

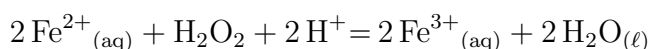
## TP n°15

### Vérification de la loi de Nernst

<b>connaissances requises</b>	Oxydo-réduction, formule de Nernst
<b>but du TP</b>	Tracer et exploiter la courbe de Nernst
<b>Matériel</b>	Potentiomètre avec électrode de platine et électrode au calomel, 2 béchers de 100 mL, 1 burette graduée, agitateur magnétique, 1 éprouvette graduée de 100 mL, 1 pipette jaugée de 10 mL Acide sulfurique à environ $4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ⚠ peroxyde d'hydrogène $\text{H}_2\text{O}_2$ à $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ solution de $\text{Fe}^{2+}$ à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ permanganate de potassium $\text{KMnO}_4$ à $0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

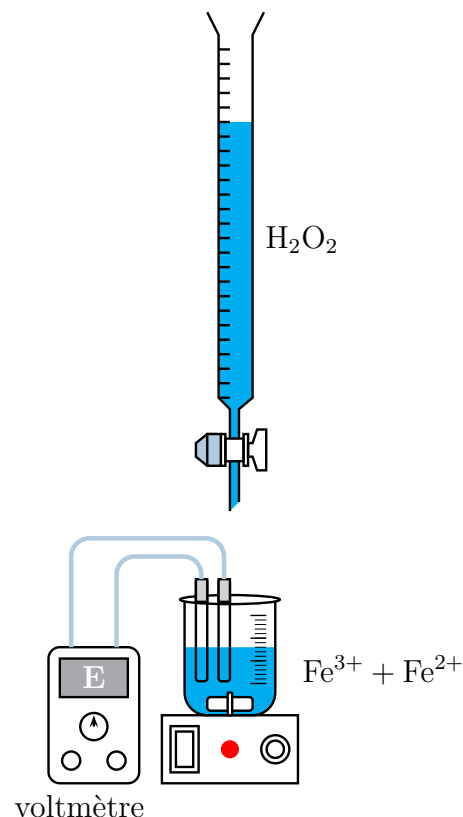
### 1) Principe de l'étude

On mesure le potentiel d'une solution contenant le couple  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ . On fait évoluer le rapport des deux concentrations, en versant sur une solution contenant initialement du Fer II, une solution de peroxyde d'hydrogène  $\text{H}_2\text{O}_2$  (eau oxygénée). L'équation de la réaction est la suivante :



On note  $c_{\text{Fe}}$  la concentration initiale en Fer II dans la solution de volume  $V_{\text{Fe}}$  et  $c_0$  la concentration de la solution de peroxyde d'hydrogène utilisée pour l'expérience.

- ♣ À l'aide des potentiels standards donnés, montrer que cette réaction est quantitative.
- ♣ En déduire le rapport  $\frac{[\text{Fe}^{3+}_{(aq)}]}{[\text{Fe}^{2+}_{(aq)}]}$  en fonction du volume  $V$  versé d'eau oxygénée (on remarquera que le volume  $V$  doit être inférieur au volume à l'équivalence!).
- ♣ Écrire la loi de Nernst pour les couples  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  en fonction des concentrations des ions puis en fonction de  $V$ ,  $c_{\text{Fe}}$  et  $c_0$ .
- ♣ Quelle courbe doit-on tracer pour vérifier cette loi ?



## 2) Étude pratique

### 1 - Détermination des concentrations des solutions

Bien que fraîchement préparées, les solutions contenant les ions Fer II et l'eau oxygénée n'étant pas stables, il faut au préalable les doser à l'aide d'une solution de permanganate  $\text{MnO}_4^-$  de concentration  $0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . On peut déterminer le volume à l'équivalence car le permanganate est fortement coloré et que la solution de  $\text{Mn}^{2+}$  est incolore. Au delà de l'équivalence (à la goutte près), la solution reste colorée.

#### Dosage des ions Fer II

On dose 10 mL d'une solution de Fe II à laquelle on ajoute 4 à 5 mL d'acide sulfurique.

- ♣ Écrire l'équation de la réaction entre le permanganate et les ions Fer II. Pourquoi faut-il ajouter de l'acide ?
- ♣ Réaliser le dosage et en déduire  $c_{\text{Fe}}$ .

#### Dosage du peroxyde d'hydrogène

On dose 10 mL d'une solution de  $\text{H}_2\text{O}_2$  à laquelle on ajoute 4 à 5 mL d'acide sulfurique.

- ♣ Écrire l'équation de la réaction entre le permanganate et l'eau oxygénée. Pourquoi faut-il ajouter de l'acide ?
- ♣ Réaliser le dosage et en déduire  $c_0$ .

### 2 - Vérification de la loi de Nernst

- ♣ Nettoyer la burette ayant contenu le permanganate (la rincer abondamment à l'eau du robinet puis à l'eau distillée puis à l'eau oxygénée)
- ♣ La remplir avec la solution de peroxyde d'hydrogène
- ♣ Placer 20 mL de la solution de Fer II dans un bécher et plonger les deux électrodes (calomel et platine)
- ♣ Mesurer la différence de potentiel pour des volumes versés de 1 à 17 mL (par pas de 1 mL)
- ♣ Tracer la courbe permettant de vérifier la loi de Nernst à l'aide de Régressi
- ♣ En déduire la pente (que représente-t-elle ?) ainsi que l'ordonnée à l'origine (que représente-t-elle ?)

Données (à 25 °C) :

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

$$E^0(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2) = E_1^0 = 0,69 \text{ V} \quad E^0(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = E_2^0 = 1,77 \text{ V}$$