



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 (  $\text{CuSO}_4$  )

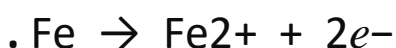
### **1.2. Manipulation**

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 metal fer )

### **1.4. Réaction**



### **1.5. Transfert d'électron**

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

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

### **1.6. Réaction Globale**



## **2. EXPERIENCE 2 : Oxydation des ions de fer $\text{Fe}^{2+}$ par le permanganate de potassium $\text{KMnO}_4$**

### **2.1. Réactifs**

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

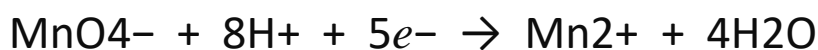
### **2.2. Manipulation**

- Versons dans une éprouvette 2 ml d'une solution 0.001N de  $\text{KMnO}_4$  ;
- 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 décoloration

### **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**

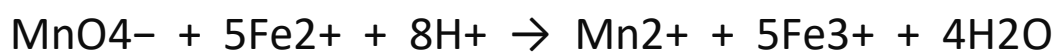


### **2.5. Transfert d'électrons**

En milieu acide, l'ion permanganate ( $\text{MnO}_4^-$ ) est réduit en ion manganèse  $\text{Mn}^{2+}$

L'ion  $\text{Fe}^{2+}$  est oxydé en ion  $\text{Fe}^{3+}$

## **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

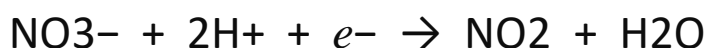
#### **3.2. Manipulation**

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 a la fin

#### **3.4. Réactions**



#### **3.5. Transfert d'électrons**

- Le cuivre libère deux électrons pour se transformer en ions cuivre (  $\text{Cu}^{2+}$  );
- En présence des ions hydrogène, les ions nitrate (  $\text{NO}_3^{-}$  ) 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 (  $\text{NaOH}$  )



- solution d'acide sulfurique

#### 4.2. Manipulation

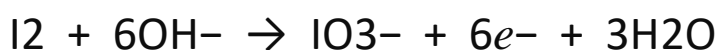
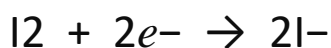
- mettre dans une éprouvette 2 à 3 cristaux d'iode
- ajouter dans un premier temps 2 ml de la solution de soude
- ensuite ajouter à la solution obtenue 2 ml de solution 2N de l'acide sulfurique

#### 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

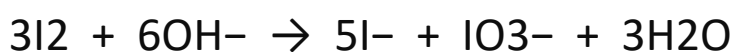
#### 4.4. Réactions



#### 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

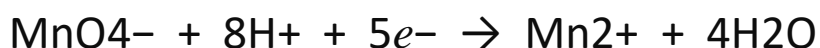
- mettons dans une éprouvette 1 ml de solution de permanganate de potassium
- ajoutons 1 ml de solution 2N de l'acide sulfurique
- ajoutons 2 ml d'alcool éthylique
- chauffons l'éprouvette

**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**

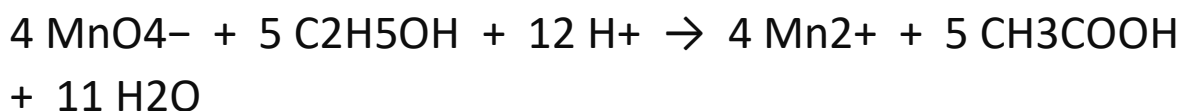


#### **5.1.5. Transfert d'électron**

En milieu acide, le permanganate ( $\text{MnO}_4^-$ ) est réduit en ion manganèse ( $\text{Mn}^{2+}$ ) en captant 8 molécules d'ions  $\text{H}^+$

L'alcool éthylique est oxydé en acide acétique ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) .

#### **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**

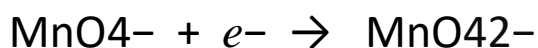
- mettons dans une éprouvette 1 ml de solution de permanganate de potassium

- 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

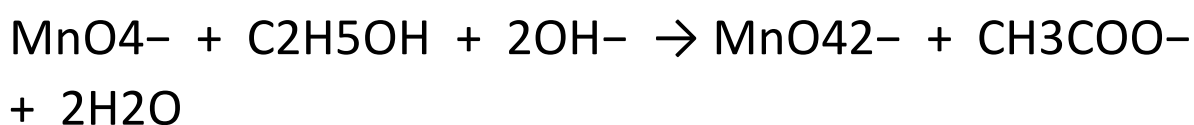


### 5.2.5. Transfert d'électron

En milieu basique, le permanganate est réduit en ion manganate ( $\text{MnO}_4^{2-}$ )

L'alcool éthylique est oxydé en acétate ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ).

### 5.2.6. Réaction globale



## Conclusion