

**NOM** : .....

**Prénom** : .....

**Classe** : .....

**NOM** : .....

**Prénom** : .....

**Classe** : .....

**1<sup>ère</sup> Spé**

**Chimie**

**Thème : Constitution et transformation de la matière**

**Oxydoréduction**

**TP05**

**Chap.2**

### **Barème**

		Réaliser	Analyser	Raisonner	Communiquer
<b>I</b>	1	A – B – C – D			
	2		A – B – C – D		
	3			A – B – C – D	
<b>II</b>	1	A – B – C – D	A – B – C – D		
	2				
	3				
	4				
	5			A – B – C – D	
<b>Global</b>		<b>A – B – C – D</b>	<b>A – B – C – D</b>	<b>A – B – C – D</b>	<b>A – B – C – D</b>
<b>Coefficient</b>		5	5	2	2
<b><u>NOTE</u> : ..... /20</b>					

### **Matériel**

<b>Élèves</b>	<b>Bureau</b>
<input type="checkbox"/> 6 tubes à essais sur porte tube à essais + bouchons <input type="checkbox"/> 4 béchers 50 mL <input type="checkbox"/> Flacon de soude molaire <input type="checkbox"/> 1 spatule <input type="checkbox"/> Dispositif de filtration avec papier filtre <input type="checkbox"/> Entonnoir <input type="checkbox"/> 1 pissette d'eau distillée <input type="checkbox"/> Pipette plastique de 3 mL	<input type="checkbox"/> Solution sulfate de cuivre II à 0,1 mol.L <sup>-1</sup> <input type="checkbox"/> Solution iodure de potassium à 0,1 mol.L <sup>-1</sup> <input type="checkbox"/> Solution peroxodisulfate de potassium à 0,1 mol.L <sup>-1</sup> <input type="checkbox"/> Solution chlorure de fer III 0,1 mol.L <sup>-1</sup> <input type="checkbox"/> Solution sulfate de fer II à 0,1 mol.L <sup>-1</sup> <input type="checkbox"/> Solution chlorure de baryum à 0,1 mol.L <sup>-1</sup> <input type="checkbox"/> Solution permanganate de potassium à 0,02 mol.L <sup>-1</sup> <input type="checkbox"/> Solution d'acide sulfurique molaire (1 mol.L <sup>-1</sup> ) <input type="checkbox"/> Solution d'hydroxyde de sodium <input type="checkbox"/> Cyclohexane <input type="checkbox"/> Tournures de cuivre <input type="checkbox"/> Poudre de fer <input type="checkbox"/> Eau distillée

- **But du TP** : Mettre en œuvre des transformations modélisées par des réactions d'oxydo-réduction, puis les traduire par une équation bilan.

## Introduction

- Une réaction d'oxydo-réduction (ou réaction redox) est une réaction chimique au cours de laquelle se produit un transfert d'électrons. L'espèce chimique qui capte les électrons est appelée « oxydant » ; celle qui les cède est le « réducteur ».
- Les réactions d'oxydoréduction constituent une grande famille comprenant de nombreuses réactions chimiques, puisqu'elles interviennent dans les combustions, certains dosages métallurgiques, la corrosion des métaux, l'électrochimie ou la respiration cellulaire. Ces réactions jouent en particulier un rôle fondamental en biologie, dans la transformation de l'oxygène en eau ( $H_2O$ ) au sein des organismes vivants. Elles sont également massivement utilisées par l'industrie, à l'exemple de l'obtention de la fonte à partir de la réduction de minerais composés d'oxyde de fer.
- Cette omniprésence de l'oxydoréduction s'explique par la mobilité de l'électron, sa légèreté et sa présence dans toutes les formes de la matière.



## Document 1 : Test des ions

- De nombreux ions métalliques en solution aqueuse peuvent être identifiés par un test chimique : ils forment des précipités caractéristiques avec les ions hydroxyde  $HO^-_{(aq)}$ .

Ion testé	Formule de l'ion	Couleur du précipité
Cuivre II	$Cu^{2+}$	Bleu
Fer II	$Fe^{2+}$	Verdâtre
Fer III	$Fe^{3+}$	Rouille

## Document 2 : Couleur du diiode

- Le diiode  $I_2$  est une espèce dont la solubilité et la couleur dépendent du solvant dans lequel elle se trouve : le diiode est peu soluble dans l'eau dans laquelle il prend une couleur jaune-orangée. En revanche, le diiode est très soluble dans le cyclohexane dans lequel il devient violet.
- L'eau et le cyclohexane sont deux solvants non miscibles.

## Document 3 : Fiche méthode pour équilibrer une réaction d'oxydoréduction (sur feuille jointe)

### I. Réaction du fer sur les ions cuivre

#### 1. Protocole expérimental (Réaliser)

- Dans un tube à essais, verser une pointe de spatule de poudre de fer  $Fe_{(s)}$ .
- Ajouter environ 5 mL de solution de sulfate de cuivre II ( $Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$ ).
- Boucher et agiter vigoureusement jusqu'à décoloration.
- Filtrer.

#### 2. Questions (Analyser)

- 2.1. Que nous apprend la couleur du filtrat sur la composition de cette solution ? Et celle du solide ? Verser dans le filtrat un peu de solution d'hydroxyde de sodium (ou solution de soude) jusqu'à apparition d'un précipité.
- 2.2. Quels sont les ions mis en évidence lors de ce test ?
- 2.3. Donner une explication.
  - D'une façon générale, le transfert d'électrons d'un couple oxydant/réducteur est représenté par une **demi-équation électronique** : **oxydant +  $n e^-$  = réducteur**
- 2.4. Indiquer les deux couples oxydant/réducteur ainsi que la demi-équation électronique associée à chaque couple.

#### 3. Equation-bilan

- 3.1. Équilibrer l'équation bilan modélisant la réaction entre les ions cuivre II et le fer solide
  - *Aide* : Méthode pour équilibrer une demi-équation d'oxydoréduction

## II. Applications

- Nous allons étudier plusieurs réactions d'oxydo-réduction pour lesquelles nous comparerons l'équation bilan avec l'expérience.

### 1. Action des ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-}$ sur les ions iodure $I^-$ (Réaliser-Analyser)

- Verser dans un tube à essais environ 2 mL de solution d'iodure de potassium. Y ajouter environ 2 mL d'une solution de peroxodisulfate de potassium ( $2 K^+_{(aq)} + S_2O_8^{2-}_{(aq)}$ ).
- Homogénéiser, puis répartir dans deux tubes à essais.
  - Dans l'un des tubes, ajouter 1 mL de cyclohexane, boucher et agiter. Observer et conclure.
  - Dans l'autre tube, ajouter une solution de chlorure de baryum ( $Ba^{2+}_{(aq)} + 2 Cl^-_{(aq)}$ ) jusqu'à l'apparition d'un précipité caractéristique. Observer et conclure sachant que les ions baryum précipitent au contact des ions sulfate.
  - Sachant que les couples oxydant/réducteur mis en jeu sont  $S_2O_8^{2-}_{(aq)}/SO_4^{2-}_{(aq)}$  et  $I_{2(aq)}/I^-_{(aq)}$ , écrire la demi-équation électronique de chaque couple puis l'équation bilan.
  - L'équation obtenue est-elle en accord avec les observations ? Justifier.

### 2. Action d'une solution acidifiée d'ions permanganate $MnO_4^-$ sur les ions ferreux $Fe^{2+}$ (Réaliser-Analyser)

- Verser dans un tube à essais environ 1 mL d'une solution de permanganate de potassium ( $K^+_{(aq)} + MnO_4^-_{(aq)}$ ), puis quelques gouttes d'acide sulfurique.
- Y ajouter, goutte à goutte et en agitant, une solution de sulfate de fer II (ou sel de Mohr) jusqu'à décoloration totale de la solution violette (à la goutte près).
  - Ajouter de l'hydroxyde de sodium jusqu'à l'apparition d'un précipité caractéristique. Observer et conclure.
  - Sachant que les couples oxydant/réducteur mis en jeu sont  $MnO_4^-_{(aq)}/Mn^{2+}_{(aq)}$  et  $Fe^{3+}_{(aq)}/Fe^{2+}_{(aq)}$ , écrire la demi-équation de chaque couple puis l'équation bilan.

### 3. Action des ions ferrique $Fe^{3+}$ sur les ions iodure $I^-$ (Réaliser-Analyser)

- Verser dans un tube à essais environ 2 mL de solution d'iodure de potassium.
- Ensuite, ajouter environ 2 mL d'une solution de chlorure de fer III ( $Fe^{3+}_{(aq)} + 3 Cl^-_{(aq)}$ ). Boucher et agiter.
  - Qu'observe-t-on ? Ajouter 1 mL de cyclohexane, boucher et agiter. Observer et conclure.
  - Sachant que les couples oxydant/réducteur sont  $Fe^{3+}_{(aq)}/Fe^{2+}_{(aq)}$  et  $I_{2(aq)}/I^-_{(aq)}$ , écrire la demi-équation de chaque couple puis l'équation bilan.

### 4. Action des ions ferreux sur le métal cuivre (Réaliser-Analyser)

- Placer 2 ou 3 tournures de cuivre métal  $Cu_{(s)}$  au fond d'un tube à essais.
- Verser dans ce tube environ 3 mL d'une solution du sulfate de fer II ( $Fe^{2+}_{(aq)} + 2 SO_4^{2-}_{(aq)}$ )
  - Filtrer la solution, puis ajouter de l'hydroxyde de sodium. Observer et conclure.
  - Proposer une explication

### 5. Un pas vers la terminale... (Raisonner)

- Nous avons vu que seul un oxydant pouvait réagir spontanément avec un réducteur : on dit que la réaction vérifie la « règle du gamma ». Chaque couple oxydant/réducteur est associé à un potentiel (noté  $E^\circ$  en V), valeur qui traduit la « force » de l'oxydant du couple et de son réducteur.
- Un oxydant d'un couple ne pourra réagir qu'avec un réducteur d'un couple dont le potentiel est plus petit et inversement. On classe alors les couples suivant un diagramme afin de déterminer la faisabilité de la réaction.
  - Classer, dans la mesure du possible, les couples étudiés lors des différentes réactions sur une échelle de potentiel.

