



RÉPUBLIQUE TOGOLAISE



# **RAPPORT DE TRAVAUX PRATIQUE CHIMIE**

## **REACTION D'OXYDOREDUCTION**

### **MEMBRES DU GROUPE**

- . DJOSSOU Kokou Armand Light
- . DOH Kodzo Ben
- . SEGUE Yao Louis Freeman

### **EVALUATEUR**

M. FAMBI

**DATE** : 01/12/2024

# **Sommaire**

- INTRODUCTION
- EXPERIENCE 1
- EXPERIENCE 2
- EXPERIENCE 3
- EXPERIENCE 4
- EXPERIENCE 5
- EXPERIENCE 6
- CONCLUSION

## **INTRODUCTION**

Par définition une réaction d'oxydoréduction est une réaction mettant en présence un oxydant et un réducteur et conduisant à des transferts d'électrons. Par ces séances de travaux pratiques nous avons pu mettre en évidence plusieurs réactifs pour observer les réactions d'oxydations et de réduction.

# **1. EXPERIENCE 1 : Réduction des ions du cuivre par le fer métallique**

## **1.1. Réactifs**

- . Morceau de fil de fer
- . Solution de sulfate de cuivre ( $\text{CuSO}_4$ )

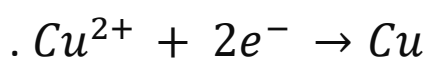
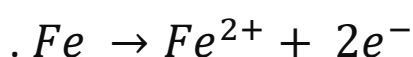
## **1.2. Manipulation**

Mettons dans une éprouvette un morceau de fil de fer et ajoutons 2 ml d'une solution 0.5N de sulfate de cuivre

## **1.3. Observation**

La solution de sulfate de cuivre a progressivement perdu sa couleur bleue et le fil de fer devient rougeâtre ( depot des ions cuivre sur le métal fer )

## **1.4. Réaction**

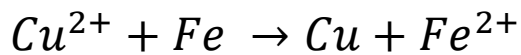


## **1.5. Transfert d'électron**

. Le fer métallique ( $Fe$ ) cède deux électrons pour devenir l'ion fer  $Fe^{2+}$

. L'ion  $Cu^{2+}$  capte deux électrons pour devenir du cuivre métallique

## **1.6. Réaction Globale**



## 2. EXPERIENCE 2 : Oxydation des ions de fer $Fe^{2+}$ par le permanganate de potassium $KMnO_4$

### 2.1. Réactifs

- . solution de permanganate de potassium
- . solution d'acide nitrique
- . solution de sulfate de fer

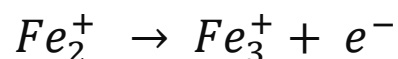
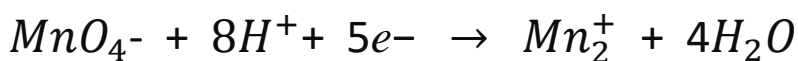
### 2.2. Manipulation

- Versons dans une éprouvette 2 ml d'une solution 0.001N de  $KMnO_4$ ;
- Ajoutons quelques 2 à 3 gouttes de solution 2N de l'acide sulfurique ;
- Ajoutons goutte par goutte une solution 0.5N de sulfate de fer 2 jusqu'à la décoloratio-

### 2.3. Observation

La solution violette de permanganate de potassium se décolore progressivement avec l'ajout de la solution de sulfate de fer

### 2.4. Réactions

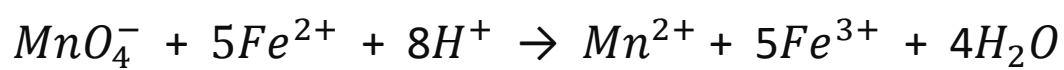


### 2.5. Transfert d'électrons

En milieu acide, l'ion permanganate ( $MnO_4^-$ ) est réduit en ion manganèse ( $Mn_2^+$ )

L'ion  $Fe_2^+$  est oxydé en ion  $Fe_3^+$

## **2.6. Réaction Globale**



### 3. EXPERIENCE 3 : Réduction de l'acide nitrique par le cuivre

#### 3.1. Réactifs

- . Fil de cuivre
- . Solution d'acide nitrique

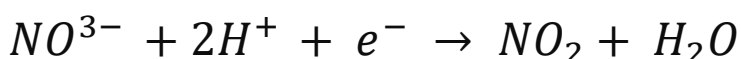
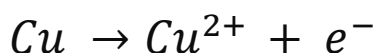
#### 3.2. Manipulation

Mettre dans une éprouvette un morceau de fil de cuivre et ajouter 2 ml de solution de l'acide nitrique.

#### 3.3. Observation

On note la formation de bulles de gaz et une dissolution progressive du cuivre dans la solution d'acide nitrique. On réalise aussi la formation d'une solution bleue à la fin

#### 3.4. Réactions



#### 3.5. Transfert d'électrons

- Le cuivre libère deux électrons pour se transformer en ions cuivre ( $Cu^{2+}$ );
- En présence des ions hydrogène, les ions nitrate ( $NO_3^{-}$ ) libèrent un électron pour former l'oxyde d'azote

#### 3.6. Réaction Globale



## **4. EXPERIENCE 4 : Réaction d'auto oxydoréduction**

### **4.1. Réactifs**

- cristaux d'iode
- solution de soude ( NaOH )
- solution d'acide sulfurique

### **4.2. Manipulation**

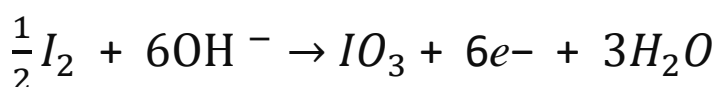
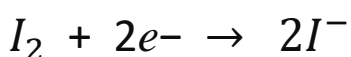
- mettre dans une éprouvette 2 à 3 cristaux d'iode
- ajouter dans un premier temps 2 ml de la solution de soude
- ensuite ajouter à la solution obtenue 2 ml de solution 2N de l'acide sulfurique

### **4.3. Observation**

En mettant de la solution de NaOH sur les cristaux d'iode , il y a eu dissolution des cristaux d'iode et formation d'une solution de couleur brunatre .

Avec l'ajout de l'acide sulfurique on observe une coloration jaune avec formation et depot d'iode

### **4.4. Réactions**



### **4.5. Transfert d'électron**



- Une partie des molécules d'iode ( $I_2$ ) est réduite en ions iodure ( $I^-$ ) en perdant deux électrons
- Une autre partie des molécules d'iode ( $I_2$ ) est oxydée en ion iodate ( $IO_3^-$ ) en captant six molécules d'ions  $OH^-$

#### **4.6. Réaction globales**



**5. EXPERIENCE 5 :** Oxydation de l'alcool éthylique par le permanganate de potassium en milieu acide et en milieu basique

**5.1. En milieu acide**

**5.1.1. Réactifs**

- l'alcool éthylique
- solution de permanganate de potassium
- solution d'acide sulfurique

**5.1.2. Manipulation**

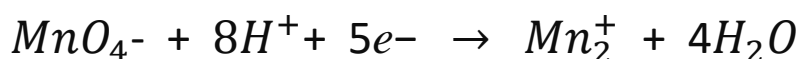
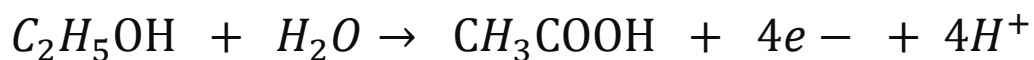
- mettons dans une éprouvette 1 ml de solution de permanganate de potassium
- ajoutons 1 ml de solution 2N de l'acide sulfurique
- ajoutons 2 ml d'alcool éthylique
- chauffons l'éprouvette

**5.1.3. Observation**

L'ajout de l'acide sulfurique à la solution de permanganate de potassium n'apporte pas de modification mais l'ajout de l'alcool éthylique a éclaircit la solution

Après chauffage , la solution devient incolore et dégage une odeur .

#### **5.1.4. Réactions**

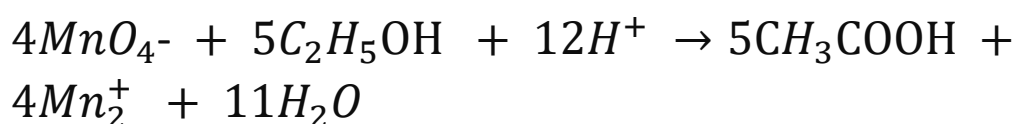


#### **5.1.5. Transfert d'électron**

En milieu acide, le permanganate ( $MnO_4^-$ ) est réduit en ion manganèse ( $Mn^{2+}$ ) en captant 8 molécules d'ions  $H^+$

L'alcool éthylique est oxydé en acide acétique ( $CH_3COOH$ ) .

#### **5.1.6. Réaction globale**



#### **5.2.1 : En milieu basique**

##### **5.2.1. Réactifs**

- l'alcool éthylique
- solution de permanganate de potassium
- solution d soude

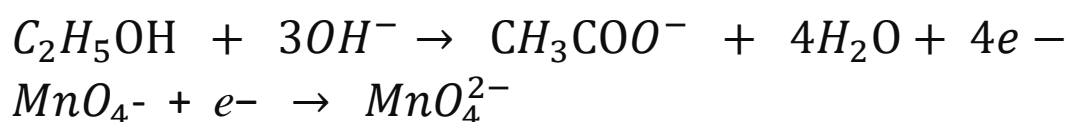
##### **5.2.2. Manipulation**

- mettons dans une éprouvette 1 ml de solution de permanganate de potassium
- ajoutons 1 ml de solution 2N de soude
- ajoutons 2 ml d'alcool éthylique

### 5.2.3. Observations

L'ajout de la soude au permanganate de potassium donne une coloration qui s'éclaircit avec l'ajout de l'alcool éthylique

### 5.2.4. Réactions

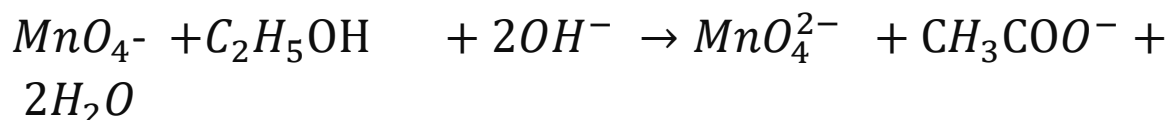


### 5.2.5. Transfert d'électron

En milieu basique, le permanganate est réduit en ion manganate ( $MnO_4^{2-}$ )

L'alcool éthylique est oxydé en acétate ( $CH_3COO^-$ ).

### 5.2.6. Réaction globale



## Conclusion

Cette séance de travaux pratiques nous a permis d'observer les transformations au sein des réactions chimiques d'oxydoréduction.