

Exercices 1 Réactions d'oxydoréduction

Les bases : couples, demi-équations électroniques, équation d'une réaction

7 exercices · niveau ●○○ · durée conseillée : 1 h 30 · calculatrice autorisée

★ À RETENIR — Ce qu'il faut savoir faire à la fin de la feuille

- Reconnaître l'oxydant et le réducteur d'un couple ; écrire et ajuster une demi-équation électronique, y compris en milieu acide.
- Écrire l'équation de la réaction entre l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un autre couple ; identifier l'espèce oxydée et l'espèce réduite, en particulier à partir d'observations.

■ RAPPEL — L'essentiel du chapitre

- Un **oxydant** est une espèce capable de **capter** un ou plusieurs électrons ; un **réducteur** est une espèce capable d'en **céder**. Un couple oxydant/réducteur, noté Ox/Red, est associé à la demi-équation électronique $\text{Ox} + n e^- = \text{Red}$.
- Ajuster une demi-équation en milieu acide : ① les éléments autres que O et H ; ② l'élément O avec des molécules H_2O ; ③ l'élément H avec des ions H^+ ; ④ les charges avec des électrons e^- .
- Réaction entre l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un autre : $\text{Ox}_1 + \text{Red}_2 \longrightarrow \text{Red}_1 + \text{Ox}_2$. On multiplie les demi-équations pour que les électrons captés par Ox_1 soient aussi nombreux que ceux cédés par Red_2 , puis on les additionne : les électrons disparaissent. Le réducteur est **oxydé**, l'oxydant est **réduit**.

Exercice 1 Vocabulaire

●○○

Pour chacune des paires d'espèces suivantes, identifier l'oxydant et le réducteur en justifiant par une demi-équation électronique, puis écrire le couple sous la forme Ox/Red.

- | | | |
|---------------------------------|---|---|
| a) Ag et Ag^+ | b) I^- et I_2 | c) Fe^{2+} et Fe^{3+} |
| d) H_2 et H^+ | e) Mn^{2+} et MnO_4^- | f) $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ |

Exercice 2 Demi-équations sans ajout d'eau ni d'ions hydrogène

●○○

Écrire la demi-équation électronique associée à chacun des couples suivants.

- | | | |
|--|--|--|
| a) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ | b) $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn}(\text{s})$ | c) $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$ |
| d) $\text{Al}^{3+}(\text{aq})/\text{Al}(\text{s})$ | e) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe}(\text{s})$ | f) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ |
| g) $\text{I}_2(\text{aq})/\text{I}^-(\text{aq})$ | h) $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$ | i) $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$ |

Exercice 3 Ajuster une demi-équation pas à pas

●○○

On souhaite écrire la demi-équation électronique du couple $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})/\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$ en milieu acide. L'ion dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ est orange, l'ion chrome(III) Cr^{3+} est vert.

3.1 On part de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = \text{Cr}^{3+}$. Ajuster successivement :

- | | |
|--|--|
| a) l'élément chrome ; | b) l'élément oxygène, avec des molécules d'eau ; |
| c) l'élément hydrogène, avec des ions H^+ ; | d) les charges, avec des électrons (vérifier). |

3.2 Appliquer la même méthode au couple $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

Exercice 4 Demi-équations en milieu acide



Écrire, en milieu acide, la demi-équation électronique de chacun des couples suivants.

- a) $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$ b) $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) / \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ c) $\text{O}_2 (\text{g}) / \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$
 d) $\text{ClO}^- (\text{aq}) / \text{Cl}^- (\text{aq})$ e) $\text{NO}_3^- (\text{aq}) / \text{NO} (\text{g})$ f) $\text{IO}_3^- (\text{aq}) / \text{I}_2 (\text{aq})$

Exercice 5 Qui est oxydé ? Qui est réduit ?



Recopier et compléter le tableau, en justifiant à l'aide des demi-équations électroniques.

Équation de la réaction	Oxydant	Réducteur	Espèce oxydée	Espèce réduite	Couples mis en jeu
$\text{Zn} (\text{s}) + 2 \text{H}^+ (\text{aq}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + \text{H}_2 (\text{g})$					
$2 \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 2 \text{I}^- (\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + \text{I}_2 (\text{aq})$					
$\text{I}_2 (\text{aq}) + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{I}^- (\text{aq}) + \text{S}_4\text{O}_6^{2-} (\text{aq})$					

Exercice 6 Écrire l'équation d'une réaction



Écrire les deux demi-équations électroniques, puis l'équation de chaque réaction (couples des exercices 2 et 4).

- 6.1 Les ions cuivre(II) réagissent avec l'aluminium : il se forme du cuivre métallique et des ions aluminium.
 6.2 Les ions argent réagissent avec le fer : il se forme de l'argent métallique et des ions fer(II).
 6.3 En milieu acide, l'eau oxygénée H_2O_2 oxyde les ions iodure I^- en diiode I_2 .
 6.4 En milieu acide, les ions hypochlorite ClO^- oxydent les ions iodure en diiode.

Exercice 7 Un clou dans une solution bleue



On plonge un clou en fer décapé dans une solution bleue de sulfate de cuivre(II) (figure 1). Une heure plus tard, le clou est couvert d'un dépôt rouge et la solution est vert pâle ; quelques gouttes de soude versées dans un peu de cette solution donnent un précipité vert.

■ **DONNÉES** Masses molaires atomiques en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: Fe : 55,8 ; Cu : 63,5 • tests à la soude : Cu^{2+} précipité bleu, Fe^{2+} précipité vert, Fe^{3+} précipité rouille

- 7.1 Identifier le dépôt rouge et l'ion responsable de la teinte vert pâle.
 7.2 Quelle espèce a été oxydée ? Quelle espèce a été réduite ? Écrire les demi-équations électroniques (couples Cu^{2+}/Cu et Fe^{2+}/Fe) et l'équation de la réaction.
 7.3 Le dépôt de cuivre a une masse $m = 0,127 \text{ g}$. Calculer la quantité de cuivre formé, puis la quantité de fer consommée. En déduire la masse de fer perdue par le clou. Le clou, recouvert de son dépôt, est-il plus lourd ou plus léger qu'au départ ?

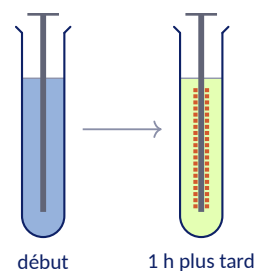


Figure 1 — Le clou dans la solution