

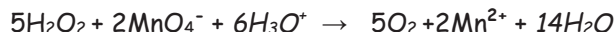
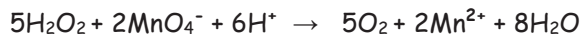
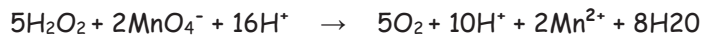
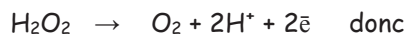
3) Ainsi  $[NO_2] = 2x/V = [10^{-2}/(RT)] \cdot (4/3) \cdot (P - P_0)$  avec T en kelvin (K), P et  $P_0$  en bars et  $R = 8,31$  ou  $[NO_2] = (4/3) \cdot (P - P_0)/(RT)$  avec T en kelvin, P et  $P_0$  en bar et  $R = 0,082$

t (s)	10	20	30	60	90	120	150	180	210	240
$[NO_2] (10^{-4} \text{ mol.L}^{-1})$	3,2	5,4	7,5	17,1	24,6	32,6	40,65	48,7	56,7	63,64

On choisit l'échelle 1cm pour 30s et 1cm pour  $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ . Pour la courbe voir page 21.

4) La courbe  $[NO_2] = f(t)$  est une droite, la vitesse de formation du dioxyde d'azote est la pente de cette droite ;  $V = \Delta[NO_2]/\Delta t = 2,65 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ . D'après l'équation-bilan on a  $\frac{1}{2}n(N_2O_5) = \frac{1}{4}n(NO_2)$ , donc  $\frac{1}{2}V(N_2O_5) = \frac{1}{4}V(NO_2) \rightarrow V(N_2O_5) = \frac{1}{2}V = 1,325 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .

**Exercice 4:** 1)  $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$



D'après l'équation-bilan on voit que  $MnO_4^-$  est un oxydant plus fort que  $O_2$ .

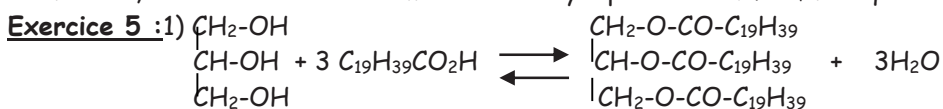
2)  $n_0(MnO_4^-) = C_1V_1 = 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$  et  $[MnO_4^-]_0 = n_0(MnO_4^-)/(V_1 + V_2) = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ .

$(1/5)C_2V_2 = 10^{-3} \text{ mol} > (1/2)C_1V_1 = 2,5 \cdot 10^{-5}$  donc  $H_2O_2$  est en excès.

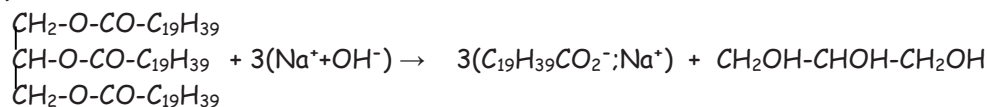
3) Pour la courbe voir page 21.  $V = d[Mn^{2+}]/dt$ .  $V(2s) = 1,56 \cdot 10^{-2} \text{ mmol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .

$V(4,5s) = 26,5 \cdot 10^{-2} \text{ mmol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .  $V(5,5s) = 10,7 \cdot 10^{-2} \text{ mmol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .

4) Il s'agit d'une autocatalyse. A partir de 3s environ, la présence des ions  $Mn^{2+}$  accélère la réaction. A partir de 4,5s les concentrations de  $MnO_4^-$  et  $H_2O_2$  diminuant, la réaction s'effectue de moins en moins vite. A  $t = 6,5s$  la réaction est terminée car il n'y a plus d'ions  $MnO_4^-$ . Ce qui correspond à  $[Mn^{2+}] = [MnO_4^-]_0$ .



2)



La réaction est une saponification. Elle est totale mais lente. L'éthanol joue le rôle de catalyseur.

3) a) La dilution dans l'eau glacée permet de stopper la réaction. La dilution entraîne la diminution de la concentration des réactifs ce qui diminue la vitesse de la réaction. L'abaissement de la température ralentit aussi la réaction d'où l'utilisation de la glace.

b)  $n(\text{OH}^-)_{\text{restant}} = C_2 \cdot x$  or  $n(\text{OH}^-)_{\text{initial}} = C_1V$ , donc la réaction a utilisé  $(C_1V - C_2 \cdot x)$ . D'après la réaction de saponification on a  $(1/3) \cdot n(\text{OH}^-)_{\text{utilisé}} = N_{\text{glycérol}} \rightarrow N_{\text{glycérol}} = (1/3)(C_1V - C_2 \cdot x)$ .

c)

t(min)	4	9	15	24	37	53	83
$N_{\text{glycérol}} (x 10^{-5} \text{ mol})$	2,37	4,56	6,53	8,83	10,83	12,6	14,56

Pour la courbe voir page 21.

d)  $V = d(N_{\text{glycérol}})/dt \rightarrow V(10\text{min}) = 3,29 \cdot 10^{-6} \text{ mol.min}^{-1}$  et  $V(30\text{min}) = 1,54 \cdot 10^{-6} \text{ mol.min}^{-1}$ .

e) La vitesse diminue car la concentration des réactifs diminue au cours du temps.

