

Réactions d'oxydoréduction

p 92 n° 7 : a- Dans le couple $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Fe}_{(\text{s})}$, l'oxydant est $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ et le réducteur est $\text{Fe}_{(\text{s})}$
 b- Demi-équation : $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = \text{Fe}_{(\text{s})}$

p 92 n° 8 :

réducteur	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$	$\text{H}_2_{(\text{g})}$
oxydant	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})}$	$\text{H}^+_{(\text{aq})}$
couple	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$	$\text{H}^+_{(\text{aq})} / \text{H}_2_{(\text{g})}$

p 92 n° 9 :

oxydant	$\text{MnO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$	$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$	$\text{H}^+_{(\text{aq})}$
réducteur	$\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$	$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$	$\text{H}_2_{(\text{g})}$
couple	$\text{MnO}_4^{2-}_{(\text{aq})} / \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$	$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} / \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$	$\text{H}^+_{(\text{aq})} / \text{H}_2_{(\text{g})}$

p 92 n° 10 : a- L'oxydant conjugué de $\text{H}_2_{(\text{g})}$ est $\text{H}^+_{(\text{aq})}$. b- $2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = \text{H}_2_{(\text{g})}$

p 92 n° 12 : $\text{H}^+_{(\text{aq})} / \text{H}_2_{(\text{g})}$ $\text{MnO}_4^{2-}_{(\text{aq})} / \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$ $\text{Au}^{3+}_{(\text{aq})} / \text{Au}_{(\text{s})}$ $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} / \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$

p 93 n° 13 :
 L'ion fer II est l'oxydant du couple $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Fe}_{(\text{s})}$ et le réducteur du couple $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} / \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$.

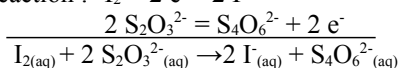
p 93 n° 15 :
 a-
$$\begin{array}{r} 2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = \text{H}_2_{(\text{g})} \\ \text{Zn}_{(\text{s})} = \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \\ \hline 2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{Zn}_{(\text{s})} \rightarrow \text{H}_2_{(\text{g})} + \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} \end{array}$$

 b-
$$\begin{array}{r} \text{I}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{I}^- \\ 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} = \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{e}^- \\ \hline \text{I}_{2(\text{aq})} + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{I}^-_{(\text{aq})} + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})} \end{array}$$

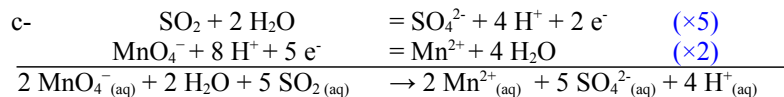
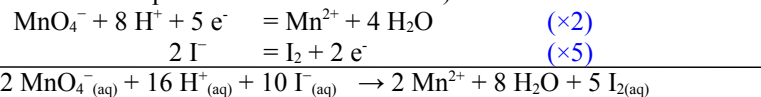
c-
$$\begin{array}{r} \text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} \quad (\times 2) \\ \text{Sn}^{2+} = \text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^- \quad (\times 5) \\ \hline 2 \text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} + 16 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 5 \text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{Sn}^{4+}_{(\text{aq})} \end{array}$$

d-
$$\begin{array}{r} \text{Al}_{(\text{s})} = \text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + 3 \text{e}^- \quad (\times 2) \\ \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = \text{Zn}_{(\text{s})} \quad (\times 3) \\ \hline 2 \text{Al}_{(\text{s})} + 3 \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + \text{Zn}_{(\text{s})} \end{array}$$

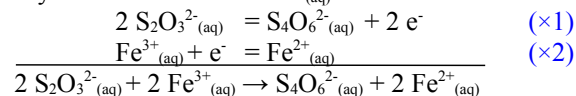
p 93 n° 16 :
 a- En présence d'ions thiosulfate, une solution aqueuse de diiode se décolore (le diiode brun se transforme en ions iodure incolores).
 Equation de la réaction : $\text{I}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{I}^-$



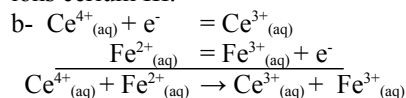
b- La solution de permanganate de potassium versée se décolore au contact de l'iodure de potassium et le mélange se teinte en brun (Les ions permanganate violets réagissent avec les ions iodures pour former du diiode brun).



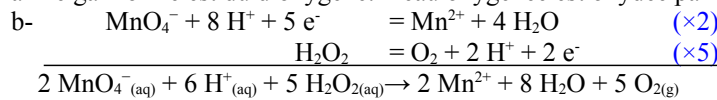
p 93 n° 18 :
 a- Solution de thiosulfate de sodium : ions sodium $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ et ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$.
 Solution de sulfate de fer III : ions fer III $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ et ions sulfates $\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$
 b- L'oxydant est l'ion fer III $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ et le réducteur l'ion thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$.



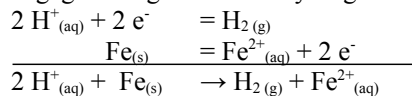
p 93 n° 19 :
 a- Les ions fer II réagissent avec les ions cérium IV pour former des ions fer III et des ions cérium III.



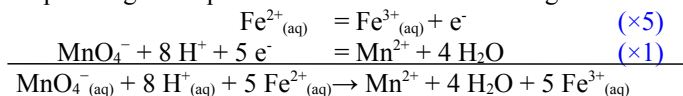
p 94 n° 20 :
 a- Le gaz formé est du dioxygène. L'eau oxygénée est oxydée par les ions permanganate.



p 94 n° 21 :
 a- Le fer $\text{Fe}_{(\text{s})}$ est un réducteur, il est oxydé par les ions hydrogène $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ de la solution d'acide chlorhydrique, il se forme donc des ions fer II $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ accompagné d'un dégagement gazeux de dihydrogène $\text{H}_2_{(\text{g})}$.



b- Les ions fer II se comportent en tant que réducteurs, ils sont oxydés en ions fer III par les ions permanganate qui eux sont réduits en ions manganèse.



p 94 n° 22 :
 a-
$$\begin{array}{r} 2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = \text{H}_2_{(\text{g})} \\ \text{Zn}_{(\text{s})} = \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \\ \hline 2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{Zn}_{(\text{s})} \rightarrow \text{H}_2_{(\text{g})} + \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} \end{array}$$

b- Calcul des quantités de matière initiales :

$$n_{0(\text{Zn})} = \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} = \frac{6,54}{65,4} = 0,10 \text{ mol} \quad n_{0(\text{H}^+)} = c \times V_{\text{HCl}} = 1,0 \times 100 \cdot 10^{-3} = 0,1 \text{ mol}$$

La réaction consomme 2 fois plus d'ions $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ que de $\text{Zn}_{(\text{s})}$, le réactif limitant est donc

l'acide chlorhydrique.

c-	$2 \text{H}^+_{(\text{aq})}$	+	$\text{Zn}_{(\text{s})}$	\rightarrow	$\text{H}_2_{(\text{g})}$	+	$\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$
Etat initial	0,1		0,1		0		0
Etat intermédiaire	$0,1 - 2x$		$0,1 - x$		x		x
Etat final	0		0,05		0,05		0,05

d- avancement maximal : $0,1 - 2x = 0$ donc $x_{\text{max}} = 0,05$ mol
 Dans l'état final, il y a 0,05 mol de $\text{Zn}_{(\text{s})}$ (présent en excès au départ), 0,05 mol de $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$ (formé) et 0,05 mol de $\text{H}_2_{(\text{g})}$ (formé et qui produit le dégagement gazeux).

e- Volume de gaz dégagé : $V_{\text{H}_2} = V_m \times n_{\text{H}_2} = 24 \times 0,05 = 1,2$ L

f- Calcul des quantités de matière initiales :

$$n_{0(\text{Zn})} = \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} = \frac{6,54}{65,4} = 0,10 \text{ mol} \quad n_{0(\text{H}^+)} = c \times V_{\text{HCl}} = 1,0 \times 400 \cdot 10^{-3} = 0,4 \text{ mol}$$

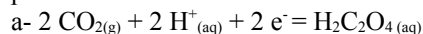
Le réactif limitant est le zinc.

	$2 \text{H}^+_{(\text{aq})}$	+	$\text{Zn}_{(\text{s})}$	\rightarrow	$\text{H}_2_{(\text{g})}$	+	$\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$
Etat initial	0,4		0,1		0		0
Etat intermédiaire	$0,4 - 2x$		$0,1 - x$		x		x
Etat final	0,2		0		0,1		0,1

avancement maximal : $0,1 - x = 0$ donc $x_{\text{max}} = 0,1$ mol
 Dans l'état final, il y a 0,2 mol de $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ (présent en excès au départ), 0,1 mol de $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$ (formé) et 0,1 mol de $\text{H}_2_{(\text{g})}$ (formé et qui produit le dégagement gazeux).

Volume de gaz dégagé : $V_{\text{H}_2} = V_m \times n_{\text{H}_2} = 24 \times 0,1 = 2,4$ L

p 94 n° 23 :



b- Dans la solution réalisée, il y a des ions hydrogène $\text{H}^+_{(\text{aq})}$, des ions sulfate $\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$, des ions potassium $\text{K}^+_{(\text{aq})}$ et des ions permanganate $\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}$.

Les ions permanganates sont des oxydants.

L'ajout d'acide sulfurique se fait doucement dans la solution diluée de permanganate de potassium.

c- L'acide oxalique est un réducteur, lors de l'ajout modéré du permanganate de potassium il y a une réaction d'oxydoréduction, la solution de permanganate de potassium se décolore au contact de l'acide oxalique. L'acide oxalique est oxydé en dioxyde de carbone, on observe donc un dégagement gazeux.

Si on continue l'ajout de permanganate de potassium lorsque tout l'acide oxalique a réagi, le dégagement gazeux cesse et le mélange devient violet.

