Oxydoréduction

Partie A : écrire les équations – Partie B : tableaux d'avancement
Première spécialité Physique-Chimie – 11 exercices progressifs avec corrigés

PARTIE A – Équations d'oxydoréduction

Rappels

• Un **oxydant** est une espèce capable de **capter** des électrons ; un **réducteur** est capable d'en **céder**. Couple Ox/Red, demi-équation : **Ox + n e^- = Red**.

• **Ajuster une demi-équation** : ① l'élément autre que O et H ; ② O avec H_2O ; ③ H avec H^+ ; ④ les charges avec e^-.

• **Équation de réaction** : l'oxydant d'un couple réagit avec le réducteur de l'autre. On multiplie chaque demi-équation pour avoir le même nombre d'électrons, on les additionne (les e^- disparaissent) puis on simplifie les espèces présentes de chaque côté.

• Vérification : conservation des éléments et des charges.

Niveau 1

Exercice A1 – Demi-équations avec oxygène (milieu acide)

Écrire les demi-équations des couples suivants en milieu acide :

1. $MnO_4^-(aq)/Mn^{2+}(aq)$
2. $Cr_2O_7^{2-}(aq)/Cr^{3+}(aq)$
3. $NO_3^-(aq)/NO(g)$
4. $SO_4^{2-}(aq)/SO_2(aq)$
5. $O_2(g)/H_2O(\ell)$
6. $H_2O_2(aq)/H_2O(\ell)$
7. $O_2(g)/H_2O_2(aq)$

Exercice A2 – Identifier les couples à partir d'observations

Dans chaque expérience, identifier les couples mis en jeu et écrire l'équation de la réaction.

1. Une lame de zinc plongée dans une solution bleue de sulfate de cuivre se recouvre d'un dépôt rouge-brun ; la solution se décolore.

2. Un fil de cuivre plongé dans une solution incolore de nitrate d'argent se recouvre d'un dépôt gris brillant ; la solution devient bleue.

3. De la paille de fer plongée dans de l'acide chlorhydrique ($H^+ + Cl^-$) provoque un dégagement gazeux (le gaz produit une petite détonation à la flamme) ; on détecte des ions Fe^{2+}.

4. On ajoute une solution violette de permanganate de potassium (MnO_4^-) acidifiée à une solution contenant des ions Fe^{2+} : la solution se décolore, et l'on obtient des ions Fe^{3+} et Mn^{2+}.

Niveau 2

Exercice A3 – Équations bilan avec H^+ et H_2O

Écrire l'équation de la réaction entre l'oxydant du premier couple et le réducteur du second (milieu acide) :

1. MnO_4^-/Mn^{2+} et Fe^{3+}/Fe^{2+}

2. $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$ et $C_2H_4O_2/C_2H_6O$ (éthylotest)

3. MnO_4^-/Mn^{2+} et O_2/H_2O_2

4. NO_3^-/NO et Cu^{2+}/Cu (dissolution du cuivre dans l'acide nitrique)

5. I_2/I^- et $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$

6. I_2/I^- et $C_6H_6O_6/C_6H_8O_6$ (dosage de la vitamine C)

Exercice A4 – L'eau oxygénée, oxydant et réducteur

Les couples de l'eau oxygénée sont $H_2O_2(aq)/H_2O(\ell)$ et $O_2(g)/H_2O_2(aq)$. En présence d'un catalyseur (fer, platine), l'eau oxygénée se décompose : il y a un dégagement gazeux et la solution reste incolore.

1. Dans quel couple H_2O_2 est-il l'oxydant ? Dans quel couple est-il le réducteur ?

2. Écrire les deux demi-équations.

3. En déduire l'équation de la décomposition de l'eau oxygénée. Quel est le gaz dégagé ?

PARTIE B – Tableaux d'avancement et réactions d'oxydoréduction

Rappel de méthode : ① équation ajustée (partie A) ; ② quantités initiales ($n = m / M$; $n = c \cdot V$; $n = V / V_m$) ; ③ tableau : réactif $n_0 - \nu \cdot x$, produit $n_0 + \nu \cdot x$; ④ x_{max} = plus petite valeur de n_0 / ν parmi les réactifs ; ⑤ composition finale, puis masses, volumes, concentrations. Le solvant (eau) n'a pas de colonne utile.

Niveau 1

Exercice B1 – Zinc et ions cuivre(II)

Une lame de zinc de masse m = 1,31 g est plongée dans V = 100 mL de solution de sulfate de cuivre à c = 0,10 mol·L^{-1}. Données : M(Zn) = 65,4 g·mol^{-1} ; M(Cu) = 63,5 g·mol^{-1}.

1. Écrire l'équation de la réaction.

2. Calculer les quantités de matière initiales.

3. Dresser le tableau d'avancement ; déterminer x_{max} et le réactif limitant.

4. Donner la composition finale, puis les masses de zinc restant et de cuivre déposé.

5. Calculer la concentration finale en ions zinc. Que devient la couleur de la solution ?

Exercice B2 – Aluminium et acide chlorhydrique

Un morceau d'aluminium de masse m = 0,54 g est placé dans V = 50,0 mL d'acide chlorhydrique de concentration c = 1,0 mol·L^{-1} en ions H^+. Il se dégage du dihydrogène. Couples : Al^{3+}/Al et H^+/H_2. Données : M(Al) = 27,0 g·mol^{-1} ; V_m = 24,0 L·mol^{-1}.

1. Écrire l'équation de la réaction.

2. Dresser le tableau d'avancement et déterminer le réactif limitant. Attention aux nombres stœchiométriques.

3. Donner la composition finale.

4. Calculer le volume de dihydrogène dégagé, puis la masse d'aluminium restant.

Niveau 2

Exercice B3 – Cuivre et acide nitrique

Une lame de cuivre de masse m = 6,35 g est plongée dans V = 100 mL d'acide nitrique ($H^+ + NO_3^-$) tel que $[H^+] = [NO_3^-] = 2{,}0$ mol·L^{-1}. La solution devient bleue et il se dégage du monoxyde d'azote NO(g). Couples : Cu^{2+}/Cu et NO_3^-/NO. Données : M(Cu) = 63,5 g·mol^{-1} ; V_m = 24,0 L·mol^{-1}.

1. Écrire l'équation de la réaction.

2. Calculer les quantités de matière initiales de chaque réactif.

3. Dresser le tableau d'avancement : quel est le réactif limitant ? (trois réactifs à comparer)

4. Donner la composition finale.

5. Calculer le volume de NO dégagé et la concentration finale en ions cuivre(II).

Exercice B4 – Dosage des ions fer(II) par le permanganate

On dose $V_1 = 10{,}0$ mL d'une solution d'ions Fe^{2+} de concentration inconnue par une solution acidifiée de permanganate de potassium de concentration $c_2 = 2{,}0\times10^{-2}$ mol·L^{-1}. Équation : $\mathbf{MnO_4^- + 5\ Fe^{2+} + 8\ H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 5\ Fe^{3+} + 4\ H_2O}$. La décoloration du permanganate cesse quand $V_E = 12{,}5$ mL de solution ont été versés (équivalence). Donnée : M(Fe) = 55,8 g·mol^{-1}.

1. Que peut-on dire du mélange à l'équivalence ? En déduire $n(Fe^{2+})$ en fonction de $n(MnO_4^-)$ versé.

2. Calculer la concentration en ions Fe^{2+}, puis la concentration massique en fer (g·L^{-1}).

3. Avant l'équivalence (V = 10,0 mL versés) : quel est le réactif limitant ? Quelle est la couleur de la solution ?

4. Après l'équivalence (V = 15,0 mL versés) : quel est le réactif limitant ? Calculer la quantité de MnO_4^- restante et la couleur observée.

Exercice B5 – Vitamine C et diiode

Un comprimé contient m = 500 mg d'acide ascorbique $C_6H_8O_6$ (M = 176,0 g·mol^{-1}). Après dissolution, on ajoute V = 50,0 mL de solution de diiode à c = 0,100 mol·L^{-1}. Équation (couples I_2/I^- et $C_6H_6O_6/C_6H_8O_6$) : $\mathbf{C_6H_8O_6 + I_2 \rightarrow C_6H_6O_6 + 2\ I^- + 2\ H^+}$.

1. Retrouver cette équation à partir des demi-équations.

2. Calculer les quantités de matière initiales.

3. Dresser le tableau d'avancement ; déterminer x_{max} et le réactif limitant.

4. Donner la composition finale, puis la concentration finale en diiode (volume total supposé 50,0 mL).

Niveau 3

Exercice B6 – Décomposition de l'eau oxygénée (transformation non totale ?)

On décompose V = 20,0 mL d'eau oxygénée à c = 0,50 mol·L^{-1} : $\mathbf{2\ H_2O_2(aq) \rightarrow O_2(g) + 2\ H_2O(\ell)}$. Données : $V_m = 24{,}0$ L·mol^{-1} ; le volume de la solution est supposé constant.

1. Calculer la quantité initiale d'eau oxygénée, dresser le tableau d'avancement (colonnes H_2O_2 et O_2) et déterminer x_{max}.

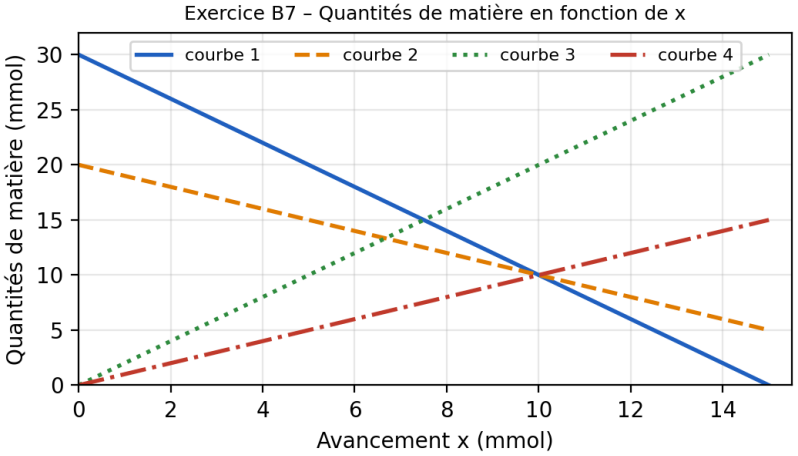
2. Quel volume maximal de dioxygène peut-on recueillir ?

3. On recueille en réalité 90 mL de dioxygène. Calculer x_f. La décomposition est-elle totale ?

4. Calculer la quantité d'eau oxygénée restante et sa concentration finale.

Exercice B7 – Exploiter un graphique : zinc et ions fer(III)

Du zinc Zn(s) réagit avec des ions fer(III) $Fe^{3+}(aq)$ (orange) qui sont réduits en ions fer(II) $Fe^{2+}(aq)$ (vert très pâle). Couples : Zn^{2+}/Zn et Fe^{3+}/Fe^{2+}. Le graphique donne les quantités de matière des quatre espèces en fonction de x. Donnée : M(Zn) = 65,4 g·mol^{-1}.



1. Écrire l'équation de la réaction.

2. Attribuer chaque courbe à une espèce. Justifier (valeur initiale et pente).

3. Déterminer x_{max} et le réactif limitant par lecture graphique, puis le vérifier par un calcul.

4. Donner la composition finale du système et calculer la masse de zinc restant.

5. Que devient la couleur de la solution au cours de la transformation ?

Corrigés

Partie A

Exercice A1

1. $MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- = Mn^{2+} + 4\ H_2O$
2. $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- = 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$
3. $NO_3^- + 4\ H^+ + 3\ e^- = NO + 2\ H_2O$
4. $SO_4^{2-} + 4\ H^+ + 2\ e^- = SO_2 + 2\ H_2O$
5. $O_2 + 4\ H^+ + 4\ e^- = 2\ H_2O$
6. $H_2O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^- = 2\ H_2O$
7. $O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^- = H_2O_2$

Exercice A2

1. Couples Cu^{2+}/Cu et Zn^{2+}/Zn : **$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$** (dépôt de cuivre ; les ions Cu^{2+} bleus disparaissent).
2. Couples Ag^+/Ag et Cu^{2+}/Cu : **$Cu + 2\ Ag^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2\ Ag$**.
3. Couples Fe^{2+}/Fe et H^+/H_2 : **$Fe + 2\ H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2$** (le dihydrogène produit la petite détonation).
4. Couples MnO_4^-/Mn^{2+} et Fe^{3+}/Fe^{2+} : **$MnO_4^- + 5\ Fe^{2+} + 8\ H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 5\ Fe^{3+} + 4\ H_2O$**.

Exercice A3

1. $MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- = Mn^{2+} + 4\ H_2O$ et $Fe^{2+} = Fe^{3+} + e^-$ (×5) : **$MnO_4^- + 5\ Fe^{2+} + 8\ H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 5\ Fe^{3+} + 4\ H_2O$**
2. $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- = 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$ (×2) et $C_2H_6O + H_2O = C_2H_4O_2 + 4\ H^+ + 4\ e^-$ (×3). Somme : $2\ Cr_2O_7^{2-} + 28\ H^+ + 3\ C_2H_6O + 3\ H_2O \rightarrow 4\ Cr^{3+} + 14\ H_2O + 3\ C_2H_4O_2 + 12\ H^+$. Après simplification : **$2\ Cr_2O_7^{2-} + 16\ H^+ + 3\ C_2H_6O \rightarrow 4\ Cr^{3+} + 11\ H_2O + 3\ C_2H_4O_2$**
3. $MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- = Mn^{2+} + 4\ H_2O$ (×2) et $H_2O_2 = O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^-$ (×5) : **$2\ MnO_4^- + 5\ H_2O_2 + 6\ H^+ \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 5\ O_2 + 8\ H_2O$**
4. $NO_3^- + 4\ H^+ + 3\ e^- = NO + 2\ H_2O$ (×2) et $Cu = Cu^{2+} + 2\ e^-$ (×3) : **$3\ Cu + 2\ NO_3^- + 8\ H^+ \rightarrow 3\ Cu^{2+} + 2\ NO + 4\ H_2O$**
5. $I_2 + 2\ e^- = 2\ I^-$ et $2\ S_2O_3^{2-} = S_4O_6^{2-} + 2\ e^-$: **$I_2 + 2\ S_2O_3^{2-} \rightarrow 2\ I^- + S_4O_6^{2-}$**
6. $I_2 + 2\ e^- = 2\ I^-$ et $C_6H_8O_6 = C_6H_6O_6 + 2\ H^+ + 2\ e^-$: **$C_6H_8O_6 + I_2 \rightarrow C_6H_6O_6 + 2\ I^- + 2\ H^+$**

Exercice A4

1. Dans H_2O_2/H_2O, H_2O_2 est l'**oxydant** ; dans O_2/H_2O_2, H_2O_2 est le **réducteur**.
2. $H_2O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^- = 2\ H_2O$ et $H_2O_2 = O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^-$.
3. Somme : **$2\ H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2\ H_2O$** (les H^+ et les e^- se simplifient). Le gaz dégagé est le **dioxygène**.

Partie B

Exercice B1

1. **$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$**.

2. n(Zn) = 1,31 / 65,4 = **$2{,}00\times10^{-2}$ mol** ; n(Cu^{2+}) = 0,10 × 0,100 = **$1{,}0\times10^{-2}$ mol**.

3. Si Zn est limitant : x = $2{,}00\times10^{-2}$ mol ; si Cu^{2+} est limitant : x = $1{,}0\times10^{-2}$ mol. **x_{max} = $1{,}0\times10^{-2}$ mol** ; Cu^{2+} est limitant.

4. m(Zn restant) = $1{,}0\times10^{-2}$ × 65,4 = **0,65 g** ; m(Cu déposé) = $1{,}0\times10^{-2}$ × 63,5 = **0,64 g**.

5. [Zn^{2+}] = $1{,}0\times10^{-2}$ / 0,100 = **0,10 mol·L^{-1}**. Les ions Cu^{2+} ont disparu : la solution se décolore.

$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$

Avancement	Quantité de matière (mol)	Zn	Cu^{2+}	Zn^{2+}	Cu
0	état initial	$2{,}00\times10^{-2}$	$1{,}0\times10^{-2}$	0	0
x	en cours	$2{,}00\times10^{-2} - x$	$1{,}0\times10^{-2} - x$	x	x
$x_f = x_{max}$	état final	$1{,}0\times10^{-2}$	0	$1{,}0\times10^{-2}$	$1{,}0\times10^{-2}$

Exercice B2

1. Al = Al^{3+} + 3 e^- (×2) et 2 H^+ + 2 e^- = H_2 (×3) : **$2\ Al + 6\ H^+ \rightarrow 2\ Al^{3+} + 3\ H_2$**.

2. n(Al) = 0,54 / 27,0 = $2{,}0\times10^{-2}$ mol ; n(H^+) = 1,0 × 0,0500 = $5{,}0\times10^{-2}$ mol. Si Al est limitant : x = $2{,}0\times10^{-2}$ / 2 = $1{,}0\times10^{-2}$ mol. Si H^+ est limitant : x = $5{,}0\times10^{-2}$ / 6 = $8{,}3\times10^{-3}$ mol. **x_{max} = $8{,}3\times10^{-3}$ mol** ; **H^+ est limitant** (alors que c'est le plus grand en quantité de matière).

3. Composition finale : voir tableau. 4. V(H_2) = $2{,}50\times10^{-2}$ × 24,0 = **0,60 L** ; m(Al restant) = $3{,}3\times10^{-3}$ × 27,0 = **0,090 g**.

$2\ Al + 6\ H^+ \rightarrow 2\ Al^{3+} + 3\ H_2$

Avancement	Quantité de matière (mol)	Al	H^+	Al^{3+}	H_2
0	état initial	$2{,}0\times10^{-2}$	$5{,}0\times10^{-2}$	0	0
x	en cours	$2{,}0\times10^{-2} - 2x$	$5{,}0\times10^{-2} - 6x$	2x	3x
$x_f = x_{max}$	état final	$3{,}3\times10^{-3}$	0	$1{,}67\times10^{-2}$	$2{,}50\times10^{-2}$

Exercice B3

1. **$3\ Cu + 2\ NO_3^- + 8\ H^+ \rightarrow 3\ Cu^{2+} + 2\ NO + 4\ H_2O$**.

2. n(Cu) = 6,35 / 63,5 = **0,100 mol** ; $n(NO_3^-)$ = 2,0 × 0,100 = **0,20 mol** ; $n(H^+)$ = **0,20 mol**.

3. Cu : x = 0,100 / 3 = 0,0333 mol ; NO_3^- : x = 0,20 / 2 = 0,100 mol ; H^+ : x = 0,20 / 8 = 0,0250 mol. **x_{max} = 0,0250 mol** ; **H^+ est limitant**.

4. Voir tableau. 5. V(NO) = 0,0500 × 24,0 = **1,20 L** ; $[Cu^{2+}]$ = 0,0750 / 0,100 = **0,75 mol·L^{-1}**.

$3\ Cu + 2\ NO_3^- + 8\ H^+ \rightarrow 3\ Cu^{2+} + 2\ NO$

Avancement	Quantité de matière (mol)	Cu	NO_3^-	H^+	Cu^{2+}	NO
0	état initial	0,100	0,20	0,20	0	0
x	en cours	0,100 − 3x	0,20 − 2x	0,20 − 8x	3x	2x
$x_f = x_{max}$	état final	0,0250	0,15	0	0,0750	0,0500

Exercice B4

1. À l'équivalence, le mélange est **stœchiométrique** : les deux réactifs sont entièrement consommés. $n(MnO_4^-)_{versé} - x_{max} = 0$ et $n(Fe^{2+}) - 5x_{max} = 0$, donc **$n(Fe^{2+}) = 5 \times n(MnO_4^-)$**.

2. $n(MnO_4^-) = 2{,}0\times10^{-2} \times 12{,}5\times10^{-3} = 2{,}5\times10^{-4}$ mol ; $n(Fe^{2+}) = 5 \times 2{,}5\times10^{-4} = 1{,}25\times10^{-3}$ mol ; $c(Fe^{2+}) = 1{,}25\times10^{-3} / 10{,}0\times10^{-3}$ = **0,125 mol·L^{-1}** ; $c_m = 0{,}125 \times 55{,}8$ = **6,98 g·L^{-1}**.

3. V = 10,0 mL : $n(MnO_4^-) = 2{,}0\times10^{-4}$ mol ; x_{max} : $MnO_4^- \rightarrow 2{,}0\times10^{-4}$ mol ; $Fe^{2+} \rightarrow 1{,}25\times10^{-3} / 5 = 2{,}5\times10^{-4}$ mol. Le réactif limitant est **MnO_4^-** : il est entièrement consommé, la solution ne contient pas de violet (elle reste incolore à pâle).

4. V = 15,0 mL : $n(MnO_4^-) = 3{,}0\times10^{-4}$ mol ; x_{max} : $MnO_4^- \rightarrow 3{,}0\times10^{-4}$; $Fe^{2+} \rightarrow 2{,}5\times10^{-4}$. Le réactif limitant est **Fe^{2+}**. $n(MnO_4^-)$ restant = $3{,}0\times10^{-4} - 2{,}5\times10^{-4}$ = **$5{,}0\times10^{-5}$ mol** : la solution est **violette** (couleur persistante).

Exercice B5

1. $I_2 + 2\ e^- = 2\ I^-$ et $C_6H_8O_6 = C_6H_6O_6 + 2\ H^+ + 2\ e^-$; la somme donne l'équation de l'énoncé.

2. $n(C_6H_8O_6)$ = 0,500 / 176,0 = **$2{,}84\times10^{-3}$ mol** ; $n(I_2)$ = 0,100 × 0,0500 = **$5{,}00\times10^{-3}$ mol**.

3. Vitamine C : x = $2{,}84\times10^{-3}$ mol ; I_2 : x = $5{,}00\times10^{-3}$ mol. **x_{max} = $2{,}84\times10^{-3}$ mol** ; l'acide ascorbique est limitant.

4. Voir tableau. $[I_2] = 2{,}16\times10^{-3} / 0{,}0500$ = **$4{,}3\times10^{-2}$ mol·L^{-1}**. Le diiode restant colore la solution (c'est ainsi que l'on repère la fin d'un dosage).

$C_6H_8O_6 + I_2 \rightarrow C_6H_6O_6 + 2\ I^- + 2\ H^+$

Avancement	Quantité de matière (mol)	$C_6H_8O_6$	I_2	$C_6H_6O_6$	I^-	H^+
0	état initial	$2{,}84\times10^{-3}$	$5{,}00\times10^{-3}$	0	0	0
x	en cours	$2{,}84\times10^{-3}$ − x	$5{,}00\times10^{-3}$ − x	x	2x	2x
$x_f = x_{max}$	état final	0	$2{,}16\times10^{-3}$	$2{,}84\times10^{-3}$	$5{,}68\times10^{-3}$	$5{,}68\times10^{-3}$

Exercice B6

1. $n(H_2O_2) = 0{,}50 \times 20{,}0\times10^{-3} = \mathbf{1{,}0\times10^{-2}\ mol}$. Tableau : $n(H_2O_2) = 1{,}0\times10^{-2} - 2x$; $n(O_2) = x$. H_2O_2 est le seul réactif : $1{,}0\times10^{-2} - 2x_{max} = 0$, donc $\mathbf{x_{max} = 5{,}0\times10^{-3}\ mol}$.

2. $V_{max}(O_2) = 5{,}0\times10^{-3} \times 24{,}0 = \mathbf{0{,}12\ L}$ (120 mL).

3. $n(O_2) = 0{,}090 / 24{,}0 = 3{,}75\times10^{-3}$ mol $= x_f$. $x_f < x_{max}$: la décomposition n'est **pas totale** ($x_f / x_{max} = 0{,}75$).

4. $n(H_2O_2)$ restante $= 1{,}0\times10^{-2} - 2 \times 3{,}75\times10^{-3} = \mathbf{2{,}5\times10^{-3}\ mol}$; $c = 2{,}5\times10^{-3} / 20{,}0\times10^{-3} = \mathbf{0{,}125\ mol\cdot L^{-1}}$.

$2\ H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2\ H_2O$

Avancement	Quantité de matière (mol)	H_2O_2	O_2
0	état initial	$1{,}0\times10^{-2}$	0
x	en cours	$1{,}0\times10^{-2} - 2x$	x
x_{max}	état final	0 (si totale)	$5{,}0\times10^{-3}$ (si totale)

Exercice B7

1. $Zn = Zn^{2+} + 2\ e^-$ et $Fe^{3+} + e^- = Fe^{2+}$ (×2) : $\mathbf{Zn + 2\ Fe^{3+} \rightarrow Zn^{2+} + 2\ Fe^{2+}}$.

2. Courbe 1 (30 → 0, pente −2) : Fe^{3+} ; courbe 2 (20 → 5, pente −1) : Zn ; courbe 3 (0 → 30, pente +2) : Fe^{2+} ; courbe 4 (0 → 15, pente +1) : Zn^{2+}.

3. La courbe 1 atteint 0 pour x = 15 mmol : $\mathbf{x_{max} = 15\ mmol}$, Fe^{3+} est limitant. Vérification : Zn → 20 / 1 = 20 mmol ; Fe^{3+} → 30 / 2 = 15 mmol ; on garde 15 mmol.

4. Voir tableau. m(Zn restant) $= 5\times10^{-3} \times 65{,}4 = \mathbf{0{,}33\ g}$.

5. Les ions Fe^{3+} (orange) sont remplacés par des ions Fe^{2+} (vert très pâle) : la solution s'éclaircit et perd sa couleur orange.

$Zn + 2\ Fe^{3+} \rightarrow Zn^{2+} + 2\ Fe^{2+}$

Avancement	Quantité de matière (mmol)	Zn	Fe^{3+}	Zn^{2+}	Fe^{2+}
0	état initial	20	30	0	0
x	en cours	20 − x	30 − 2x	x	2x
$x_f = x_{max}$	état final	5	0	15	30

Remarque : résultats calculés avec les valeurs non arrondies ; un écart sur le dernier chiffre significatif est normal.