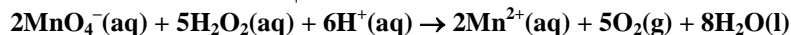
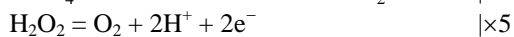
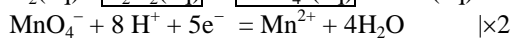
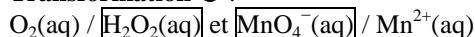
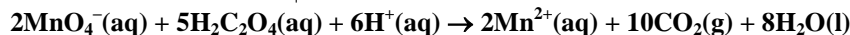
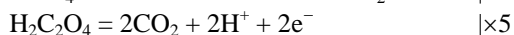
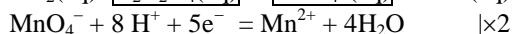


**A. OBSERVER DES RÉACTIONS LENTES ET RAPIDES**

**1. Transformation ① :**



**2. Transformation ② :**



**3. Transformation ③ :**

$$n(\text{MnO}_4^-)_i = c \cdot v = 2,0 \cdot 10^{-2} \times 10 \cdot 10^{-3} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 0,20 \text{ mmol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}_2)_i = c' \cdot v' = 1,0 \cdot 10^{-1} \times 10 \cdot 10^{-3} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 1,0 \text{ mmol}$$

$$\frac{n(\text{MnO}_4^-)_i}{2} = 0,10 \text{ mmol} < \frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)_i}{5} = 0,20 \text{ mmol} \Rightarrow \text{MnO}_4^- \text{ en défaut}$$

**Transformation ④ :**

$$n(\text{MnO}_4^-)_i = c \cdot v = 2,0 \cdot 10^{-2} \times 10 \cdot 10^{-3} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 0,20 \text{ mmol}$$

$$n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)_i = c' \cdot v' = 1,0 \cdot 10^{-1} \times 10 \cdot 10^{-3} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 1,0 \text{ mmol}$$

$$\frac{n(\text{MnO}_4^-)_i}{2} = 0,10 \text{ mmol} < \frac{n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)_i}{5} = 0,20 \text{ mmol} \Rightarrow \text{MnO}_4^- \text{ en défaut}$$

- Lorsque la solution devient incolore, il n'y a plus d'ions permanganate en solution (en défaut) : la transformation chimique s'arrête. La durée nécessaire à la décoloration de la solution coïncide donc avec la durée de réaction.
- La transformation chimique entre les ions permanganate et le peroxyde d'hydrogène est la plus rapide : elle est quasi instantanée alors qu'elle dure plusieurs dizaines de seconde avec l'acide oxalique (3min 40s).
- La vitesse des réactions précédentes est plus importante que celle de la formation de la rouille (durée de réaction de l'ordre du jour, du mois ou de l'année en fonction des conditions). Les ordres de grandeur des durées de réaction sont très variables.

**B. MODIFIER LA DURÉE D'UNE RÉACTION**

Essai n°	①	②	③	④
V <sub>1</sub> (mL)	10,0	30,0	30,0	30,0
V <sub>2</sub> (mL)	5,0	5,0	5,0	5,0
V <sub>solvant</sub> (mL)	eau : 40,0	eau : 20,0	eau : 20,0	acétone : 20,0
Δt (s)	3min 44s	35s	1min 2s	40s
[S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup> ] <sub>0</sub> (mol.L <sup>-1</sup> )	0,036	0,11	0,11	0,11
température (°C)	22	22	13	22

- L'épaisseur de solution traversée par la lumière doit être la même dans chaque situation.
- La croix disparaît à cause de la formation progressive de soufre sous forme de particules solides : le contenu du bécher devient opaque.

$$3. \text{ Transformation ①} \Rightarrow [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]_0 = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})_0}{V_{\text{total}}} = \frac{C_1 \cdot V_1}{V_1 + V_2 + V_{\text{solvant}}} = \frac{10,0 \cdot 10^{-3} \times 0,20}{55 \cdot 10^{-3}} = 0,036 \text{ mol.L}^{-1}$$

**Pour étudier l'effet d'un paramètre sur la durée d'une transformation chimique, seul ce paramètre doit changer.**

- Expériences ① et ② :** Plus la concentration en ions thiosulfate dans le milieu est élevée, plus la durée nécessaire à la disparition de la croix est faible.
- Réaliser à nouveau l'expérience ② en plaçant les réactifs dans un cristalliseur contenant un mélange eau-glace.  
**Expériences ② et ④ :** Lorsque la température du milieu diminue, la durée nécessaire à la disparition de la croix augmente  $\Rightarrow$  la transformation est plus lente.
- Réaliser à nouveau l'expérience ② en utilisant pour solvant un mélange eau/acétone : la transformation est plus lente (**comparaison des expériences ② et ⑤**). Le choix du solvant n'est pas anodin car il peut modifier la vitesse d'une réaction.