



REACTION D'OXYDO-REDUCTION EXERCICES CORRECTION

Ion bromate

- Couple $\text{BrO}_3^-/\text{Br}_{2\text{aq}}$: $2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^- \rightarrow \text{Br}_{2\text{aq}} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
L'ion bromate capte des électrons. Il est donc l'oxydant du couple.
- Couple $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$: $(\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}) \times 10$
D'où l'équation de la réaction entre les ions bromates et les ions fer(II).
 $2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Br}_{2\text{aq}} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 10\text{Fe}^{3+}$

Eau Oxygénée

- Oxydant** : espèce susceptible de capter un ou plusieurs électrons.
Réducteur : espèce susceptible de céder un ou plusieurs électrons.
Réaction rédox : réaction au cours de laquelle il y a un échange d'électrons.
- $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$
 $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$
 - $2(\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^-)$
 $5(\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O})$

 $2\text{Mn}^{2+}_{\text{aq}} + 5\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{MnO}_4^-_{\text{aq}} + 6\text{H}^+_{\text{aq}} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
 $5(\text{Fe}^{2+} = \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-)$

 $\text{MnO}_4^-_{\text{aq}} + 8\text{H}^+_{\text{aq}} + 5\text{Fe}^{2+}_{\text{aq}} \rightarrow \text{Mn}^{2+}_{\text{aq}} + 5\text{Fe}^{3+}_{\text{aq}} + 4\text{H}_2\text{O}$

$$n_1 = C_1V_1 = 1,00 \cdot 10^{-2} \times 20,0 \cdot 10^{-3} = 2,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_2 = C_2V_2 = 5,00 \cdot 10^{-2} \times 10 \cdot 10^{-3} = 5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

	MnO_4^-	+	8H^+	+	5Fe^{2+}	\rightarrow	Mn^{2+}	+	5Fe^{3+}	+	$4\text{H}_2\text{O}$	<i>en mol</i>
EI	$2,00 \cdot 10^{-4}$		excès		$5,00 \cdot 10^{-4}$		0		0		excès	
Eint	$2,00 \cdot 10^{-4} - x$		excès		$5,00 \cdot 10^{-4} - 5x$		x		5x		excès	
EF	$1,00 \cdot 10^{-4}$		excès		0		$1,00 \cdot 10^{-4}$		$5,00 \cdot 10^{-4}$		excès	

Recherche du réactif limitant :

$$\begin{cases} 2,00 \cdot 10^{-4} - x \geq 0 \\ 5,00 \cdot 10^{-4} - 5x \geq 0 \\ x \leq 2,00 \cdot 10^{-4} \\ x \leq 1,00 \cdot 10^{-4} \end{cases}$$

Fe^{2+} limitant et $x_{\text{max}} = 1,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

La quantité de K^+ n'a pas changé puisque K^+ est spectateur.



Attaque de l'aluminium

- $\text{Al}^{3+}_{\text{aq}} / \text{Al}_{(\text{s})} \quad \text{Al}^{3+}_{\text{aq}} + 3\text{e}^- = \text{Al}_{(\text{s})}$
 $\text{HCl}_{(\text{g})} \rightarrow \text{H}^{+}_{\text{aq}} + \text{Cl}^{-}_{\text{aq}} \quad \text{Cl}^- \text{ ion spectateur.}$
 $\text{H}^{+}_{\text{aq}} / \text{H}_{2(\text{g})} \quad 2\text{H}^{+}_{\text{aq}} + 2\text{e}^- = \text{H}_{2(\text{g})}$
- | | | | | | | | | |
|-----------|-----------------------------|---------------------------|---------------|------------------------------|--------------------------|-------------------------------|-----------|---------------------------|
| 2x | | $\text{Al}_{(\text{s})}$ | $=$ | $\text{Al}^{3+}_{\text{aq}}$ | $+$ | 3e^- | | |
| 3x | $2\text{H}^{+}_{\text{aq}}$ | $+$ | 2e^- | $=$ | $\text{H}_{2(\text{g})}$ | | oxydation | |
| | \Rightarrow | $2\text{Al}_{(\text{s})}$ | $+$ | $6\text{H}^{+}_{\text{aq}}$ | \rightarrow | $2\text{Al}^{3+}_{\text{aq}}$ | $+$ | $3\text{H}_{2(\text{g})}$ |
- $V_{\text{H}^+} = 60 \text{ mL} \Rightarrow [\text{H}^+] = 1,0 \text{ mol.L}^{-1} (\text{C}_{\text{HCl}})$
 $\Rightarrow n_{\text{H}^+} = [\text{H}^+] \times V_{\text{H}^+} = 1,0 \times 60 \cdot 10^{-3} = 6,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$
 Quand tout H^+ a réagi, on a $\frac{n_{\text{Al}}}{2} = \frac{n_{\text{H}^+}}{6}$ d'après l'équation bilan.
 $\Rightarrow n_{\text{Al}} = \frac{n_{\text{H}^+}}{3}$ ont réagi $\Rightarrow n_{\text{Al}} = \frac{6,0 \cdot 10^{-2}}{3} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ ont réagi avec 60 mL d'acide.
 $m_{\text{Al}} = n_{\text{Al}} \times M(\text{Al}) = 2,0 \cdot 10^{-2} \times 27 = 0,54 \text{ g}$
- Quand tout H^+ a réagi, on a, d'après l'équation bilan, $\frac{n_{\text{H}^+}}{6} = \frac{n_{\text{H}_2}}{3} \Rightarrow n_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}^+}}{2}$ s'est formé.
 $\Rightarrow n_{\text{H}_2} = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ formées $\Rightarrow V_{\text{H}_2} = n_{\text{H}_2} \times V_M = 3,0 \cdot 10^{-2} \times 22,4 = 6,7 \cdot 10^{-1} \text{ L.}$