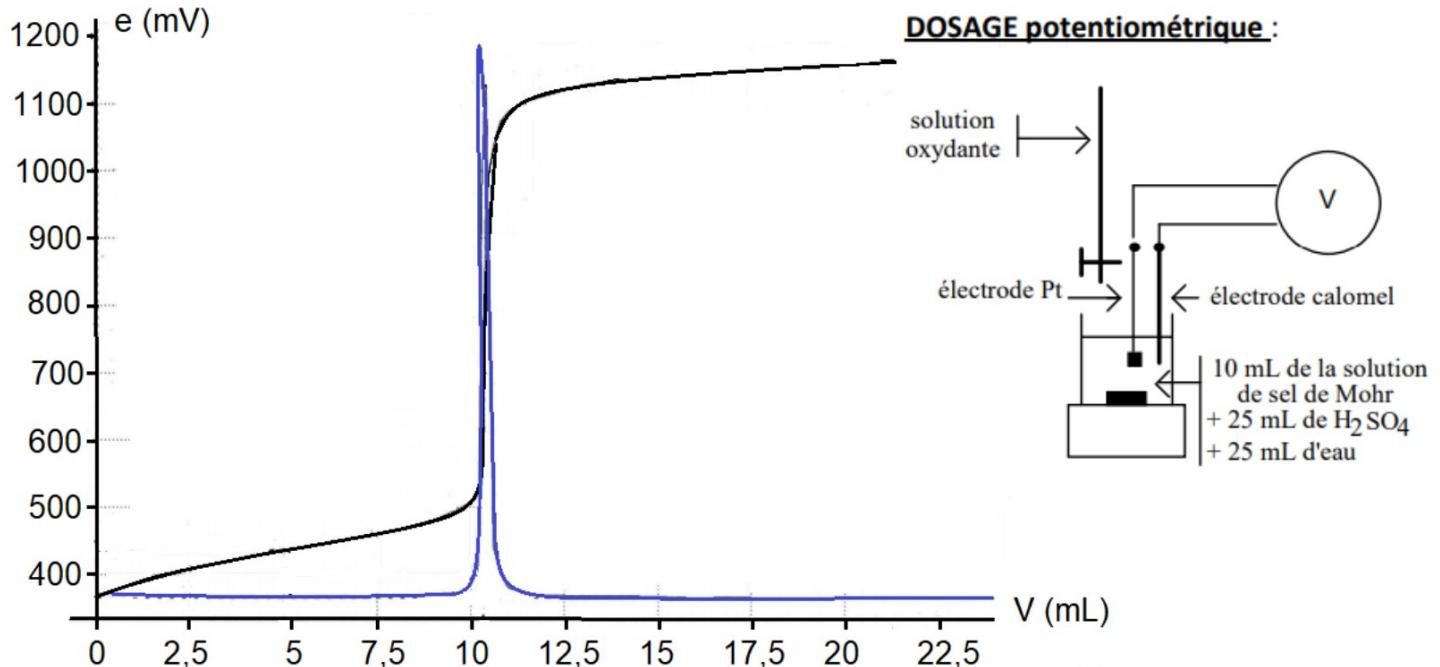
Afin de vérifier l'indication portée par l'étiquette, on procède au titrage de la solution commerciale S. Cette solution étant trop concentrée pour être titrée directement, il est nécessaire de la diluer dix fois, on obtient la solution S'.

On souhaite déterminer la concentration  $C_1$  en ion fer (II)  $\text{Fe}^{2+}$  de la solution S' par titrage potentiométrique. Pour cela, on préleve un volume  $V_1 = 10,0 \text{ mL}$  de la solution S' dans laquelle on plonge une électrode de mesure et une électrode de référence. La solution titrante utilisée est une solution acidifiée de sulfate de cérium IV ( $\text{Ce}^{4+} ; 2\text{SO}_4^{2-}$ ) de concentration  $C_2 = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

On note  $V_2$  le volume de solution titrante versée et  $E$  le potentiel de l'électrode de mesure.

1. Ecrire l'équation de la réaction de titrage, sachant que les couples sont  $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$  et  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$
2. Donner la définition de l'équivalence du titrage.
3. A l'aide de la courbe ci-dessous, déterminer le volume équivalent  $V_E$ .
4. Calculer la concentration molaire  $C_1$  de la solution S' en ions  $\text{Fe}^{2+}$
5. La courbe permet-elle de déterminer les potentiels standards des couples  $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$  et  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  ? Si oui, les déterminer
6. Interpréter l'allure de la courbe

## Exercice 2 : Dosage potentiométrique d'une solution d'ions fer 2 V2



Dans cet exercice, on réalise le dosage d'une solution de sel de Mohr (contenant les ions  $\text{Fe}^{2+}$ ) par une solution de permanganate de potassium ( $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{K}^+$ ) de concentration  $2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

La réaction de dosage est une réaction d'oxydoréduction suivie par potentiométrie à l'aide de 2 électrodes : Une électrode de mesure en platine et une électrode de référence au calomel ( $E^0 = 0,244 \text{ V}$ )

On relève la différence de potentiel aux bornes des 2 électrodes ( $e = E_{\text{Pt}} - E_{\text{calomel}}$ ) en fonction du volume de solution de permanganate versée. On obtient la courbe ci-dessus.

**Données :**  $E^0(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$  ;  $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$

1. Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction entre les ions  $\text{Fe}^{2+}$  contenus dans la solution de sel de Mohr et les ions permanganate  $\text{MnO}_4^-$

2. Montrer que cette réaction peut bien servir de réaction support d'un dosage

3. Déterminer  $V_{\text{eq}}$ , le volume versé de la solution de permanganate de potassium à l'équivalence, puis en déduire la concentration des ions  $\text{Fe}^{2+}$  dans la solution de sel de Mohr

4. Déterminer les potentiels de la solution à la demi-équivalence et à la double équivalence ; retrouve-t-on les valeurs des potentiels standards des couples ? Comment peut-on expliquer les écarts observés ?

### Exercice 3 : Titrage d'une eau de Javel

On désire déterminer la concentration en ions hypochlorite  $\text{ClO}^{-}_{(\text{aq})}$  dans une eau de Javel.

#### Principe de la manipulation

- 1ère étape : réaction des ions  $\text{ClO}^{-}$  avec les ions iodure

On ajoute un excès d'ions iodure à un volume connu de solution d'eau de Javel.

Les ions hypochlorite  $\text{ClO}^{-}_{(\text{aq})}$  oxydent en milieu acide les ions iodure  $\text{I}^{-}_{(\text{aq})}$ .

- 2nde étape : Le diode formé est ensuite titré par une solution de thiosulfate de sodium ( $2\text{Na}^{+}, \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ )

1. Ecrire l'équation de la réaction de l'étape 1, sachant que les couples sont  $\text{I}_2/\text{I}^{-}$  et  $\text{ClO}^{-}/\text{Cl}^{-}$  ;

On appellera « réaction (1) » cette 1ère réaction, considérée comme totale

2. Ecrire l'équation de la réaction de l'étape 2, sachant que les couples sont  $\text{I}_2/\text{I}^{-}$  et  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$  ;

On appellera « réaction (2) » cette 2ème réaction.

#### Mode opératoire

3. L'eau de Javel commerciale étant trop concentrée, il faut d'abord effectuer une dilution au dixième pour obtenir 50,0 mL de solution diluée S.

- Décrire une méthode qui permet d'effectuer cette dilution. On précisera la verrerie nécessaire (noms et volumes).

4. Dans un erlenmeyer, on introduit  $V = 10,0$  mL de solution S, puis  $V' = 20$  mL de la solution d'iodure de potassium ( $\text{K}^{+}_{(\text{aq})} + \text{I}^{-}_{(\text{aq})}$ )

- Quelle verrerie faut-il utiliser pour prélever les volumes V et V' des solutions S et S'?

#### Titrage

À l'aide d'une solution de thiosulfate de sodium de formule ( $2\text{Na}^{+}_{(\text{aq})} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$ ) de concentration molaire apportée  $C_1 = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , on titre le diode formé.

On ajoute une pointe de spatule de thiodène afin de mieux repérer l'équivalence. Le volume équivalent est  $V_E = 10,0$  mL.

5. Déduire des résultats du titrage la quantité de matière de diiode dosée. Cette quantité de matière correspond aussi à la quantité produite lors de la réaction (1).

6. Déduire des coefficients de l'équation (1), la quantité de matière d'ions hypochlorite initialement présents dans le prélèvement de volume V.

7. Déterminer la concentration en ions hypochlorite de la solution S, puis de la solution commerciale.