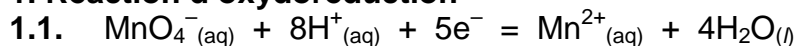
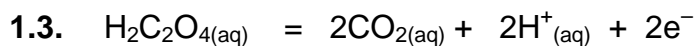


1. Réaction d'oxydoréduction



1.2. L'oxydant du couple $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$ est l'ion **permanganate** $\text{MnO}_4^- (\text{aq})$ car il **capte** des électrons.



2. Étude de la réaction

2.1. Toutes les espèces chimiques présentes, sauf l'ion permanganate sont incolores, or l'absorbance est nulle, dans l'état final ; il ne reste plus d'ions **permanganate** qui est donc le réactif limitant.

2.2. On voit d'après le tableau que la valeur de l'avancement reste constante au bout de 550 s, soit $x_f = 475 \times 10^{-9}$ mol.

2.3. Équation		$2 \text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 (\text{aq}) + 6 \text{H}^+ (\text{aq}) = 10 \text{CO}_2 (\text{aq}) + 2 \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 8 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$					
État initial	$x=0$	$c_1 \cdot V_1$	$c_2 \cdot V_2$	Excès	0	0	Beaucoup
État intermédiaire	x	$c_1 \cdot V_1 - 2 \cdot x$	$c_2 \cdot V_2 - 5 \cdot x$		$10 \cdot x$	$2 \cdot x$	
État final	x_f	$c_1 \cdot V_1 - 2 \cdot x_f$	$c_2 \cdot V_2 - 5 \cdot x_f$		$10 \cdot x_f$	$2 \cdot x_f$	

$$n(\text{Mn}^{2+} (\text{aq}))_f = 2 \cdot x_f$$

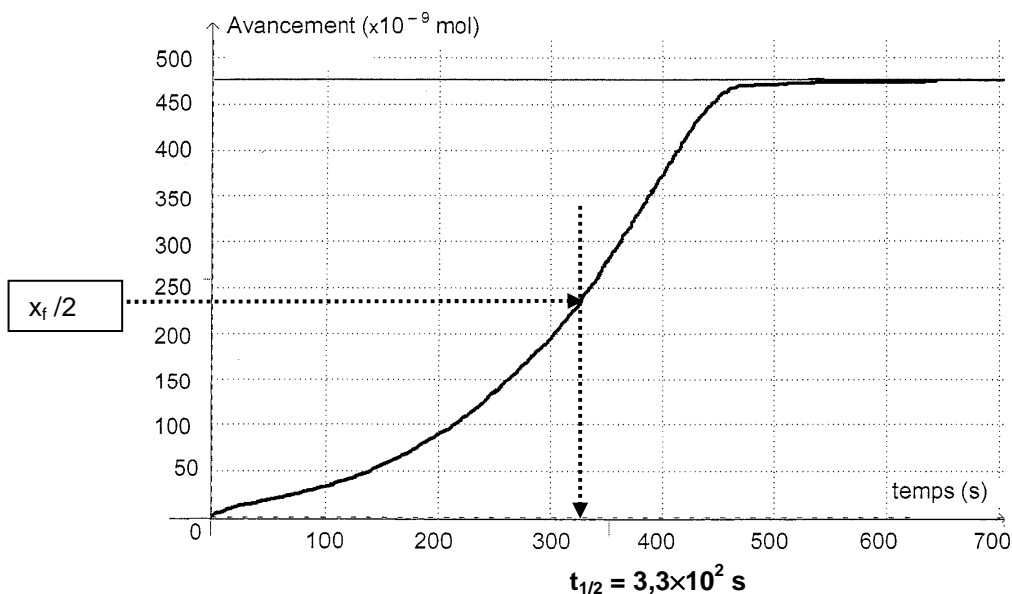
$$n(\text{Mn}^{2+} (\text{aq}))_f = 2 \times 475 \times 10^{-9} = 950 \times 10^{-9} \text{ mol}$$

2.4. $[\text{Mn}^{2+} (\text{aq})]_f = \frac{n(\text{Mn}^{2+} (\text{a}))_f}{V}$

$$[\text{Mn}^{2+} (\text{aq})]_f = \frac{n(\text{Mn}^{2+} (\text{a}))_f}{V_1 + V_2}$$

$$[\text{Mn}^{2+} (\text{aq})]_f = \frac{950 \times 10^{-9}}{1,00 \times 10^{-3} + 1,00 \times 10^{-3}} = 4,75 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

2.5. Le temps de demi-réaction est la durée au bout de laquelle l'avancement de la réaction a atteint la moitié de l'avancement final. $x(t_{1/2}) = x_f / 2 = 238 \times 10^{-9}$ mol



$$2.6. \quad v = \frac{1}{V} \cdot \frac{dx}{dt}$$

V : volume du mélange réactionnel (en L)

x : avancement de la réaction (en mol)

v : vitesse volumique de la réaction (en mol.L⁻¹.s⁻¹)

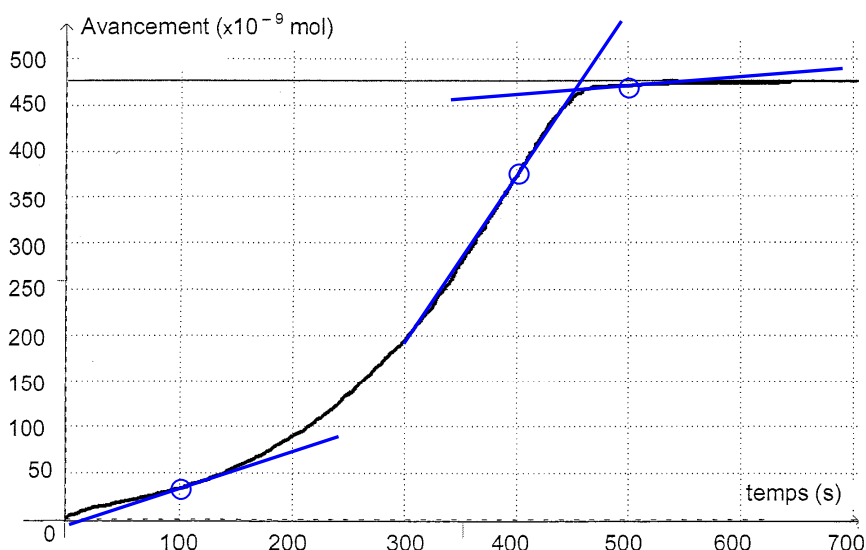
Dans le cas présent $V = V_1 + V_2$ est constant au cours de la réaction, donc la vitesse est proportionnelle à la dérivée de l'avancement de la réaction par rapport au temps.

2.7. Dans le cas général, la vitesse volumique de réaction **diminue** au cours du temps. En effet les réactifs étant consommés au fur et à mesure, leur concentration diminue.

2.8. La vitesse volumique de réaction est proportionnelle à $\frac{dx}{dt}$, qui est égal au coefficient directeur de la tangente à la courbe $x = f(t)$ à la date t .

Dans le cas particulier de cet exercice, la vitesse volumique **augmente** entre $t = 20$ s et $t = 400$ s environ ($\left(\frac{dx}{dt}\right)_t$ qui augmente) ; **passé par un maximum** au voisinage de 400 s **puis diminue** jusqu'à s'annuler.

On ne retrouve pas le résultat général de la question 2.7.



2.9.1. Un catalyseur est une espèce chimique qui permet d'augmenter la vitesse moyenne de réaction. Il ne modifie pas la valeur de l'avancement final, mais permet de l'atteindre plus rapidement.

2.9.2. Les ions Mn^{2+} formés catalysent cette réaction ce qui permet d'expliquer cette différence.

Au cours de la réaction, il y a compétition entre deux facteurs cinétiques :

- la concentration des réactifs qui, diminuant, tend à faire diminuer la vitesse de la réaction,
- le catalyseur Mn^{2+} qui apparaissant, tend à augmenter la vitesse de la réaction.

Dans un premier temps, « l'effet catalyseur » l'emporte sur l'effet de la diminution de la concentration des réactifs.

Dans un second temps, « l'effet catalyseur » ne suffit plus à compenser la diminution de vitesse liée à la consommation des réactifs : la vitesse diminue alors jusqu'à s'annuler.