

## TP n°2 : Réactions d'oxydo-réduction

Pour chaque réaction ci-dessous :

- Mettre en œuvre le protocole
- Faire un schéma sur lequel seront notées les observations
- Interpréter la réaction en :
  - o Identifier les couples mis en jeu
  - o Recopier les couples intervenant dans la réaction et souligner dans chaque couple l'espèce chimique qui réagit
  - o Etablir la demi-équation correspondant à l'oxydation
  - o Etablir la demi-équation correspondant à la réduction
  - o En déduire l'équation qui correspond au bilan global de la réaction

Couples mis en jeu :

$Fe^{2+}_{(aq)}/Fe_{(s)}$	$MnO_4^{-}(aq)/Mn^{2+}_{(aq)}$	$I_2(aq)/I^{-}(aq)$
$Fe^{3+}_{(aq)}/Fe^{2+}_{(aq)}$	$S_4O_6^{2-}(aq)/S_2O_3^{2-}(aq)$	$H^{+}(aq)/H_2(g)$
$Mg^{2+}_{(aq)}/Mg_{(s)}$	$S_2O_3^{2-}(aq)/S_{(s)}$	$H_2O_2(aq)/H_2O(l)$
		$O_2(g)/H_2O_2(aq)$

Indications : couleurs de certaines espèces chimiques en solution aqueuse :

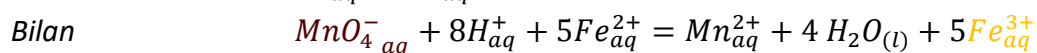
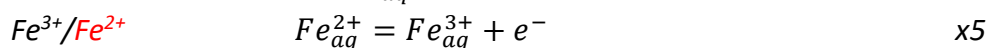
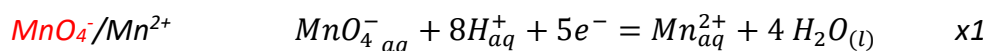
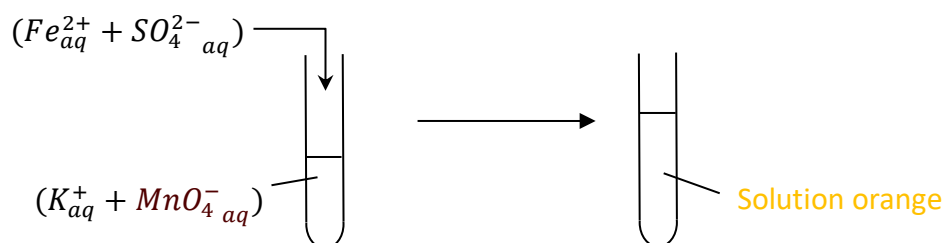
$MnO_4^{-}(aq)$	Violets
$Mn^{2+}_{(aq)}$	Incolore
$Fe^{3+}_{(aq)}$	Orange
$Fe^{2+}_{(aq)}$	Jaunâtre

$S_2O_3^{2-}(aq)$	Incolore
$S_4O_6^{2-}(aq)$	Incolore
$H_2O_2(aq)$	Incolore

$I_2(aq)$	Jaune à brun-rouge
$I^{-}(aq)$	Légèrement jaunâtre
$Mg^{2+}_{(aq)}$	Incolore
$H^{+}(aq)$	Incolore

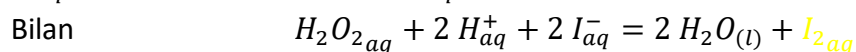
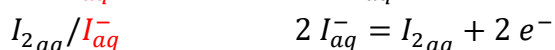
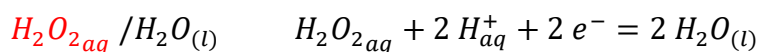
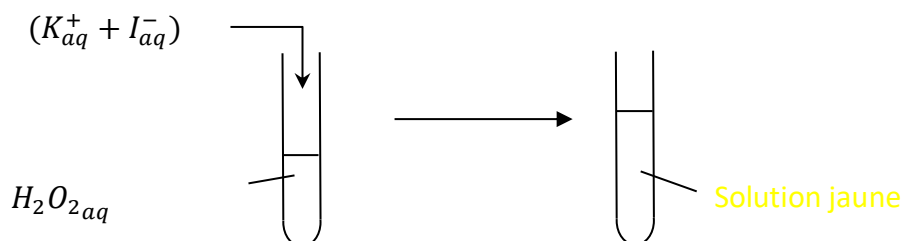
### I. Réaction entre une solution de permanganate de potassium et une solution de sulfate de fer II :

- Prélever environ 2mL de solution de permanganate de potassium dans un tube à essais
- Ajouter environ 2mL de solution de sulfate de fer II



## II. Réaction entre le peroxyde d'hydrogène H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> et les ions Iodures I<sup>-</sup>

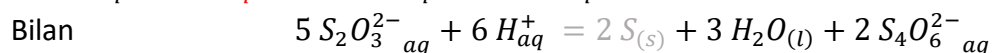
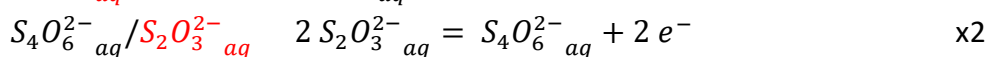
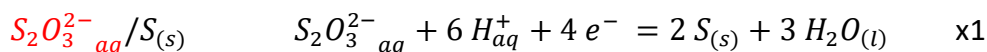
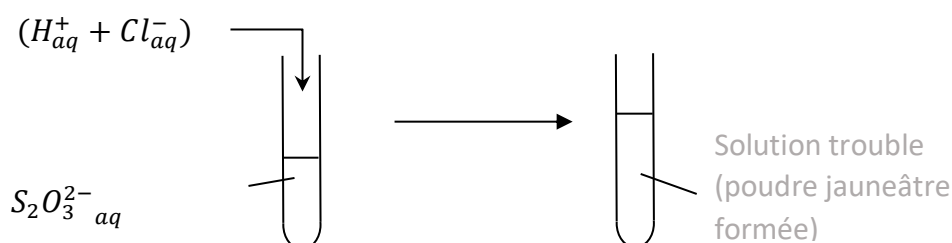
- Prélever environ 2mL de solution de peroxyde d'hydrogène dans un tube à essais
- Ajouter environ 2mL de solution d'iodure de potassium



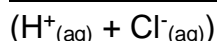
## III. Dismutation des ions S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup>(aq) en milieu acide

- Prélever environ 4mL de solution de thiosulfate de sodium dans un tube à essais
- Ajouter environ 2mL de solution d'acide chlorhydrique

Remarque : au cours de la réaction, les ions S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup> sont à la fois réduits et oxydés ; on parle de « dismutation ».

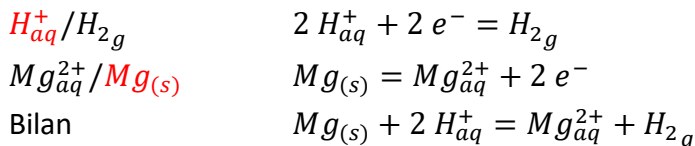
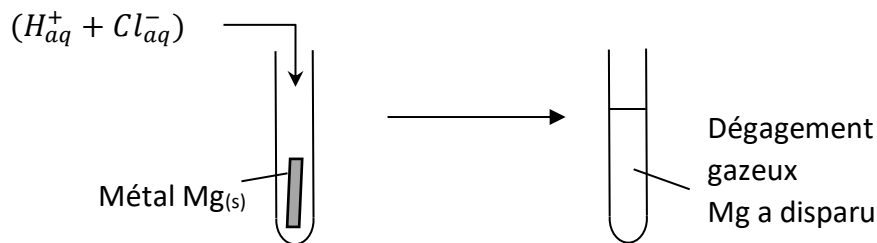


## IV. Réaction entre le métal magnésium et une solution d'acide chlorhydrique



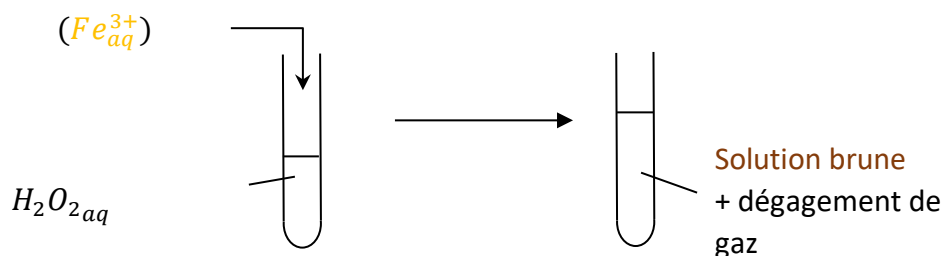
- Placer 2 cm de ruban de magnésium dans un tube à essais
- Ajouter 3 mL d'acide chlorhydrique



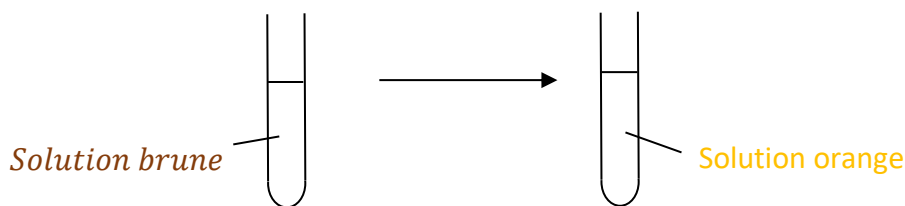
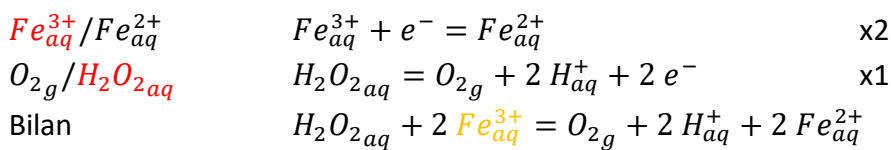


## V. Réaction entre le peroxyde d'hydrogène et les ions fer III

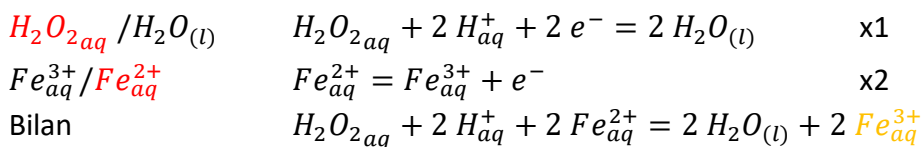
- Prélever dans un bécher 20mL d'eau oxygénée
- Ajouter 10mL de solution de chlorure de fer III



1<sup>ère</sup> réaction :



2<sup>ème</sup> réaction :



Matériel :

- 500mL Solution de  $\text{KMnO}_4$  0,01 mol.L<sup>-1</sup>
- 500mL Solution de  $\text{Fe}^{2+}$  0,1 mol.L<sup>-1</sup>
- 1L Eau oxygénée 10 volumes
- 500mL Iodure de potassium 0,1 mol.L<sup>-1</sup>
- 500mL thiosulfate de sodium 0,1 mol.L<sup>-1</sup>
- 500 mL HCl 1 mol.L<sup>-1</sup>
- 500 mL Chlorure de fer III 0,1 mol.L<sup>-1</sup>
- Magnésium (ruban)