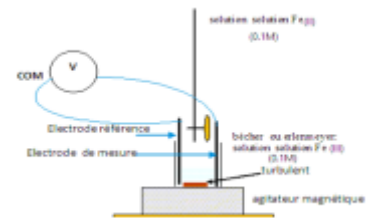


Manipulation N° III



Zoulikha BAKOUR

Table des matières



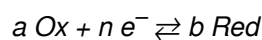
I - Vérification expérimentale de la loi de NERNST	3
1. Vérification expérimentale de la loi de NERNST pour les couple $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	4
1.1. <i>But</i>	4
1.2. <i>Mode opératoire</i>	4
1.3. <i>Exploitation des résultats</i>	4
Ressources annexes	6

Vérification expérimentale de la loi de NERNST

Vérification expérimentale de la loi de NERNST pour les couple Fe³⁺/Fe²⁺

4

à un couple Ox/Red est associé un potentiel standard E° (fixe) qui définit le pouvoir réducteur et oxydant. Mais on constate que la valeur réelle du potentiel E qui détermine la réaction d'oxydoréduction dépend de la concentration des ions en présence, de la pression des gaz présents et éventuellement du pH (c'est à dire de la concentration $[H^{+}_{aq}]$)



A ce couple est associé un potentiel d'oxydoréduction E qui est donné par la formule de *NERNST* :

$$E = E^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln [H^{+}_{aq}]$$

$$E = E^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

E = potentiel d'oxydoréduction en volts

E° = potentiel d'électrode normal en volts

T = Température exprimée en Kelvin

F = 1 Faraday = 96 500 C

R = Constante des gaz parfaits : $R = 8,31$ unités SI

Si on se trouve dans les conditions dites standard : $T = 298$ K (25°C). Et en utilisant les logarithmes décimaux (log) à la place des logarithmes népériens (ln).

On peut écrire que : $\frac{2,3 RT}{F} = 0,059 = 0,06$

Ce qui donne alors pour la formule de NERNST :

$$E = E^{\circ} + \frac{0,06}{n} \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

1. Vérification expérimentale de la loi de NERNST pour les couple Fe³⁺/Fe²⁺

But	4
Mode opératoire	4
Exploitation des résultats	4

1.1. But

On se propose dans cette manipulation de vérifier expérimentalement la loi de NERNST pour le couple Fe³⁺/Fe²⁺:

$$E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 + \frac{RT}{F} \ln \left[\frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} \right]$$

Pour cela, on ajoutera à une solution de nitrate de fer(III) Fe(NO₃)₃ des quantités croissantes d'une solution de sel de Mohr FeSO₄(NH₄)₂SO₄·6 H₂O (contenant des ions fer(II)) et on mesurera à chaque fois le potentiel d'une électrode de platine (électrode de mesure) par rapport à une électrode au calomel saturé (électrode de référence).

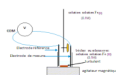
On ajoutera une solution d'acide sulfurique pour stabiliser les ions Fe²⁺

1.2. Mode opératoire

1. Dans un bécher de 150 mL, verser 10 mL (prélevés à la pipette) de la solution de Fe³⁺ à 0,1 mol.L⁻¹ et 40 mL de la solution H₂SO₄ à 1 mol.L⁻¹ (prélevés au moyen d'une éprouvette). Brancher avec précaution les deux électrodes plongées dans cette solution aux bornes du millivoltmètre. Homogénéiser la solution à l'aide d'un agitateur magnétique. Remplir la burette de 25 mL avec la solution de Fe²⁺ de concentration 0,1 mol.L⁻¹.
2. Ajouter la solution de Fe²⁺ à 0,1 mol.L⁻¹ par incréments à la solution de Fe³⁺ à l'aide de la burette. Après chaque addition, mesurer le potentiel de l'électrode de platine par rapport au potentiel de l'électrode de référence (le voltmètre affiche: $U = E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} - E_{\text{ECS}}$).

La valeur des incréments sera choisie de sorte que le volume total de la solution de Fe²⁺ versé soit successivement égal à:

Volume Versé (mL)	0.5	1	2	5	8	9	10	11	12.5	20
-------------------	-----	---	---	---	---	---	----	----	------	----



1.3. Exploitation des résultats

- Exprimer le rapport [Fe³⁺]/[Fe²⁺] en fonction de V₀, volume initial de la solution de Fe³⁺ et de V,

volume de la solution de Fe^{2+} ajouté.

- Présenter les résultats sous la forme d'un tableau indiquant la valeur de la force électromotrice mesurée

et les valeurs du potentiel d'électrode de platine pour chaque valeur du volume de solution Fe^{2+} ajouté.

- Tracer la droite représentant au mieux la variation du potentiel d'électrode de platine en fonction de:

$$\log \left[\frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} \right]; E_{\text{Pt}} = E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = f \left(\log \left[\frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} \right] \right)$$

- Déterminer à partir du graphe la valeur du coefficient $\ln 10 \cdot (RT)/F$ et la valeur du potentiel standard apparent $E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}$ (en milieu H_2SO_4). On donne $E_{\text{ECS}} = 0,252 \text{ V} - p.6$

Ressources annexes



>