

## Chapitre 8. Réactions d'oxydoréduction Applications de cours - corrigé

### Application n°1 : Demi-équations d'oxydoréduction

Etablir les demi-équations d'oxydoréduction des couples oxydant/réducteur suivants :

- |                                                            |                                                                   |
|------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------|
| a. $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn(s)}$                         | $\text{Zn}^{2+} + 2 e^- = \text{Zn(s)}$                           |
| b. $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$          | $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 e^- = \text{H}_2(\text{g})$          |
| c. $\text{Al}^{3+} / \text{Al(s)}$                         | $\text{Al}^{3+} + 3 e^- = \text{Al(s)}$                           |
| d. $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ | $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 e^- = 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ |
| e. $\text{Br}_2(\text{l}) / \text{Br}^-$                   | $\text{Br}_2(\text{l}) + 2 e^- = 2 \text{Br}^-$                   |
| f. $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$                       | $\text{Fe}^{3+} + e^- = \text{Fe}^{2+}$                           |

### Application n°2 : Réactions d'oxydoréduction

Parmi les réactions ci-dessous, quelles sont celles qui sont des réactions d'oxydoréductions ? Justifier en écrivant si nécessaire les demi-équations d'oxydoréduction et en donnant les couples oxydant / réducteur impliqués dans la réaction.

- |                                                                                                              |                                                                                          |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------|
| <del>a. <math>\text{Cu}^{2+} + 2 \text{HO}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})</math></del>       |                                                                                          |
| b. $2 \text{Hg}(\text{l}) + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Hg}_2^{2+} + 2 \text{Ag(s)}$                     | $\text{Hg}_2^{2+} / \text{Hg}(\text{l})$ et $\text{Ag}^+ / \text{Ag}$                    |
| c. $\text{Ge}^{4+} + \text{Cd(s)} \rightarrow \text{Ge}^{2+} + \text{Cd}^{2+}$                               | $\text{Ge}^{4+} / \text{Ge}^{2+}$ et $\text{Cd}^{2+} / \text{Cd(s)}$                     |
| d. <del><math>\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}</math></del> |                                                                                          |
| e. $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + \text{Hg}(\text{l}) \rightarrow 2 \text{SO}_4^{2-} + \text{Hg}^{2+}$         | $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} / \text{SO}_4^{2-}$ et $\text{Hg}^{2+} / \text{Hg}(\text{l})$ |

### Application n°3 : Réactions d'oxydoréduction (2)

A l'aide des couples oxydant/réducteur trouvés dans les applications 1 et 2, écrire les équations des réactions d'oxydoréduction entre :

- |                                                                                |                                                                                                                         |
|--------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| a. le cuivre Cu et le dibrome $\text{Br}_2$                                    | $\text{Cu(s)} + \text{Br}_2(\text{l}) = \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Br}^-(\text{aq})$                           |
| b. les ions aluminium $\text{Al}^{3+}$ et les ions sulfates $\text{SO}_4^{2-}$ | $2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 6 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) = 2 \text{Al(s)} + 3 \text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq})$ |
| c. les ions fer III $\text{Fe}^{3+}$ et le dihydrogène $\text{H}_2$            | $2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g}) = 2 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq})$            |

### Application n°4 : Equilibrer les équations des réactions d'oxydoréduction en milieu acidifié

- a. Ecrire les demi-équations d'oxydoréduction des couples suivants :
- |                                        |                                                                                                                        |
|----------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $\text{ClO}^- / \text{Cl}_2(\text{g})$ | $2 \text{ClO}^-(\text{aq}) + 2 e^- + 4 \text{H}^+(\text{aq}) = \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ |
| $\text{HBrO}(\text{l}) / \text{Br}^-$  | $\text{HBrO} + 2 e^- + \text{H}^+(\text{aq}) = \text{Br}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$                  |
- b. Ecrire l'équation de la réaction entre le dichlore et l'acide hypobromeux  $\text{HBrO}$ .
- $$\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{HBrO} = 2 \text{ClO}^-(\text{aq}) + 3 \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq})$$

### Application n°5 : Nombre d'oxydation

- a. Donner les nombres d'oxydation des éléments autres que H et O dans les espèces chimiques suivantes et en déduire le couple oxydant/réducteur :

$\text{n.o. (Al)} = 0$	et $\text{n.o. (Al}^{3+}) = +\text{III}$	$\text{Al}^{3+} / \text{Al(s)}$
$\text{n.o. (H}_2) = 0$	et $\text{n.o. (H}^+) = +\text{I}$	$\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$
$\text{n.o. (Mn}^{2+}) = +\text{II}$	et $\text{n.o. (MnO}_4^-) = +\text{VII}$	$\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$
$\text{n.o. (Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = +\text{VI}$	et $\text{n.o. (Cr}^{3+}) = +\text{III}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$

- b. Dans les équations suivantes, entourer en rouge le réactif qui est oxydé et en vert le réactif qui est réduit :

