

DS Chimie : Oxydo-réduction et tableau d'avancement

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

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

31/54

Si erreur, revoir § 1, p. 38.

1 Les oxydants et les réducteurs

1. Un oxydant est :	un accepteur d'électrons. <input checked="" type="checkbox"/>	un donneur d'électrons. <input checked="" type="checkbox"/>	un accepteur ou un donneur d'électrons, selon le cas. <input type="checkbox"/>
2. Pour le couple $Zn^{2+}(aq) / Zn(s)$:	le réducteur est $Zn^{2+}(aq)$. <input type="checkbox"/>	l'oxydant est $Zn(s)$. <input type="checkbox"/>	$Zn(s)$ est un donneur d'électrons. <input checked="" type="checkbox"/>
3. Pour le couple $Al^{3+}(aq) / Al(s)$, la demi-équation électronique peut s'écrire :	$Al(s) + 3 e^- \rightleftharpoons Al^{3+}(aq)$ <input type="checkbox"/>	$Al(s) \rightleftharpoons Al^{3+}(aq) + 3 e^-$ <input checked="" type="checkbox"/>	$Al^{3+}(aq) + 3 e^- \rightleftharpoons Al(s)$ <input checked="" type="checkbox"/>
4. La demi-équation électronique $2 H^+(aq) + 2 e^- \rightleftharpoons H_2(g)$ correspond au couple :	$2 H^+(aq) / H_2(g)$ <input type="checkbox"/>	$H_2(g) / H^+(aq)$ <input type="checkbox"/>	$H^+(aq) / H_2(g)$ <input checked="" type="checkbox"/>
5. Dans la demi-équation électronique $Hg_2^{2+}(aq) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 Hg(l)$:	$Hg(l)$ est le réducteur. <input checked="" type="checkbox"/>	$Hg_2^{2+}(aq)$ donne des électrons. <input type="checkbox"/>	$Hg_2^{2+}(aq)$ est l'oxydant. <input checked="" type="checkbox"/>
6. Dans la demi-équation électronique $Cu^{2+}(aq) + 2 e^- \rightleftharpoons Cu(s)$:	$Cu^{2+}(aq)$ est oxydé. <input type="checkbox"/>	$Cu(s)$ est oxydé. <input checked="" type="checkbox"/>	$Cu^{2+}(aq)$ est réduit. <input checked="" type="checkbox"/>
7. La transformation de Al^{3+} en Al :	est une oxydation. <input type="checkbox"/>	est une réduction. <input checked="" type="checkbox"/>	est une réaction d'oxydoréduction. <input checked="" type="checkbox"/>
8. Pour le couple $Ag^+(aq) / Ag(s)$:	$Ag^+(aq)$ peut être oxydé en $Ag(s)$. <input type="checkbox"/>	$Ag(s)$ peut être réduit en $Ag^+(aq)$. <input type="checkbox"/>	la transformation de $Ag^+(aq)$ en $Ag(s)$ est une réduction. <input checked="" type="checkbox"/>

2 Les réactions d'oxydoréduction

Si erreur, revoir § 2, p. 39.

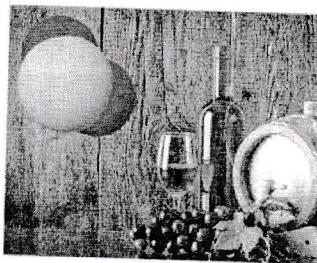
9. Au cours d'une réaction d'oxydoréduction :	le réducteur cède des électrons à l'oxydant. <input checked="" type="checkbox"/>	un transfert d'électrons est mis en jeu. <input checked="" type="checkbox"/>	un transfert d'ions $H^+(aq)$ est mis en jeu. <input type="checkbox"/>
10. La réaction mettant en jeu les couples $Al^{3+}(aq) / Al(s)$ et $Zn^{2+}(aq) / Zn(s)$ peut s'écrire :	$Zn^{2+}(aq) + Al(s) \rightarrow Zn(s) + Al^{3+}(aq)$ <input type="checkbox"/>	$3 Zn^{2+}(aq) + 2 Al(s) \rightarrow 3 Zn(s) + 2 Al^{3+}(aq)$ <input checked="" type="checkbox"/>	$Zn^{2+}(aq) + Al^{3+}(aq) \rightarrow Zn(s) + Al(s)$ <input type="checkbox"/>
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 :	$H^+(aq) + Fe(s) \rightarrow H_2(g) + Fe^{2+}(aq)$ <input type="checkbox"/>	$H_2(g) + Fe^{2+}(aq) \rightarrow 2 H^+(aq) + Fe(s)$ <input checked="" type="checkbox"/>	$2 H^+(aq) + Fe(s) \rightarrow H_2(g) + Fe^{2+}(aq)$ <input checked="" type="checkbox"/>
12. Au cours d'une réaction entre l'ion iodure I^- et le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 mettant en jeu les couples $I_2(aq) / I^-(aq)$ et $H_2O_2(aq) / H_2O(l)$:	des électrons sont transférés de I^- vers H_2O_2 . <input checked="" type="checkbox"/>	H_2O_2 a cédé des électrons. <input type="checkbox"/>	I^- a capté des électrons. <input checked="" type="checkbox"/>
13. Au cours de la réaction d'équation : $Cu^{2+}(aq) + Fe(s) \rightarrow Cu(s) + Fe^{2+}(aq)$	Cu^{2+} a été réduit par Fe . <input checked="" type="checkbox"/>	Fe a été oxydé par Cu^{2+} . <input checked="" type="checkbox"/>	Cu est le produit de l'oxydation de Cu^{2+} . <input type="checkbox"/>
14. La réaction d'équation : $2 Ag^+(aq) + Zn(s) \rightarrow 2 Ag(s) + Zn^{2+}(aq)$	traduit la perte d'électrons par l'ion argent. <input checked="" type="checkbox"/>	met en jeu les couples $Zn^{2+}(aq) / Zn(s)$ et $Ag^+(aq) / Ag(s)$. <input checked="" type="checkbox"/>	traduit l'oxydation de $Zn(s)$ par $Ag^+(aq)$. <input type="checkbox"/>

16 Connaitre 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 SO_2 (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 I_2 (aq).



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

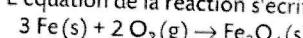
Données

Couples oxydant/réducteur : SO_4^{2-} (aq) / SO_2 (aq); I_2 (aq) / I^- (aq).

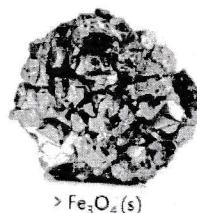
5 Construire un tableau d'avancement

Construire un tableau.

À haute température, 6,3 mol de poudre de fer Fe (s) réagissent avec 4,6 mol de dioxygène O_2 (g). L'équation de la réaction s'écrit :



Construire le tableau d'avancement associé à cette réaction.



6 Utiliser un tableau d'avancement

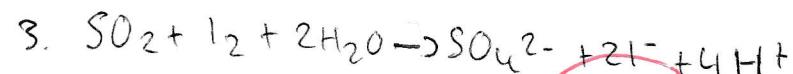
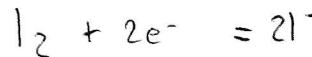
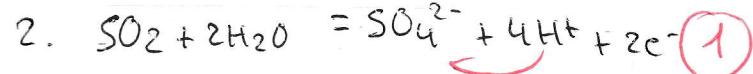
Exploiter un tableau ; effectuer des calculs.

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

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

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

Q1 stion : Justifier.



exercice 5 : questions supplémentaires :

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



6,3	4,6	0	(1)	$x = 0$
$6,3 - 3x$	$4,6 - 2x$	x	(1)	x
0	0,4	2,1	(1)	x_{\max}

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

$$x_{\max} = 2,1 \quad +\text{petit.} \quad x_{\max} = 2,3 \quad (1)$$

- Le réactif limitant est la poudre de fer Fe . (OP)
- Le mélange n'est pas stoichiométrique car il reste des réactifs, il aurait fallut 0 et 0. (OP)

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

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

$$2\text{Mg}(s) = 2 \text{ mmol} \quad 2\text{MgO}(s) = 8 \text{ mmol}$$

$$\text{O}_2(g) = 0 \text{ mmol}$$

(voir tableau d'avancement au dos).

(1)

- 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 $n = \frac{m}{M}$

$$m = n \times M = 8 \times (2 \times 24,3 + 2 \times 16) = 342,4 \text{ g}$$

(1,5h)

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

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

X 183

24,3g

(1,5h)