Corrigé et barème – Réactions d'oxydoréduction

Oxydant, réducteur, oxydation et réduction, couple oxydant/réducteur ; la demi-équation électronique, d'un couple simple ou en milieu acide ; l'équation d'une réaction d'oxydoréduction établie à partir des deux couples ; le transfert d'électrons identifié à partir d'observations ; le suivi d'une transformation d'oxydoréduction par un tableau d'avancement et par les couleurs.

Durée : 90 min – Calculatrice interdite – Sur 20 points · Spe-physique-chimie 1re

Exercice 1 – Une lame de zinc dans une solution d'ions argent ★★ *(4 pts)*

a) $Ag^+ \to Ag$: gain d'un électron, l'ion argent est l'**oxydant**, il est réduit. $Zn \to Zn^{2+}$: perte de deux électrons, le zinc est le **réducteur**, il est oxydé. Les ions nitrate sont spectateurs. (1)

b) $\mathbf{Ag^+/Ag}$: $Ag^+ + e^- = Ag$ (0,5 pt) ; $\mathbf{Zn^{2+}/Zn}$: $Zn^{2+} + 2\,e^- = Zn$ (0,5 pt). (1)

c) $Ag^+ + e^- \to Ag$, multipliée par 2, et $Zn \to Zn^{2+} + 2\,e^-$: $\mathbf{Zn(s) + 2\,Ag^+(aq) \to Zn^{2+}(aq) + 2\,Ag(s)}$, charge $+2$ de chaque côté. (1)

d) Charge $+1$ à gauche, $+2$ à droite : elle n'est pas conservée (0,5 pt). L'élève n'a pas égalisé les électrons : le zinc en cède 2, un ion Ag^+ n'en capte qu'un, il faut donc 2 ions Ag^+ (0,5 pt). (1)

Méthode — Gain d'électrons : oxydant, réduit ; perte : réducteur, oxydé. Électrons captés = électrons cédés avant d'additionner.

Exercice 2 – Quatre demi-équations en milieu acide ★★ *(4 pts)*

a) Brome ajusté ; 3 O : 3 H_2O à droite ; 6 H : 6 H^+ à gauche ; charges $-1 + 6 = +5$ et -1, écart 6 : $\mathbf{BrO_3^- + 6\,H^+ + 6\,e^- = Br^- + 3\,H_2O}$. (1)

b) 2 H_2O à droite, 4 H^+ à gauche, charges $+4$ et $+2$: $\mathbf{MnO_2 + 4\,H^+ + 2\,e^- = Mn^{2+} + 2\,H_2O}$. (1)

c) Une H_2O à droite, 2 H^+ à gauche, charges $+1$ et 0 : $\mathbf{NO_2^- + 2\,H^+ + e^- = NO + H_2O}$. (1)

d) 4 H_2O à droite ; $2 + 8 = 10$ H à droite, donc 10 H^+ ; charges $+8$ et 0 : $\mathbf{SO_4^{2-} + 10\,H^+ + 8\,e^- = H_2S + 4\,H_2O}$ (0,5 pt). À gauche $(-2) + 10 + (-8) = 0$, comme à droite (0,5 pt). (1)

Méthode — Élément, puis O avec H_2O, H avec H^+, charge avec e^- du côté de l'oxydant ; on recompte à la fin.

Exercice 3 – L'eau oxygénée qui se décompose seule ★★★ *(4 pts)*

a) $\mathbf{H_2O_2 + 2\,H^+ + 2\,e^- = 2\,H_2O}$ (0,5 pt) ; $\mathbf{O_2 + 2\,H^+ + 2\,e^- = H_2O_2}$ (0,5 pt). (1)

b) Réduction $H_2O_2 + 2\,H^+ + 2\,e^- \to 2\,H_2O$ et oxydation $H_2O_2 \to O_2 + 2\,H^+ + 2\,e^-$ échangent 2 électrons : on les additionne, puis on retire 2 H^+ de chaque côté : $\mathbf{2\,H_2O_2 \to 2\,H_2O + O_2}$. (1)

c) H_2O_2 est à la fois l'**oxydant** (couple H_2O_2/H_2O) et le **réducteur** (couple O_2/H_2O_2) (0,5 pt) : certaines molécules sont réduites en eau, d'autres oxydées en dioxygène, d'où un seul réactif (0,5 pt). (1)

d) $n = 0{,}600 \times 0{,}0100 = 0{,}00600$ mol ; $0{,}00600 - 2x = 0$ donne $x_{max} = 0{,}00300$ mol (0,5 pt). $n(O_2) = x_{max}$: $V = 0{,}00300 \times 24{,}0 = 0{,}0720$ L = **72,0 mL** (0,5 pt). (1)

À retenir — Une espèce de deux couples peut être oxydant dans l'un et réducteur dans l'autre.

Exercice 4 – Du dibrome et des ions fer(II) ★★★ *(4 pts)*

a) Précipité rouille : des ions Fe^{3+} se sont formés à partir de Fe^{2+}, couple $\mathbf{Fe^{3+}/Fe^{2+}}$. Le dibrome devient Br^- : couple $\mathbf{Br_2/Br^-}$. Aucun fer métallique n'apparaît ni ne disparaît : Fe^{2+}/Fe n'intervient pas. (1)

b) $Br_2 + 2\,e^- \rightarrow 2\,Br^-$; $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$, multipliée par 2 (0,5 pt). $\mathbf{Br_2 + 2\,Fe^{2+} \rightarrow 2\,Br^- + 2\,Fe^{3+}}$: l'ion fer(II) est oxydé (0,5 pt). (1)

c) $n(Br_2) = 3{,}00 \times 10^{-4}$ mol ; $n(Fe^{2+}) = 4{,}00 \times 10^{-4}$ mol (0,5 pt). Br_2 donne $x = 3{,}00 \times 10^{-4}$ mol, Fe^{2+} donne $4{,}00 \times 10^{-4} - 2x = 0$, soit $x = 2{,}00 \times 10^{-4}$ mol. $\mathbf{x_{max} = 2{,}00 \times 10^{-4}\ mol}$, Fe^{2+} limitant : plus de Fe^{2+}, donc pas de précipité vert, et le dibrome en excès colore le mélange (0,5 pt). (1)

d) Br_2 restant : $3{,}00 \times 10^{-4} - 2{,}00 \times 10^{-4} = \mathbf{1{,}00 \times 10^{-4}\ mol}$ (0,5 pt). $n(Fe^{3+}) = 2x_{max} = 4{,}00 \times 10^{-4}$ mol dans 20,0 mL : $c = \mathbf{2{,}00 \times 10^{-2}\ mol{\cdot}L^{-1}}$ (0,5 pt). (1)

Méthode — Les tests disent ce qui s'est formé, le tableau d'avancement ce qui reste : les deux concordent.

Exercice 5 – Ions fer(III) et ions iodure ★★ *(4 pts)*

a) Le **diiode**, formé à partir des ions iodure : ils ont perdu des électrons, I^- est oxydé (0,5 pt) ; les ions $\mathbf{Fe^{3+}}$, qui captent ces électrons, sont l'oxydant (0,5 pt). (1)

b) $Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$, multipliée par 2 ; $2\,I^- \rightarrow I_2 + 2\,e^-$ (0,5 pt). $\mathbf{2\,Fe^{3+} + 2\,I^- \rightarrow 2\,Fe^{2+} + I_2}$, charge $+4$ de chaque côté (0,5 pt). (1)

c) $n(Fe^{3+}) = 2{,}00 \times 10^{-3}$ mol, $n(I^-) = 3{,}00 \times 10^{-3}$ mol. Ligne « en cours » : $2{,}00 \times 10^{-3} - 2x$; $3{,}00 \times 10^{-3} - 2x$; $2x$; x (0,5 pt). Fe^{3+} donne $x = 1{,}00 \times 10^{-3}$ mol, I^- donne $1{,}50 \times 10^{-3}$ mol : $\mathbf{x_{max} = 1{,}00 \times 10^{-3}\ mol}$, Fe^{3+} limitant (0,5 pt). (1)

d) Fe^{3+} : 0 ; I^- : $3{,}00 \times 10^{-3} - 2{,}00 \times 10^{-3} = \mathbf{1{,}00 \times 10^{-3}\ mol}$; Fe^{2+} : $\mathbf{2{,}00 \times 10^{-3}\ mol}$; I_2 : $\mathbf{1{,}00 \times 10^{-3}\ mol}$. (1)

Méthode — Équation par les demi-équations, puis « quantité restante = 0 » pour chaque réactif.

Ce document est la propriété intellectuelle de Ben, professeur particulier (benprofparticulier.fr), protégée par le Code de la propriété intellectuelle (art. L. 111-1 et L. 122-4). Il est mis à disposition pour un usage personnel de révision. Toute reproduction, diffusion, mise en ligne ou revente, totale ou partielle, sans autorisation écrite est interdite et constitue une contrefaçon (art. L. 335-2).