

Pour chaque question, indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s) puis vérifier la correction, p. 369.

A	B	C
---	---	---

1 Les oxydants et les réducteurs

Si erreur, revoir § 1, p. 38.

1. Un oxydant est :	un accepteur d'électrons. X	un donneur d'électrons.	un accepteur ou un donneur d'électrons, selon le cas.
2. Pour le couple $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Zn}(\text{s})$:	le réducteur est $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$.	l'oxydant est $\text{Zn}(\text{s})$.	$\text{Zn}(\text{s})$ est un donneur d'électrons. X
3. Pour le couple $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) / \text{Al}(\text{s})$, la demi-équation électronique peut s'écrire :	$\text{Al}(\text{s}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}^{3+}(\text{aq})$	$\text{Al}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^-$ X	$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$ X
4. La demi-équation électronique $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$ correspond au couple :	$2 \text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$	$\text{H}_2(\text{g}) / \text{H}^+(\text{aq})$	$\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$ X
5. Dans la demi-équation électronique $\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Hg}(\ell)$:	$\text{Hg}(\ell)$ est le réducteur. X	$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq})$ donne des électrons.	$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq})$ est l'oxydant. X
6. Dans la demi-équation électronique $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$:	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ est oxydé.	$\text{Cu}(\text{s})$ est oxydé. X	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ est réduit. X
7. La transformation de Al^{3+} en Al :	est une oxydation.	est une réduction. X	est une réaction d'oxydoréduction. X
8. Pour le couple $\text{Ag}^+(\text{aq}) / \text{Ag}(\text{s})$:	$\text{Ag}^+(\text{aq})$ peut être oxydé en $\text{Ag}(\text{s})$.	$\text{Ag}(\text{s})$ peut être réduit en $\text{Ag}^+(\text{aq})$.	la transformation de $\text{Ag}^+(\text{aq})$ en $\text{Ag}(\text{s})$ est une réduction. X

2 Les réactions d'oxydoréduction

Si erreur, revoir § 2, p. 39.

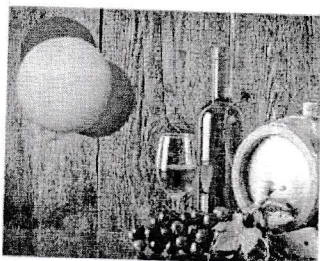
9. Au cours d'une réaction d'oxydoréduction :	le réducteur cède des électrons à l'oxydant. X	un transfert d'électrons est mis en jeu. X	un transfert d'ions $\text{H}^+(\text{aq})$ est mis en jeu.
10. La réaction mettant en jeu les couples $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) / \text{Al}(\text{s})$ et $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Zn}(\text{s})$ peut s'écrire :	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Al}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}(\text{s}) + \text{Al}^{3+}(\text{aq})$	$3 \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Al}(\text{s}) \rightarrow 3 \text{Zn}(\text{s}) + 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq})$ X	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Al}^{3+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}(\text{s}) + \text{Al}(\text{s})$
11. Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, les ions hydrogène H^+ captent des électrons tandis que le fer Fe en donne. L'équation peut s'écrire :	$\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	$\text{H}_2(\text{g}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{s})$ X	$2 \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ X
12. Au cours d'une réaction entre l'ion iodure I^- et le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 mettant en jeu les couples $\text{I}_2(\text{aq}) / \text{I}^-(\text{aq})$ et $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$:	des électrons sont transférés de I^- vers H_2O_2 . X	H_2O_2 a cédé des électrons.	I^- a capté des électrons. X
13. Au cours de la réaction d'équation : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	Cu^{2+} a été réduit par Fe . X	Fe a été oxydé par Cu^{2+} . X	Cu est le produit de l'oxydation de Cu^{2+} .
14. La réaction d'équation : $2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Ag}(\text{s}) + \text{Zn}^{2+}(\text{aq})$	traduit la perte d'électrons par l'ion argent. X	met en jeu les couples $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Zn}(\text{s})$ et $\text{Ag}^+(\text{aq}) / \text{Ag}(\text{s})$.	traduit l'oxydation de $\text{Zn}(\text{s})$ par $\text{Ag}^+(\text{aq})$. X

16 Connaître les critères de réussite

Le dioxyde de soufre dans le vin

Mobiliser et organiser ses connaissances ; exploiter des informations ; utiliser un modèle.

Lors de la vinification, les viticulteurs ajoutent du dioxyde de soufre $\text{SO}_2(\text{aq})$ au vin. La législation impose une concentration maximale égale à 210 milligrammes par litre dans le vin commercialisé. Afin de déterminer cette concentration, on fait réagir le dioxyde de soufre avec le diiode $\text{I}_2(\text{aq})$.

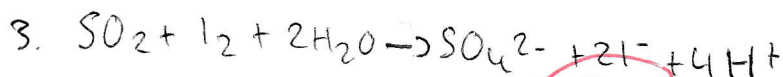
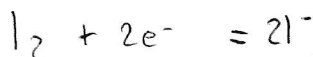
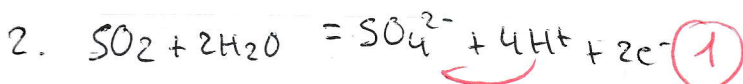


1. Identifier l'oxydant et le réducteur de la réaction.
2. Établir les demi-équations électroniques associées.
3. Établir l'équation de la réaction.

Données

Couples oxydant / réducteur : $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) / \text{SO}_2(\text{aq})$; $\text{I}_2(\text{aq}) / \text{I}^-(\text{aq})$.

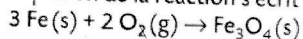
Q1 stior : Justifier.



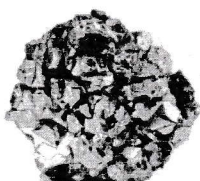
5 Construire un tableau d'avancement

Construire un tableau.

À haute température, 6,3 mol de poudre de fer $\text{Fe}(\text{s})$ réagissent avec 4,6 mol de dioxygène $\text{O}_2(\text{g})$. L'équation de la réaction s'écrit :



- Construire le tableau d'avancement associé à cette réaction.



$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s})$

6 Utiliser un tableau d'avancement

Exploiter un tableau ; effectuer des calculs.

1. Recopier puis compléter le tableau d'avancement ci-dessous.

Équation de la réaction		$2\text{Mg}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{MgO}(\text{s})$		
État du système	Avancement (en mmol)	Quantités de matière (en mmol)		
		$n(\text{Mg})$	$n(\text{O}_2)$	$n(\text{MgO})$
État initial	$x = 0$	10,0	4,0	0
État intermédiaire	x			

2. Calculer les quantités de matière des réactifs et des produits pour $x = 3,2$ mmol.

exercice 5 : questions supplémentaires :

- Trouver l'état final en justifiant.
- Quel est le réactif limitant ?

$3\text{Fe}(\text{s}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s})$			
6,3	4,6	0	$x \geq 0$
$6,3 - 3x$	$4,6 - 2x$	x	x
0	0,4	2,1	x_{max}

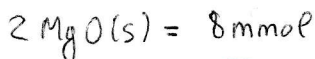
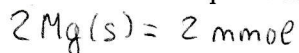
$6,3 - 3x = 0$ $4,6 - 2x = 0$

$x_{\text{max}} = 2,1$ $x_{\text{max}} = 2,3$

- Le réactif limitant est la poudre de fer Fe .
- Le mélange n'est pas stoechiométrique car il reste des réactifs, il aurait fallu 0 et 0.

Question 1 et 2 au dos de la feuille !!!

3. Calculer les quantités de matière dans l'état final.



(voir tableau d'avancement au dos).

4. En déduire la masse d'oxyde de magnésium MgO formée. Donnée ($M_{\text{Mg}} = 24,3 \text{ g/mol}$ et $M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g/mol}$). On rappelle que $n = \frac{m}{M}$

$m = n \times M = 8 \times (2 \times 24,3 + 2 \times 16) = 644,8 \text{ g}$

5. En déduire la masse dans l'état final du réactif en excès.

$m = n \times M = 2 \times 24,3 = 48,6 \text{ g}$

$\times 103 = 243 \text{ g}$