

TP : 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 :
 - Identifier les couples mis en jeu
 - Recopier les couples intervenant dans la réaction et souligner dans chaque couple l'espèce chimique qui réagit
 - Etablir la demi-équation correspondant à l'oxydation
 - Etablir la demi-équation correspondant à la réduction
 - En déduire l'équation qui correspond au bilan global de la réaction

Couples mis en jeu :

$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Fe}_{(\text{s})}$	$\text{MnO}_4^{-}_{(\text{aq})}/\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$	$\text{I}_2_{(\text{aq})}/\text{I}^{-}_{(\text{aq})}$
$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}/\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$	$\text{H}^{+}_{(\text{aq})}/\text{H}_2_{(\text{g})}$
$\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Mg}_{(\text{s})}$	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}/\text{S}_{(\text{s})}$	$\text{H}_2\text{O}_2_{(\text{aq})}/\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
		$\text{O}_2_{(\text{g})}/\text{H}_2\text{O}_2_{(\text{aq})}$

Indications : couleurs de certaines espèces chimiques en solution aqueuse :

$\text{MnO}_4^{-}_{(\text{aq})}$	Violets
$\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$	Incolore
$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$	Orange
$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$	Jaunâtre

$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$	Incolore
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})}$	Incolore
$\text{H}_2\text{O}_2_{(\text{aq})}$	Incolore

$\text{I}_2_{(\text{aq})}$	Jaune à brun -rouge
$\text{I}^{-}_{(\text{aq})}$	Légèrement jaunâtre
$\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})}$	Incolore
$\text{H}^{+}_{(\text{aq})}$	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 H₂O₂ et les ions Iodures I⁻

- 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 S₂O₃²⁻(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 S₂O₃²⁻ sont à la fois réduits et oxydés ; on parle de « dismutation ».

IV. Réaction entre le métal magnésium et une solution d'acide chlorhydrique
(H⁺(aq) + Cl⁻(aq))

- 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

Matériel :

- 500mL Solution de KMnO_4 0,01 mol.L⁻¹
- 500mL Solution de Fe^{2+} 0,1 mol.L⁻¹
- 1L Eau oxygénée 10 volumes
- 500mL Iodure de potassium 0,1 mol.L⁻¹
- 500mL thiosulfate de sodium 0,1 mol.L⁻¹
- 500 mL HCl 1 mol.L⁻¹
- 500 mL Chlorure de fer III 0,1 mol.L⁻¹
- Magnésium (ruban)